



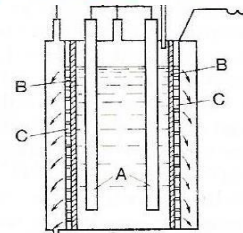
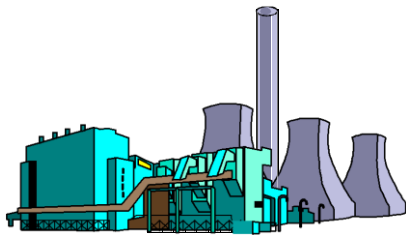
ÁREA DE CIENCIAS EXPERIMENTALES



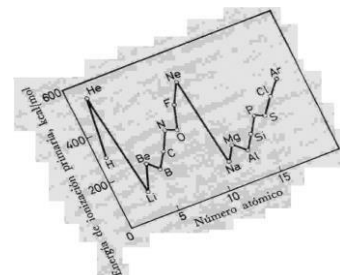
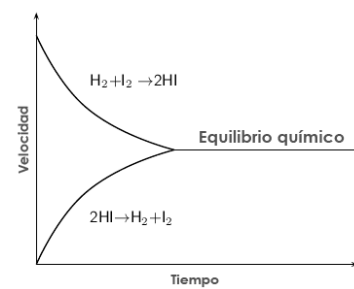
GUÍA PARA EL PROFESOR DE QUÍMICA III

Francisco Álvarez Herrera

Isaías Álvarez Hernández



Alcali electrolítico
(Nekrasov, 1981)
Electrolizador para la obtención de cloro.
A; ánodo, B; diafragma, C; cátodo



30 de agosto de 2021

Índice de contenidos

	Introducción	10
	Orientaciones generales para el profesor	11
	Sugerencias de evaluación	12
	Unidad 1: La industria química en México: factor de desarrollo.	14
	Propósito	
	Evaluación. Nivel de desempeño	14
	Presentación	15
I	✓ Estrategia 1 ¿Cuáles son los recursos naturales con los que cuenta México y cómo podemos aprovecharlos?	
	Los recursos naturales	16
	La industria química	17
	Conceptos clave; industria química e industria extractiva	18
	La industria química de base. La atmósfera, la hidrósfera y la litosfera.	19
	La industria química inorgánica básica en México	21
	Cuestionario número 1.	22
	Mapa conceptual: La industria química. Materiales y flujo de productos	23
	Algunos ejemplos de la industria química básica	24
	COMENTARIO La purificación del agua. El carbón activado y las resinas de intercambio iónico	25
	Concepto clave: materia prima	25
	Cuestionario número 2.	25
	Actividad para trabajar en equipo colaborativo	26
	Actividad para trabajar en equipo colaborativo	27
	Proceso industrial Cadenas de producción	27
	Algunos satisfactores que produce la industria química; cerámica, vidrio, cemento, pigmentos naturales, fabricación de papel	28
	Cadena productiva a partir del carbono y la caliza	31

“El aprendizaje de la ciencia, cualquiera que ésta sea, y el desarrollo de los valores humanos fundamentales, deben darse en forma simultánea”

Ejemplo de cadena productiva inorgánica a partir del azufre Ejercicio de cálculo químico	31
La lixiviación en la industria química	32
La industria de procesamiento de materiales	33
Concepto clave; cadena productiva	33
COMENTARIO Retos de la industria química ante el cambio climático	33
Preparación industrial de NaOH y sus usos Ejercicio de cálculo químico	34
Cuestionario número 3.	34
Actividad experimental No. 1 Elaboración de gel antibacterial	35
COMENTARIO Producción de hipoclorito sódico	36
Ramas y productos de la industria química	37
Organizador gráfico de la industria de la transformación	38
Actividad experimental No. 2 Elaboración de un desodorante	38
Nuevos términos Oclusividad Caducidad	39
COMENTARIO La evolución de la industria química	40
Cuestionario número 4.	40
Obtención industrial de carbonato de sodio. Cadena productiva del NaCl	41
Actividad experimental No. 3 Obtención de un jabón de pasta	42
Cuestionario número 5.	45
Actividad experimental No. 4 Obtención de cloro	46
La industria química como factor económico	47
Propuesta de alternativas para solucionar la contaminación por la industria química.	48
Cuestionario número 6.	48
Concepto de PIB	49
Evolución de la industria química mexicana, 1983-1995	50
La industria química y su relación con el uso del PIB	50
Cuestionario número 7.	51
Propuesta de alternativas para solucionar la contaminación por la industria química.	53
Trabajo en equipo colaborativo ¿Es posible la existencia de la industria química libre de contaminación?	53
Ejercicio de opción múltiple para evaluar la unidad 1	54

¿Qué es la química?

En la actualidad es común hablar de la era nuclear y la espacial, lo cual muestra la gran influencia de la ciencia en la vida del ser humano.

La ciencia afecta nuestra vida en casi todos sus aspectos. Lo anterior obliga a prepararnos para comprender con fundamentos científicos lo que sucede a nuestro alrededor. Una herramienta para cumplir con este propósito es la química.

Ésta es una ciencia que estudia los fenómenos de la naturaleza relacionados con la materia, sus cambios, su estructura, sus propiedades y su composición (Fernández Rincón Myriam Stella, 1988).

UNIDAD 2.

De los minerales a los metales: procesos químicos, usos e importancia.

	Presentación	58
	Orientaciones de la unidad 2 para el profesor	58
	Propósito	59
	Nivel de desempeño del estudiante para la unidad 2 de Química III	59
I	✓ Estrategia 1 ¿Qué tipo de recursos minerales se aprovechan en México? Introducción Recursos minerales y su aprovechamiento, zonas mineras en México	60
	¿Qué son las rocas?	61
	Rocas y minerales ¿Qué son los minerales?	62
	Clasificación del reino mineral Dolomita y granate	63
	COMENTARIO ¿De qué está hecho nuestro planeta? ¿Por qué el titanio mejora el crecimiento de las plantas?	64
	Conceptos clave; los recursos minerales, roca, mineral y mena Existen unos 20 metales nativos	65
	Cuestionario número 1. ¿Por qué el titanio mejora el crecimiento de las plantas?	65
	Metalurgia extractiva	66
	Términos de la minería y metalurgia; significado de mena y ganga	66
	Cuestionario número 2. Clasificación de los compuestos inorgánicos	67
	Nomenclatura inorgánica	68
	Sistema Stock y de la IUPAC para los óxidos metálicos Sales binarias	69
	Concepto clave: número de oxidación	70
	Sales ternarias	71
	Cuestionario número 3.	72
II	✓ Estrategia 2 ¿Qué cambios físicos y químicos se encuentran involucrados en la obtención de metales? Proceso de chancado, las operaciones en la planta industrial de óxidos COMENTARIO La importancia de los metales	75
	Etapas físicas o mecánicas en la extracción de minerales Concentración de minerales; trituration, tamizado, decantación y flotación	76
	COMENTARIO La extracción minera	77



2022

Francisco Alvarez Herrera

"El acto de enseñar no se separa tan fácilmente de la conciencia de saber...; el hombre consagrado a la cultura científica es un eterno escolar".

G. BACHELARD

Cuestionario número 4.	77
Etapas químicas en la obtención de metales	78
La tostación para los sulfuros o carbonatos	
El proceso metalúrgico para la reducción u obtención de estaño	
La reducción del aluminio a partir de la bauxita	79
<u>Nuevo término</u>	80
El aluminio anodizado.	
La reducción de la plata	
Nuevo término:	81
Adsorbato	
Reacciones químicas de lixiviación de la tenorita y la malaquita	82
Actividad experimental No. 5	82
Reducción de cobre por electrólisis	
Concepto clave; lixiviación	83
Siderurgia del Hierro	83
Hierro forjado y hierro dulce. Reacciones químicas en el alto horno	84
Concepto clave; agente reductor	84
Hidrometalurgia del Oro/Zinc como agente reductor	85
Tostación-reducción. Modelo de diagrama de Frost	
La rentabilidad de la explotación de los minerales	86
Organizador gráfico para la obtención de los metales a partir de sus yacimientos	87
Cuestionario número 5.	88
	88
Reacciones químicas de desplazamiento	
Actividad experimental No. 6	90
Obtención de cobre por cementación	
Conceptos clave; actividad química y reducción metálica	91
Cuestionario número 6.	92
Los metales libres en la naturaleza	93
Propiedades periódicas	94
Radios atómicos y iónicos, energía de ionización, carácter metálico y electronegatividad	
Cuestionario número 7.	96
Serie de actividad de los metales	97
COMENTARIO	97
Estabilidad química de los minerales	
¿Qué es un diagrama de Ellingham?	98
Concepto clave; oxidación metálica	98
El término “sistema”	100
Actividad experimental No. 7	100
Actividad química	
Cuestionario número 8.	101
Reacciones de óxido-reducción en la obtención de metales	102
Balanceo de ecuaciones químicas de tipo redox	104
Reacciones de reducción de metales a partir de sus óxidos, sulfuros o minerales	106
Cuestionario número 9.	106
Actividad experimental No. 8	107
Las óxido-reducción	
Redox y la electronegatividad	108
Cuestionario número 10.	108

“Hay dos razones principales para estudiar química: la primera, para aprender lo que esta ciencia es y cuáles son sus usos; la segunda, para aprender sobre el pensamiento lógico del método científico”.

Linus Pauling

III	✓ Estrategia 3 ¿Por qué es importante cuantificar las reacciones químicas en los, procesos industriales?	109
	Introducción. Cantidad de sustancia. El mol, estequiometría y ejemplos de cálculo; relación mol-mol y masa-mol	
	Rendimiento de reacción	113
	Reactante limitante	115
	Actividad experimental No.9 Estequiometría	116
	Cuestionario número 11.	116
IV	✓ Estrategia 4 ¿Por qué son importantes los metales? Introducción	120
	COMENTARIO Búsqueda de metales en células y fuentes naturales de agua	121
	El oro	121
	Los isótopos en medicina	122
	Propiedades físicas de los metales	122
	Mezclas metálicas	122
	Nitinol, zamak y alpaca	123
	Actividad experimental No. 10 Propiedades físicas de los metales	124
	Relación: Estructura- propiedades- usos	125
	Enlace metálico	126
	COMENTARIO Modelo de orbitales moleculares para los metales	128
	Cuestionario número 12.	128
	COMENTARIO Minerales y elementos traza	130
	Cuestionario número 13.	131
V	✓ Estrategia 5 ¿Cuáles son los beneficios y consecuencias de la industria minero-metalúrgica? Impacto económico y ambiental de la producción de metales.	132
	Metales tóxicos Intoxicación por mercurio y plomo	133
	Contaminación artificial	134
	Cuestionario número 14.	134
	Conclusión	135
	Evaluación de los aprendizajes	135
	EJERCICIO PARA EVALUAR LA UNIDAD 2 DE QUÍMICA III	136

“La vida es una competencia larga y dura, pero al final solamente competimos contra nosotros mismos”
Francisco Alvarez Herrera

UNIDAD 3

Control de los procesos industriales en la fabricación de productos estratégicos para el país.

	Presentación	141
	Orientaciones generales para el profesor	142
	Propósito	142
	Nivel de desempeño del estudiante para la unidad 3 de química III.	142
I	✓ Estrategia 1 ¿Cómo efectuar reacciones químicas con mayor rapidez y eficiencia Proceso químico	143
	Problemas de la síntesis del amoníaco	144
	La cadena productiva del amoníaco	145
	Proceso Haber-Bosch	146
	Actividad experimental No. 11 Obtención de amoníaco	147
	Los Procesos industriales de los tres ácidos más importantes de la industria química básica.	148
	Ácido nítrico	148
	Ácido sulfúrico	149
	Ácido fosfórico	152
	Ejercicio de cálculo químico	153
	Fósforo blanco, rojo y negro Cuestionario número 1.	154
	Concepto de rapidez de reacción	155
	Factores que modifican la rapidez de reacción	156
	Actividad experimental No. 12 Rapidez de reacción	156
	Dependencia entre rapidez de reacción y temperatura	158
	Actividad experimental No. 13 El efecto de la temperatura en la rapidez de reacción	159
	Efecto de la variación de la concentración	160
	Actividad experimental No. 14 Efecto de la concentración	161
	Efecto de los catalizadores. Catálisis	162
	Catálisis heterogénea en la síntesis del amoníaco	162
	Teoría de las colisiones	163
	Concepto clave; energía de activación	163
	Actividad experimental No. 15 Reacción catalítica	164
	COMENTARIO; los catalizadores Cuestionario número 2.	165
	Teoría de las colisiones	166
	COMENTARIO El orden de las reacciones	167
II	✓ Estrategia 2 ¿De dónde procede la energía involucrada en una reacción?	169
	Energía y reacción química	169
	Geometría de una colisión	169

	COMENTARIO	171
	El complejo activo	
	Energía y enlace químico	172
	Disociación de la molécula de nitrógeno	173
	Relación entre la energía de reacción y la ruptura o formación de enlaces en una reacción	174
	Cuestionario número 3.	174
	Energía de enlace	176
	Ejemplo de cálculo químico	177
	Cuestionario número 4.	180
III	✓ Estrategia 3 ¿En todas las reacciones químicas se consumen completamente los reactivos?	181
	Introducción ¿Cómo ocurren los procesos físicos y químicos a nivel microscópico? Concepto clave; Reacción reversible ¿Cómo se establece el equilibrio químico?	182
	Reversibilidad y equilibrio en las reacciones ácido-base	183
	Características de las reacciones reversibles	184
		185
	Principio de Le Châtelier	
	Ejemplos de reacciones reversibles	186
	Cuestionario número 5.	187
	Origen de la electroquímica del pH	189
	Ácidos y bases	190
	Modelo de Bronsted – Lowry	190
	Determinación de las fórmulas de ácidos y bases conjugados Ejemplos	191
	Fuerzas relativas de los ácidos y las bases	192
	Actividad experimental No. 16 La fuerza de los ácidos y las bases	195
	La acidez o basicidad	196
	Los compuestos que se ionizan al disolverse se llaman electrólitos	197
	El valor de Kw para el agua a 25°C	198
	El pH como medida de las concentraciones de iones $[H_3O^+]$	198
	Ejercicios de cálculo químico de pH	200
	Constante de acidez	200
	Ejemplo. Cálculo de la constante de acidez K_a	201
	Cuestionario número 6.	202
	Representación del equilibrio con el modelo de Bronsted-Lowry	204
	Equilibrio del ácido carbónico	205
	Equilibrio en el sistema humano	206
	Disoluciones reguladoras, amortiguadoras o tampones	206
	Concepto clave; solución tampón	208
	Equilibrio ácido carbónico-carbonato	209
	La hidrólisis de las sales inorgánicas	210
	Ejemplo de cálculo de Kh	210
	Actividad experimental No. 17 Reversibilidad del ion cobalto	211
	Cuestionario número 7.	212
	Equilibrio químico. El concepto	213
	Características del equilibrio químico	214

“La historia del docente no es una historia de dolor, ni de sufrimiento; es de pasión”

Francisco Álvarez Herrera.

	Determinación de la constante de equilibrio químico	216
	Las condiciones de calor de reacción en el equilibrio químico	217
	Concepto clave; entalpía de reacción (ΔH)	218
	El cambio en la presión del sistema	220
	Modificando el volumen del sistema	221
	Cuestionario número 8.	223
	Equilibrio de reacciones heterogéneas	224
IV	✓ Estrategia 4	225
	¿Cuáles son los beneficios o perjuicios de promover la eficiencia en los procesos industriales?	
	Introducción	
	Eficiencia de los procesos industriales	
	Porcentaje de rendimiento en el mercado	226
	Cuestionario número 9.	226
	Los abonos nitrogenados que es conveniente producir	226
	Sulfato de amonio	227
	Nitrato de amonio	227
	La carbamida	228
	Ejercicio de cálculo químico	228
	Cuestionario número 10.	229
	La química ¿tiene que ver contigo?	230
	Impacto ambiental y socioeconómico de los procesos industriales	230
	Residuos peligrosos	231
	Cuestionario número 11.	233
	Evaluación del aprendizaje A10	233
	Cuestionario para evaluar la unidad 3. Ejercicio de opción múltiple	234
	Bibliografía Básica	236
	Bibliografía complementaria	237
	Páginas de Internet	238

Dato curioso

En la actualidad existen teorías más completas que la de Bronsted-Lowry, siendo la más conocida la Teoría de Lewis, que se basa en un concepto electrónico.

En 1938, el químico estadounidense Gilbert N. Lewis desarrollo su teoría de ácidos y bases: la diferencia entre el ácido y la base son sus electrones. El ácido debe tener algún elemento con deficiencia de electrones que le aleje de la configuración de un gas noble, y la base debe tener algún par de electrones solitarios.

La reacción de un ácido con una base de Lewis da como resultado un compuesto de adición. De esta forma se incluyen elementos que se comportan como bases, pero no cumplen la definición de Bronsted y Lowry, y suelen ser denominados ácidos de Lewis.

Puesto que el H^+ , según esta definición, es un ácido de Lewis- tiene vacío el orbital $1s$, en donde alojar el, par de electrones-, todos los ácidos de Bronsted-Lowry son, por definición, ácidos de Lewis. Con esta teoría podemos describir cómo algunas sustancias como el CO_2 o el $AlCl_3$, **que no poseen** hidrógeno, tienen propiedades ácidas y son capaces de neutralizar a las bases dando lugar a la formación de sales.

Aunque la definición de Lewis tiene un carácter más general, la definición de uso más común de ácidos y bases es la que formularon Bronsted y Lowry (García Bello Deborah, 2016).

	Arrhenius	Bronsted-Lowry	Lewis
TEORÍA	Teoría de la disociación o ionización del agua	Teoría protónica	Teoría electrónica
Definición de ácido	Dar iones H^+ en agua	Dador de protones	Aceptar par de electrones
Definición de base	Dar iones OH^- en agua	Aceptor de protones	Dar par de electrones
Reacción ácido-base	Formación de agua	Transferencia protónica	Formación de un enlace covalente coordinado
Ecuación	$H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$	$AH + B \rightleftharpoons A^- + BH^+$	$A + :B \rightleftharpoons A:B$
Limitaciones	Aplicable únicamente a disoluciones acuosas. Los ácidos deben tener H y las bases OH	Aplicable únicamente a reacciones de transferencia de protones. Los ácidos deben tener H	Teoría general

http://e-ducactiva.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4856/html/13_comparacin_de_teoras_cidobase.html

Presentación

El presente material es una guía para el profesor de Química III, considerada como un recurso didáctico, elaborado con base a los nuevos programas con las siguientes finalidades: como guía para la enseñanza-aprendizaje porque ofrece información relevante, para ejercitar habilidades tanto longitudinales como transversales, como ejemplo o simulador de la realidad, para incentivar y despertar interés, y como espacio de expresión entre las más destacadas.

Cabe aclarar que el presente material nunca suplirá todo el proceso educativo, es un sostén, un apoyo para facilitar algunas de las etapas necesarias del aprendizaje, desde la atención y comprensión de lo que se desea aprender de Química hasta su aplicación en la realidad. **En este sentido la selección que el profesor de Química III realice a partir de este material para su plan de clase, o secuencia didáctica dependerá de la etapa del proceso, del nivel de complejidad o tipo de aprendizaje.**

Este recurso didáctico para Química III aporta actividades y estrategias de reforzamiento variadas que apoyan diversos temas y pueden adaptarse a distintas edades y tipos de destinatarios para facilitar el aprendizaje, la comprensión, la asimilación, la memorización o la recapitulación de los contenidos, por lo que constituyen una alternativa práctica y efectiva para la familiarización de textos o nuevos conocimientos. Es importante establecer que no es el recurso el que tiene el valor didáctico, **sino los usos o planteamientos que de este material elaboren los profesores de Química III.**

El contenido de las tres unidades es amplio con estrategias y actividades experimentales o de laboratorio, y proponemos **cuestionarios** que el profesor podrá aplicar a los estudiantes para que ejerciten la comprensión de las lecturas con la información pertinente de acuerdo al desarrollo de las temáticas de cada unidad, y donde él realizará una evaluación continua conforme se desarrolle el curso. Sugerimos diversidad de **“Ejercicios de cálculo químico resueltos”, para que el profesor los seleccione y con ellos explique el procedimiento** con la finalidad de que los estudiantes también adquieran habilidad y destreza así como la comprensión gradual en la resolución de problemas.

El término **COMENTARIO** hace referencia a saber más sobre diversos acontecimientos históricos, científicos, tecnológicos y culturales como un eslabón informativo de novedad para reforzar las temáticas de las tres unidades del programa.

Sugerimos al iniciar el quinto semestre (**non**) aplicar un **examen de diagnóstico inicial** (anexamos al final) de conocimientos previos para que el profesor tenga datos sobre aquellos conceptos que deben saber los estudiantes pero que en los cursos de química anteriores no alcanzaron a comprender o tal vez por falta de aplicación se olvidaron o no recuerdan con certeza.

Consideramos que el profesor debe aplicar el diagnóstico ya que al inicio el grupo o grupos de estudiantes son heterogéneos o diversos, es una acción que se debe proceder en el aula-laboratorio para tener conocimiento general de los discentes, y así atender si es el caso de manera individual o diferenciada los aprendizajes esperados con **respecto a la secuencia didáctica del curso**, todo con la intención de lograr el éxito en el desarrollo del curso, al final de la guía posterior a la bibliografía complementaria sugerimos un instrumento de diagnóstico que el grupo de trabajo y el coordinador han puesto en práctica desde varias generaciones anteriores, digamos para ser efectivos desde el año de 1996.

De antemano podemos decir que las temáticas donde casi siempre ha existido conflicto o dificultad en el aprendizaje de **Química III** son:

Reacción química y balanceo de ecuaciones químicas.

Nomenclatura.

Enlace químico.

Energía de enlace.

Reacciones de tipo oxido-reducción y balanceo de ecuaciones química por método redox.

Propiedades periódicas.

Cálculos estequiométricos.

La fuerza de los ácidos y bases.

Equilibrio ácido-base.

Cálculo de constante de **pH** y de acidez.

Rapidez de reacción y los factores que influyen.

Equilibrio químico y la influencia de los factores externos.

Predicción de equilibrio químico con en manejo de las variables, presión, temperatura, volumen y cantidad de sustancia.



El papel tarda años en oxidarse y cambiar de color. La explosión de la pólvora constituye una reacción instantánea y los metales se oxidan con diferente rapidez cada uno.

Es esta lista de contenidos temáticos la razón por la cual **se le proporciona al profesor** y más si es de nuevo ingreso el apoyo de manera amplia con varios ejemplos como es el caso de la rapidez de reacción donde se desarrolla la temática con diversas actividades experimentales y se hace énfasis en el análisis cinético de las reacciones **endotérmicas y exotérmicas** y que con el uso de estas estrategias de enseñanza él tenga la facilidad para comunicar o explicar a sus estudiantes y lograr los aprendizajes esperados con gran acierto.

Los cuestionarios se plantean para verificar el avance de los estudiantes en la comprensión de las temáticas que indica el programa y **se proponen al profesor** para sus formas de evaluar y se le apoya aportando en algunos casos las respuestas o la referencia bibliográfica para que él tenga el máximo grado de confiabilidad y más a nuestro favor si él se encuentra en proceso de formación docente.

En el desarrollo de las tres unidades están implícitos los **conceptos básicos** de la química; átomo, molécula, mezcla, elemento, compuesto, enlace químico y reacción química y se incluyen los **conceptos clave**.

Para las temáticas o secuencias cuyo contenido tienen algún grado de dificultad con el estudiante, sugerimos al profesor como una alternativa, páginas web para tareas de indagación y videos de you tube que se adaptan al curso de Química III, con la finalidad de reforzar los aprendizajes del curso.

Este material de apoyo que **puede usar el profesor de Química III** para impartir el curso con sus estudiantes, es el recurso didáctico que facilita la comunicación entre el profesor y los estudiantes o los estudiantes con sus pares, o entre estudiante y su medio.

"Dime y lo olvido, enséñame y lo recuerdo, involúcrame y lo aprendo". B. Franklin.

Orientaciones generales para el profesor

Las lecturas que hemos desarrollado en esta guía de acuerdo con el programa de **Química III** a nivel de bachillerato son para que **el profesor** tenga la opción de seleccionar información para elaborar su plan de clase de acuerdo a las estrategias que sugerimos conforme al avance del curso cuyos recursos en el aula pueden ser variados como son el uso del pizarrón, rotafolios, mapas mentales o conceptuales, y si **el profesor** proporciona las lecturas a los estudiantes tiene la otra opción del trabajo en equipo para que ellos las argumenten en discusión grupal.

Los cuestionarios están acordes con las lecturas y de preguntas directas o abiertas y en algunos de opción múltiple para los estudiantes y se proponen para que ellos se estimulen y al mismo tiempo valoren el avance de su aprendizaje.

Las actividades de laboratorio o experimentales que **sugerimos al profesor** las realizará de acuerdo a la secuencia didáctica del programa y sólo depende de las actividades que ha diseñado en su avance programático, el tiempo, los recursos materiales y sustancias disponibles en el aula-laboratorio.

Al final de cada unidad temática se incluye un cuestionario de opción múltiple para que los estudiantes se autoevalúen y **el profesor** evalúe el logro del conjunto de aprendizajes estableciendo una reflexión propositiva siempre con la finalidad de alcanzar un buen rendimiento académico.


Recomendamos que **el profesor** estimule en sus estudiantes una actitud crítica ante el curso **de Química III**, y una interrelación que les permita evaluar y reflexionar sobre el contenido, y así detectar sus aciertos y sus fallas en el logro de los aprendizajes esperados.



Caracterización de la ciencia escolar, adaptado de Sanmarti: 2002: p. 82

No busco evitarle a nadie el trabajo de pensar

Ludwing Wittgenstein

 En la presentación de cada pregunta generadora, unidad temática y actividad experimental se incluyen las orientaciones específicas para el profesor.

Sugerencias de evaluación.

Las formas de evaluación.

- ♣ En el proceso de aprendizaje, obviamente no debemos dejar de lado la evaluación diagnóstica, continua, formativa y sumativa.

► Función formativa de la evaluación.

En este proceso se le sugiere al profesor obtener datos y valoraciones permanentes acerca de los aprendizajes que va realizando el estudiante y su modo particular de hacerlo (ritmo, estilo, inconveniencia, etcétera), en el momento en que surge una disfunción o especial dificultad es posible poner los medios didácticos adecuados para que pueda superarla sin inconvenientes mayores.



► Función sumativa de la evaluación.

Los aprendizajes no se suman unos a otros; se reorganizan unos a otros, se apoyan, reestructuran el saber y el hacer del estudiante, conforman el ser que es cuando ha aprendido a serlo.

En específico el logro de los aprendizajes tiene relación directa con la evaluación ya que de acuerdo al siguiente esquema ► la trayectoria formativa engloba esos tres aspectos fundamentales en el proceso de enseñar y aprender [Casanova, Ma. Antonieta (1998) Evaluación, concepto, tipología y objetivos. En la evaluación educativa (pp. 67-101), México: SEP.]



El docente es quien se encarga de la evaluación de los aprendizajes de los estudiantes, y por lo tanto, quien realiza el seguimiento, crea oportunidades de mejora, y realiza adecuaciones o modificaciones necesarias en su práctica de enseñanza para que los **discentes** logren los estándares curriculares y el conjunto de los aprendizajes esperados del curso de **Química III**.

Por último, es fundamental que **él** fomente entre **ellos** la adquisición de la cultura científica como un reto que les brindará magníficos frutos para el resto de su vida.

Plomo, aprendizaje y conducta.

Algunas sales de plomo tienen colores muy vivos e intensos: rojos, naranja y amarillos. Hace mucho tiempo se emplearon para la fabricación de pinturas. Las baterías de los carros también contienen plomo, y aún se encuentran en uso tuberías de agua de este material. Debido a la toxicidad de este elemento, hoy se prohíbe usar los pigmentos de pinturas y se emplean tubos de cobre o de material sintético para el agua. No obstante, ese plomo se ha quedado contaminando el agua y la tierra, pues no existe mecanismo natural que lo recicle, y cuando se introduce en el cuerpo humano, produce graves problemas.

Recientemente unos investigadores encontraron que la edad en que se es más vulnerable a sus efectos tóxicos es entre los seis y siete años.

En las décadas de los 80 y 90 se realizaron estudios de poblaciones que habitan lugares contaminados con plomo, midiendo los niveles en sangre de este metal en niños de diferentes edades. Las estadísticas mostraron que aquellos con niveles de plomo en la sangre, a la edad de 6 y 7 años, tuvieron un coeficiente intelectual significativamente más bajo que los que no estuvieron expuestos a dicho elemento.

Al escanear su cerebro por resonancia magnética hoy que ya son adultos, se encontró que la zona de lóbulo frontal responsable del razonamiento y la atención, presenta un desarrollo menor que lo normal. Cabe destacar que entre estos individuos también se encuentra una mayor incidencia en actos delictivos que aquellos que no estuvieron expuestos al plomo [Drucker Colín René (2012). Tercera serie de 400 pequeñas dosis de ciencia. Libros del Rincón. SEP/UNAM. México]

El desarrollo de los contenidos temáticos se realizaron con base a los Nuevos Programas de Estudio, primera edición 2018.

CCH-Oriente

9 de agosto de 2021

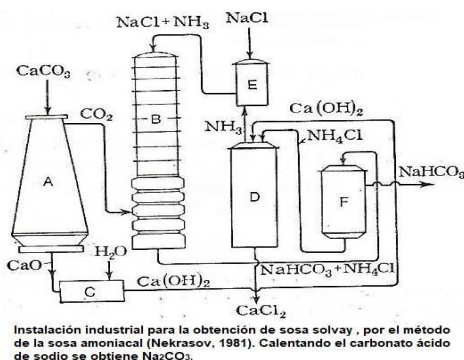
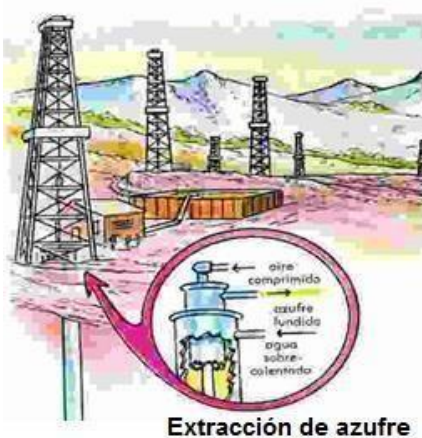
Unidad 1

La industria química en México: factor de desarrollo.

Propósito

Al finalizar la unidad, el estudiante:

Reconocerá la importancia del aprovechamiento de los recursos materiales, como materias primas para la industria química a partir del análisis de información y estudio de las cadenas productivas de algunos procesos industriales, para valorar el papel que juega la Industria en el desarrollo económico-social e impacto ambiental en México. **Tiempo 8 horas***.

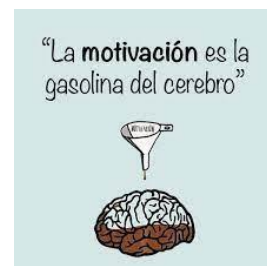


Quiroga Myriam. 08 diciembre, 2020 Industria química. Economipedia.com ►

Evaluación

Nivel de desempeño del estudiante en la unidad 1 de Química III

El estudiante comprende cómo la industria química aprovecha los recursos naturales del país en la obtención de productos útiles, a través de procesos físico-químicos. Analiza e interpreta información química en relación con las cadenas productivas para valorar su contribución a la economía del país.



«Creer es más fácil que pensar. De ahí tantos más creyentes que pensadores». Bruce Calvert.

PRESENTACIÓN

En esta primera unidad del curso de Química **III**, se pretende familiarizar al estudiante con la industria química, los procesos de transformación a partir de los recursos naturales, así como la obtención de productos útiles ya sea para otras industrias o productos terminados.

La unidad 1 trata sobre **la Industria Química en México**, es decir sobre aquel sector que se ocupa de la **síntesis o fabricación de sustancias químicas** inorgánicas y orgánicas a gran escala, haciendo énfasis sobre la situación de los recursos naturales que prevalecen en nuestro país.

Objetivos particulares de la unidad 1:

1. Primer objetivo es mostrar la articulación de los distintos procesos de producción de este segmento de la industria, es decir, revisar las formas como se producen las sustancias químicas más importantes, y también mostrar la interrelación que existe entre los procesos de producción de dichas sustancias.
2. El segundo objetivo consiste en señalar la importancia que tiene la transformación, destacando la utilidad de sus productos para otras Industrias y para la Sociedad en general.

El desarrollo de las temáticas **cubren con las lecturas los tres aprendizajes establecidos en esta Unidad**, con ejercicios de realimentación para evaluar y autoevaluar, como son preguntas abiertas de acuerdo a las estrategias sugeridas por el programa:

- ❖ El profesor conducirá a una discusión para analizar la importancia de la química y sus productos, así como valorar su función, al destacar que ésta provee de satisfactores que mejoran la calidad de vida.
- ❖ El profesor conducirá a una discusión, para establecer la importancia de la industria química en la producción de satisfactores (A_1 , A_2 , A_3).

Al final de esta unidad proponemos al profesor un cuestionario para verificar de manera general el logro de los tres aprendizajes.

✓ Estrategia 1

¿Cuáles son los recursos naturales con los que cuenta México y cómo podemos aprovecharlos?



Con base a esta pregunta generadora, **el profesor** tiene elementos para argumentar en clase con sus estudiantes la existencia de los yacimientos minerales en nuestro país.

El profesor solicitará a los estudiantes un mapa de la república mexicana para solicitarles que indiquen las zonas donde se encuentran los recursos naturales así como las minas de mayor importancia.

También que los estudiantes concurren a un ejemplo de empresa extractiva: http://indemex.com.mx/?page_id=13. Visitar esta página para conocer su filosofía y sus productos inorgánicos, elaborar un resumen y argumentar en clase.

«Mi padre solía decir «No levantes la voz, mejora tu argumento». Desmond Tutu.

Los recursos naturales

Afortunadamente, México es un país en donde se encuentran importantes **yacimientos minerales** metálicos, como no metálicos. Los primeros son materias primas para la industria metalúrgica, mientras que los segundos lo son para la industria química básica. **Los minerales estos resultan ser importante materia prima para la industria química Básica.**

México tiene importantes yacimientos petrolíferos en los estados de Campeche y Chiapas y en las aguas territoriales del golfo de México, de ahí mismas, se extraen grandes cantidades de gas natural. Un pequeño porcentaje del total de esos combustibles es utilizado por la industria química básica como materia prima para la fabricación de diversos productos. Estos se obtienen en las plantas petroquímicas, de PEMEX, siendo la mayoría de ellos de tipo orgánico. Sin embargo también se obtiene productos inorgánicos, como el hidrógeno y el ácido clorhídrico, en grandes cantidades.

Los yacimientos minerales no se encuentran distribuidos de manera uniforme sobre la superficie terrestre, sino que se presentan solamente en algunas regiones privilegiadas, es a partir de estos yacimientos de donde las industrias mineras obtienen los minerales, estos resultan ser importante materia prima para la industria química básica así existe una estrecha relación entre dos tipos de industrias, de hecho **la industria química básica depende en una gran medida de la industria minera.**

En cuanto a los minerales no metálicos, son de particular importancia para la **Industria Química Inorgánica Básica** los yacimientos de azufre localizados en Minatitlán y Jaltipán, **Veracruz**, los de **fluorita** (fluoruro de calcio) localizados en Zaragoza, **San Luis Potosí** y en San Luis de la Paz, y la Victoria Guanajuato, los de la costa de Santo Domingo **Baja California**; por el territorio nacional, existen muchos yacimientos distribuidos, de caliza, sílice, etcétera.

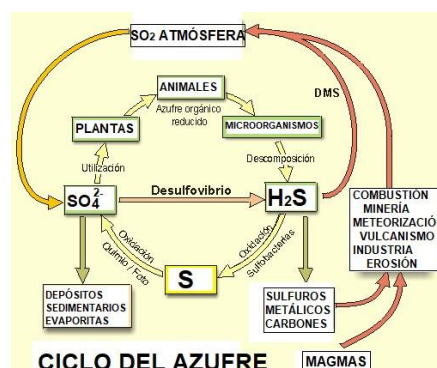
A nivel mundial, México es el primero productor de fluorita (CaF_2) su composición química; **F: 48,67%, Ca: 51.33%**, y el quinto en azufre; poseemos el cuarto lugar en las reservas mundiales de fluorita. **Tarea para el estudiante.**

Piedra Fluorita, por Pedro Teixeira. 30 mayo, 2020. Hacer un resumen acerca de su significado y beneficios. <https://pedrasmensajeiras.com/es/fluorita/>.

Por otra parte nuestra producción de **fosforita $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$** solamente **satisface** el 35% de la demanda nacional mientras que la de sales de potasio debe ser satisfecha, casi en su totalidad a través de importaciones, a pesar de esto último México cuenta con la mayoría de materias primas idóneas, en cantidades suficientes como para desarrollar una **IQIB** importante.

Por su parte, las piritas, que suministran hierro (**Fe**), azufre (**S**) y cobre (**Cu**); el aire, y **la sal**, de la que se extrae el cloro (**Cl_2**), constituyen la base de **la industria química inorgánica**. De este conjunto de materias primas, destacan, por su importancia en el proceso de constitución de la industria química; la sal común, el azufre, el nitrógeno, el carbón, el petróleo y el gas natural.

<https://www.lenntech.es/ciclo-azufre.htm> ►



El azufre(viene del latín sulphur), a su vez, es la materia básica para la obtención de productos tan fundamentales como el ácido sulfúrico y el óleum (ácido sulfúrico mezclado con trióxido de azufre), empleados prácticamente por todas las industrias químicas, sino de un modo directo, sí a través de algunos de sus derivados. El azufre se emplea también para la obtención de otros compuestos sulfurados, como los sulfitos y los sulfatos, en la elaboración de pólvoras y caucho vulcanizado, y en la construcción, mezclado con cemento y asbesto, para fabricar losetas de piedra artificial y, **mezclado** con arena, como mortero.

La industria química

- Se caracteriza por ser el sector en el que se dan inicio las operaciones físicas y mecánicas, así como los procesos químicos, para la elaboración de materias primas básicas. Estas operaciones concluyen con la fabricación de productos que generalmente son utilizados como materias primas para otras industrias e incluso para consumo final.
- Es una industria clave pues está presente en todas las áreas de la vida, tales como alimentación, vestido, vivienda, comunicaciones, transporte, recreación, educación, productos caseros, etcétera. Además, juega un papel decisivo en el desarrollo de otros sectores de la industria como el ambiental, energético, informática, y otros. Tiene un papel fundamental en las economías modernas.
- La industria química se puede dividir en tres grandes grupos:
 - 1) Elaboración de productos con composición química específica.
 - 2) Elaboración primaria, transformación o tratamiento de productos básicos crudos.
 - 3) Elaboración de productos con procesos químicos y mecánicos.

La industria química se ocupa de la extracción y procesamiento de las materias primas, tanto naturales como sintéticas, y de su transformación en otras sustancias con características diferentes de las que tenían originalmente, para satisfacer las necesidades de las personas mejorando su calidad de vida. Su objetivo principal es elaborar un producto de buena calidad con el costo más bajo posible, y **tratando de ocasionar el menor daño posible al medio ambiente**.

Actualmente, su diversidad y complejidad ha dado lugar a una amplia gama de industrias, muchas de las cuales ya no trabajan a partir de productos naturales, sino de sustancias previamente elaboradas por otras empresas. Este hecho obliga a distinguir dos clases de industrias químicas: las de base y las de transformación.

La actividad de la industria química en México tiene que ver con la transformación de unas materias primas para obtener unos productos denominados Productos Químicos. Esta transformación se refiere, no solamente a los productos minerales sino también a los derivados del petróleo o a los del gas natural.



La química verde se ocupa del diseño de productos o procesos químicos que reduzcan o eliminen el uso y producción de sustancias peligrosas.

Conceptos clave:

➤ Industria química

Es el sector que se ocupa de las transformaciones químicas a gran escala, se ocupa de la extracción y procesamiento de las materias primas, tanto naturales como sintéticas, y de su transformación en otras sustancias con características diferentes de las que tenían originariamente (reacción química).

➤ Industria extractiva

Dedicada a explotar recursos naturales. Explotación de yacimientos.

De las minas se obtienen minerales no metálicos y metálicos; y de los yacimientos petrolíferos se obtiene el petróleo crudo y sus derivados.

Mediante el uso de ambos y su transformación, se cubren las necesidades que se demandan desde sectores industriales, tales como el del papel y la siderurgia, o el de los fertilizantes, los plásticos, las fibras sintéticas, el caucho, los detergentes y otros, intermedios o finales.



Los sectores económicos

Los sectores primario, secundario y terciario son varios tipos de negocios y los bienes que producen y venden. Cada sector se apoya sobre el otro para funcionar apropiadamente y de manera eficiente en cuanto a la economía. Cada trabajo, en todas las industrias, cae en uno o más de estos tipos de sectores.

Los tres sectores económicos



Sector primario

El primer sector de la economía se puede clasificar como la industria "extractiva". Éste incluye las industrias que producen o extraen materiales crudos. Los granjeros, por ejemplo, son trabajadores del sector primario, dado que la comida que recolectan es considerada como material crudo, como el trigo y la leche, que son recolectados de las granjas y se convierten en otros productos, como el pan o el queso. Otras industrias incluyen la industria minera, como el carbón, el hierro y el aceite, que son extraídos como material crudo del suelo y luego se convierten en otros objetos útiles.

Sector secundario

El sector secundario de la economía está compuesto por la industria manufacturera. Esta industria toma los materiales crudos y los convierte en productos. Por ejemplo, el acero se puede usar para fabricar autos. Los carpinteros toman la madera y hacen casas, muebles o gabinetes. No todas las empresas manufactureras fabrican productos completos. Las empresas semi manufactureras producen partes que se usan en otros productos que requieren de muchas etapas de producción, como los automóviles.

Sector terciario

El sector terciario de la economía es la industria de servicios. Las empresas de servicios no proporcionan un bien físico como el sector primario o el secundario, pero proporcionan valor. Por ejemplo, los bancos, los seguros y la policía son todos ejemplos de la industria de servicios. Las industrias incluidas en los sectores primarios o secundarios tendrán empleados que proporcionan servicios terciarios, como publicidad, contadores o empleados de almacenamiento.



🔗 <https://economipedia.com/definiciones/industria-quimica.html>

La Industria Química de Base

Utilizan las materias primas básicas y elaboran productos intermedios que, a su vez, sirven de materia prima para otras industrias. Pertenecen a este grupo muchas de las industrias que obtienen compuestos sencillos, como, por ejemplo, la fabricación del alcohol etílico por fermentación de azúcares.

Generalmente estas industrias están localizadas en lugares de fácil acceso a las materias primas y a las fuentes de energía de las que dependen, bien por estar ubicadas en los mismos lugares de producción, bien por su proximidad a los centros de distribución (oleoductos, puertos, etcétera).

Se divide en dos grandes segmentos, siguiendo la división tradicional hecha en la Química, es decir, en Inorgánica y Orgánica.

El segmento **inorgánico** de esta Industria se ocupa de la síntesis u obtención de productos inorgánicos (no son compuestos del carbono), mientras que el orgánico sintetiza los compuestos del carbono. Los materiales requeridos para su transformación (sus materias primas) son **recursos naturales que se extraen de la atmósfera, hidrósfera, litósfera y biósfera**.

En particular, el segmento orgánico de esta Industria obtiene sus materias primas de **la litósfera** (carbón mineral, petróleo y gas natural) y de la **biosfera**. En cambio, el segmento inorgánico las obtiene de **la atmósfera** y de **hidrosfera** (yacimientos minerales no – metálicos, metálicos, petróleo y gas natural). Puesto que aquí estamos interesados en este segundo segmento de la Industria Química Básica, a continuación nos referimos únicamente a los recursos naturales de los cuales depende.

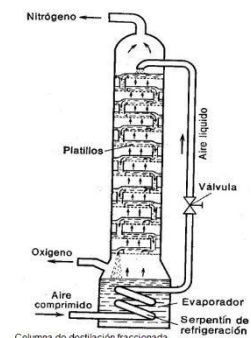
✚ **La Atmósfera**, también llamada aire, es la capa gaseosa que rodea a la Tierra y se extiende, hacia afuera de ella, varios cientos de kilómetros. Al aire tenemos acceso fácilmente y es una importante materia prima, sin embargo, la Industria Química Inorgánica Básica (IQIB), obtiene oxígeno, nitrógeno y gases inertes, principalmente, a través de **licuación y destilación**. Principalmente el nitrógeno se utiliza para fabricar amoníaco, y tiene infinidad de usos.

El nitrógeno a nivel industrial se obtiene del aire por destilación fraccionada. Ver el siguiente esquema ►

Es un proceso físico criogénico donde se usa una torre o columna de destilación, cuya separación de los componentes del aire líquido se basa en el punto de ebullición. Se recomienda Video de You tube. Hacer un resumen y argumentar en clase (2.20 minutos)

Nuestro proceso de separación del aire. 7 enero 2019

🌐 <https://www.youtube.com/watch?v=jurylGX4-il> (CRIOGAS)



✚ **La Hidrósfera** está constituida por los océanos, mares, lagos, lagunas, ríos y depósitos subterráneos. Su componente principal es el agua, sustancia que se encuentra acompañada de una gran variedad de otras sustancias, generalmente sales. Esta gran diversidad de “agua” es importante materia prima, de fácil acceso para la industria. A partir de ellas la industria puede obtener el agua o las sales disueltas en ellas, las más de las veces por **evaporación y cristalización** (procesos físicos).

✚ Del agua de mar se pueden extraer comercialmente, cloruro de sodio, bromo e hidróxido de magnesio. En México existen, a lo largo de nuestras extensas costas, muchas Industrias dedicadas a la obtención de sal. Entre ellas destaca el caso de la Exportadora de Sal, S.A. de C. V., ubicada en Guerrero Negro, Baja California, en donde la compañía Química del Mar, S. A., con sus instalaciones en Ciudad Madero, Tamaulipas, obtiene hidróxido de magnesio a partir del agua de mar.

✚ **La litósfera**, es parte sólida de la superficie de la Tierra, ella está constituida por **muy diversas rocas** siendo la gran mayoría aluminio y silicatos, desgraciadamente este tipo de rocas no son explotables a nivel comercial, sin embargo, existen otras rocas, en las que la abundancia relativa de ciertas sustancias es superior a lo normal. A esas rocas les denomina minerales y son factibles de ser explotadas industrialmente, por lo que se les denomina “recursos rentables”(que produce un beneficio que compensa la inversión o el esfuerzo que se ha hecho).

La sal **NaCl**, o mineral halita, se encuentra en la Naturaleza en grandes cantidades, se extrae del mar, de las minas de sal gema o de las salmueras, y constituye el punto de partida de la moderna industria química.



Nicolás Leblanc (Francia) en 1791 obtuvo a partir de ella el carbonato de sodio (**Na₂CO₃**), utilizado en la industria del jabón y del vidrio, y como subproducto, el cloro.

El nitrógeno, junto con **el fósforo**, constituye la base de la industria de los fertilizantes, utilizándose además en la producción de papel, explosivos y hule.

El ácido sulfúrico (**H₂SO₄**) es aceptado, por su importancia, como indicador del desarrollo económico de un país.

La industria química orgánica se surte fundamentalmente de materiales orgánicos, es decir, de productos que contienen un alto porcentaje de carbono. El carbono, el petróleo, el gas natural, la madera y el algodón son las fuentes más importantes.

El carbón, el petróleo y el gas natural son auténticos pilares de la industria química orgánica en **México**, que, además de cómo combustibles, los emplea para la obtención de los productos más diversos, desde plásticos de toda clase hasta productos químicos, fibras artificiales, pinturas, productos agrícolas, detergentes, medicamentos, etcétera.

Los distintos tipos de carbones son: **turba, lignito, hulla y antracita**. Desde la turba hasta la antracita va aumentando el elemento carbono, disminuyen los volátiles y aumenta la capacidad calorífica [Carenas, et-al (2014) GEOLOGÍA. Paraninfo].

Los derivados del carbón, del petróleo y del gas natural son tantos que se puede afirmar que no hay producto orgánico que no proceda de ellos, de ahí que los más inmediatos, como **el benceno, el acetileno, el etileno, los xilenos, el metano, etano y propano**, (petroquímicos básicos) sean considerados frecuentemente como las auténticas materias primas de la industria química orgánica (petroquímica).

Además de las materias primas minerales, la industria química utiliza también productos vegetales, como la celulosa, tanto la derivada del algodón como la que se obtiene de la madera.

Para su funcionamiento la industria química requiere de gran cantidad de **energía**, **aire** comprimido y **agua** para los procesos de refrigeración; por lo tanto, no es de extrañar que los grandes consorcios intenten crear sus propias fuentes de energía a partir de los propios procesos químicos.

La industria química inorgánica básica en México

La industria Química está constituida por una serie de empresas que se dedican a la fabricación de “Productos Químicos y Materiales Relacionados”, en ella se sintetizan sustancias químicas, con las que se realizan formulaciones (los materiales relacionados), los cuales resultan ser algo útil para otras Industrias o para la población en general.

El campo de la Industria Química encargada de realizar las síntesis de los productos químicos es llamada la Industria Química Básica (**IQB**) mientras que la porción que con estos productos formula otros nuevos, útiles para otras Industrias o para el Consumidor es llamada la Industria Química de Materiales Relacionados. **La Industria Química Básica fabrica; gases industriales, ácidos, álcalis, sales y sustancias orgánicas simples a gran escala.**

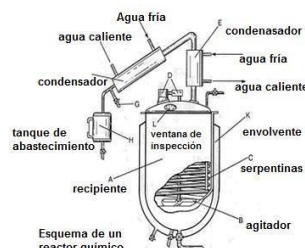
Las industrias de la Química Básica tienen la característica de que en la fabricación de cualquier producto químico se realizan una o varias **reacciones químicas**, que resultan ser la parte central del proceso de producción. Aún más, en ellas se llevan a cabo tres grandes etapas:

1. **La preparación de las materias primas.**
2. **La realización de las reacciones químicas.**
3. **El acondicionamiento de los productos.**



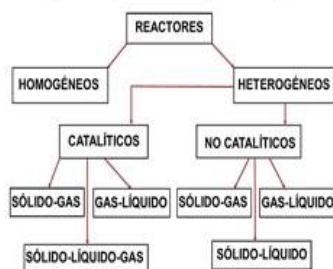
La finalidad de la primera etapa es la de convertir a las materias primas en un producto apropiado para que se lleven a cabo, de manera más eficiente, las reacciones químicas (con el menor gasto de energía y con el mayor rendimiento posibles). Generalmente, en esta etapa se realizan alguno o algunos de los **siguientes procesos físicos**; trituración, molienda, tamizado, mezclado, disolución, concentración, calentamiento, enfriamiento, etcétera.

La segunda etapa es fundamental para la industria química de transformación, se requiere de recipientes denominados **reactores químicos** donde se agrega la mezcla de reactantes o materias primas para que **bajo controles estequiométricos, cinéticos y termodinámicos se lleve a cabo la reacción química.**



En la tercera etapa también se realizan procesos físicos como los anteriores y otros, con la finalidad de purificar y concentrar el producto final para que sea comercializable. En esta etapa son comunes las evaporaciones, cristalizaciones, destilaciones, sublimaciones, absorciones y filtraciones.

Clasificación de reactores químicos según el tipo de fase que albergan



Reactores homogéneos: tienen una única fase, líquida o gas.

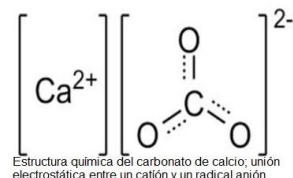
Reactores heterogéneos: tienen varias fases, gas-sólido, líquido-sólido, gas-líquido, gas-líquido-sólido.

El conjunto de operaciones físicas y químicas que se realizan son particulares de cada Industria química y dependen de la materia prima de que se disponga y de las características del producto final que se desee comercializar.

La IQIB, fabrica para la industria de los alimentos, fosfatos, bicarbonatos y anhídrido carbónico. La industria de jabones y detergentes, la de otros artículos para el aseo personal y del hogar, también necesitan productos químicos. Entre esos se encuentra el amoníaco, el ácido clorhídrico, hipoclorito de sodio, carbonato de sodio, silicato de sodio, sulfato de sodio, carbonato ácido de sodio, y fosfato de sodio. importantes que se reflejan en la salud de las comunidades.

Las industrias relacionadas con la construcción, también están en estrecha relación con la **IQIB** por ejemplo, esta les proporciona cloruro de amonio (**NH₄Cl**) para los explosivos, el carbonato de sodio para el vidrio (**CaCO₃**), la cal viva (**CaO**) y cal apagada **Ca(OH)₂** para la fabricación de morteros, y el oxígeno O_{2(g)} para los sopletes.

Para la fabricación de papel se requiere cloro, sosa cáustica, carbonato ácido de sodio y sulfato de sodio, entre otros productos, algunos de los cuales son fabricados por la **IQIB**.



Tarea para el estudiante.

Investiga el procedimiento artesanal para elaborar el papel amate. ¿En qué zonas de la república mexicana aún lo elaboran? Dos Cuartillas.

☞ <https://www.google.com/search?source=hp&ei=c20QXYrHH4-otQXd6oiYCA&q=papel+amate+histori>

☞ <https://www.dondeir.com/viajes/papel-amate-san-pablito-herencia-inspiracion/2017/07/>

Cuestionario Número 1.

1. ¿Qué es una fuente finita? Dar dos ejemplos.
2. ¿Cuál es el motivo de construir una planta química?
3. ¿Qué significa reciclaje? Dar cuatro ejemplos de residuos reciclables (Lewis-Waller, 2003).
4. Dar ejemplos de la forma en que una planta química podría ser peligro de contaminación para la atmósfera, los ríos y el suelo.

5. ¿Qué significa desarrollo sustentable?

☞ <https://www.significados.com/desarrollo-sustentable/>

☞ <https://ovacen.com/desarrollo-sustentable-concepto-ejemplos-de-proyectos/>

Referencia:

Lewis-Waller. (2003) QUÍMICA RAZONADA. Capítulo 21 “La industria química”. Trillas, México.

A continuación

Esquema para **que el profesor** argumente en clase con los estudiantes,

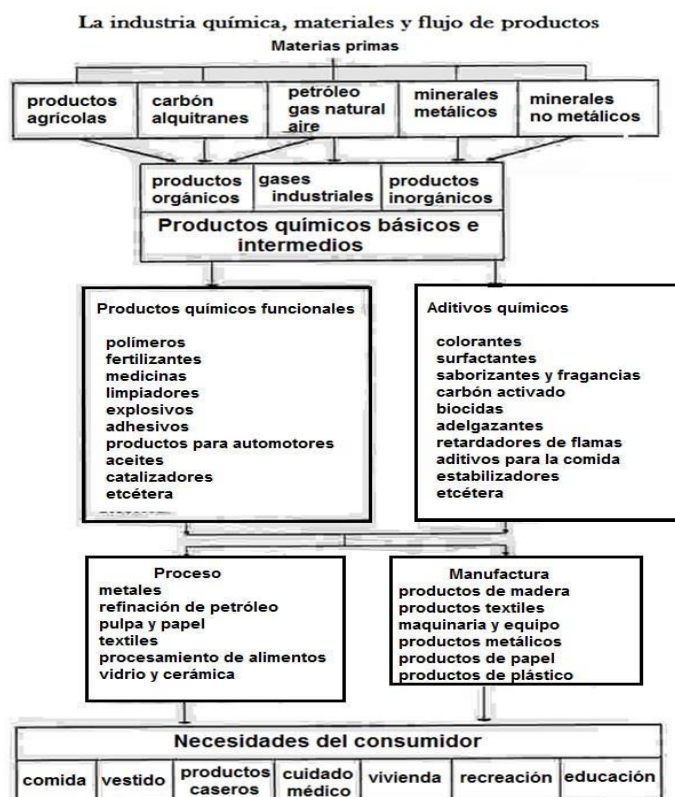
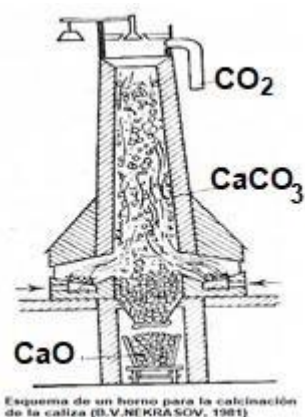
Con la finalidad de valorar la industria química en nuestro país.

Mapa conceptual

La industria química. Materiales y flujo de productos.

Referencia:

García Horacio/Irazoque Glinda. (2002) QUÍMICA 1, CIENCIAS NATURALES. SEP.



Este organizador gráfico o mapa conceptual es un ejemplo de cadenas productivas que inicia con recursos naturales para producir materias primas para el sector secundario y finalmente la aplicación al sector terciario, para satisfacer las necesidades del consumidor.

La industria química satisface todas las necesidades de la familia, y siempre a la vanguardia de los avances de la ciencia y tecnología.

Es necesario tener presente que en una cadena productiva siempre existe la **reacción química**; es decir proceso que bajo controles termodinámicos y cinéticos cualquier recurso natural con manifestación de energía para el rompimiento de enlaces se transforma para obtener productos con propiedades diferentes.

Argumento

Un ejemplo de recurso mineral inorgánico se tiene con la caliza para producir **CaO** este óxido de gran estabilidad química se utiliza para producir carburo de calcio y posteriormente el gas etileno (producto orgánico) cuyas aplicaciones en la industria química orgánica son amplias dentro de la industria química de la transformación hasta obtener polímeros cuya tecnología los ha proyectado en electrotecnia, medicina, envases para alimentos, construcción, hogar y la industria automotriz.

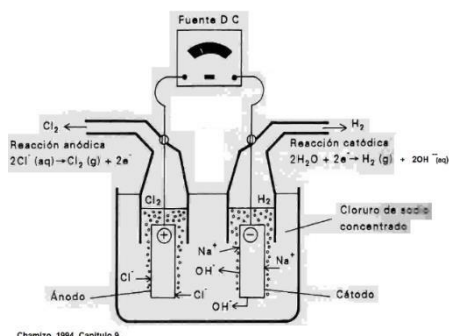
Como se puede observar la ciencia siempre ha contribuido con el avance tecnológico.

Por ejemplo, existe desde mediados de la década de los 90 (siglo XX) las pilas de níquel y litio para los automóviles híbridos, y con este artefacto se está logrando disminuir la contaminación atmosférica. Los calentadores, los paneles solares así como los cristales líquidos son productos de transformación del sector terciario cuyo origen son de los yacimientos inorgánicos; minerales metálicos y no metálicos.

Ejemplos de industria química básica

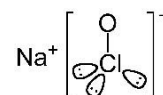
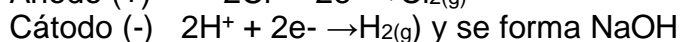
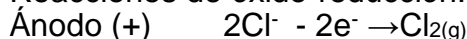
A partir de la hidrosfera se obtienen sales y por medio de un proceso electrolítico la IQIB elabora o sintetiza productos como la sosa caustica, cloro, hidrogeno o magnesio.

Un ejemplo de electrólisis es la descomposición de cristales de cloruro de sodio. En el siguiente esquema la zona más cercana al cátodo se vuelve básica, cosa que se determina fácilmente con un indicador de pH.



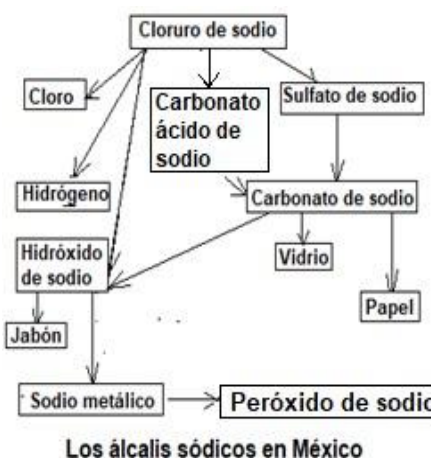
Los cationes de Na^+ se dirigen al cátodo ganando un electrón y al mismo tiempo los que no se liberan reaccionan con el agua para formar NaOH y con el cloro en disolución se forma hipoclorito de sodio.

Reacciones de óxido-reducción:



Este proceso es de importancia industrial para obtener el desinfectante y blanqueador **hipoclorito de sodio**, NaOCl .

Como se puede observar en el siguiente esquema el cloruro de sodio (halita) es la materia prima del sector primario para obtener varios productos de los sectores secundario y terciario.



Esta representación a partir del NaCl , es un ejemplo de cadena productiva, y la industria química de base requiere para cada producto un proceso específico para su transformación, donde siempre debe existir la presencia de energía para romper los enlaces químicos y obtener nuevos productos diferentes a los iniciales con propiedades diferentes. En estos procesos de transformación bajo condiciones controladas, se realizan reacciones químicas exclusivas de la **industria química**.

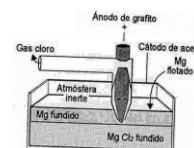
Otro ejemplo, la electrólisis del MgCl_2 que se encuentra disuelto en el agua de mar en grandes cantidades. Esta sal se funde a 750°C ,



El magnesio tiene varios usos en diversos sectores de la industria química. Por ejemplo para elaborar aleaciones con aluminio o cobre, en la fabricación de vidrio, cerámica, papel y cementos.

Tarea para el estudiante. ¿Qué sería de la industria sin el magnesio (Mg)?

👉 <https://www.grupbarcelonesa.com/es/blog/que-seria-de-la-industria-sin-el-magnesio-mg>. (Elaborar un resumen u infografía o mapa mental y argumenta en clase)



Magnesio en materiales refractarios
<https://geologiaweb.com/geologia-economica/uso-del-magnesio/>

Argumento

El cloro ($\text{Cl}_{2(g)}$) no puede almacenarse económicamente ni transportarse a largas distancias. El cloro y la sosa caustica son productos de fabricación conjunta por electrólisis y la producción de sosa por esa vía se ve limitada por un consumo de cloro que es cada vez menor por razones medioambientales.

Fuente; profr. José Ignacio Zubizarreta Enríquez

☞ http://www.diquima.upm.es/old_diquima/docencia/tqindustrial/docs/alcalis.pdf

COMENTARIO

La purificación del agua

El agua para su uso en alimentos se purifica agregándole **NaOCl diluido** posteriormente se pasa a través de **filtros de arena**, se procesa comúnmente con el uso de resinas de intercambio iónico, **carbón activado**, así como con la **luz verde** de los rayos ultravioleta y también haciéndole burbujear ozono (O_3).

Con el avance de la ciencia y de la técnica es cada vez mayor el uso de agua desprovista de ciertos cationes (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+) y muchas veces desprovista de todos los iones (agua destilada).

Las resinas de intercambio iónico son materiales sintéticos, normalmente esferas de 0.5 a 1 **milímetro** de diámetro, destinadas al tratamiento de aguas residuales industriales. Están formadas por una matriz polimérica a la que se le han unido una gran cantidad de radicales polares, ácidos o bases. Cuando el agua pasa a través de la resina, ésta toma iones del agua (sodio, cloruro, calcio, magnesio, etc.) y cede una cantidad equivalente en cuanto a carga de protones o de hidroxilos.

Ahí se llevan a cabo reacciones de intercambio iónico. Se usan las resinas principalmente para eliminar la **dureza del agua**.

Tarea para el estudiante.

¿Cómo se hace el carbón activado?

☞ <https://okdiario.com/howto/como-hacer-carbon-activado-casero-2468200>

☞ <https://es.quora.com/C%C3%B3mo-se-hace-el-carb%C3%B3n-activado-a-partir-de-c%C3%A1scara-de-coco>

Concepto clave:

➤ Materia prima

Sustancia requerida para dar inicio a un proceso químico de transformación de la industria química, y obtener un nuevo producto.

Cuestionario número 2.

2. Al **destilar** la mezcla líquida de aire:

a) ¿Cuál de los dos componentes gaseosos del aire N_2 y O_2 tiene menor temperatura de ebullición; en Grados Kelvin y Centígrados?

b) ¿En el proceso de la destilación fraccionada del aire existe reacción química?

2. ¿Es lo mismo agua destilada que agua purificada con el uso de filtros de arena, carbón activado y luz UV?

3. ¿Qué impacto ha tenido la industria purificadora de agua ante la sociedad?

Tarea para el estudiante. Video de you tube (Al grano)

Todo sobre mi planta purificadora. 1 mar. 2021 (12.29 minutos)

☞ <https://www.youtube.com/watch?v=9VfC7B9m1IM>

4. ¿Una planta purificadora de agua es efectivamente industria química de transformación? _____. Recordar que en el proceso no existen hornos ni reactores químicos, tampoco cambiadores de calor y no se requiere de energía para romper enlaces.

5. ¿Cuál es la función de los rayos ultravioleta en este proceso de purificación? _____. Elabora un diagrama de flujo de una planta purificadora de agua.

6. ¿Qué función tiene el carbón activado durante el proceso?

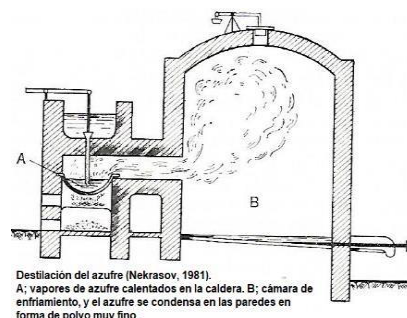
7. ¿Las resinas de intercambio iónico reaccionan con el agua o con componentes en disolución cuando entran en contacto en el proceso de purificación? Por que.

8. ¿El agua carbonatada (soda) es un compuesto químico? **Para argumentar en clase.**

Tarea para el estudiante.

La obtención de azufre por el proceso Frasch y elabora un esquema. Laguia2000.com/elementos-quimicos/21xtracción-del-azufre.

Para argumentar en clase.



Actividad para trabajar en equipo colaborativo

Complemente en los espacios en blanco con la palabra correcta en los párrafos del siguiente resumen con los términos; cuidado, medio ambiente, combustibles, industria química, la producción, planta industrial, la contaminación, materia prima, satisfacer, minerales, petróleo, proporción;

La industria química trata de _____ las necesidades de la sociedad. La industria química usa cualquier _____ y que esta disponible para producir.

Fertilizantes, pesticidas y herbicidas para mejorar la _____ de granos.

Drogas y alimentos para animales para mejorar la _____ de carne y productos de origen animal.

Energía, procesando _____ como carbón, petróleo, gas y uranio.

Además, la _____ abastece a las fábricas textiles con fibras

artificiales y a las compañías farmacéuticos con la materia prima para la elaboración de medicamentos y cosméticos.

La industria química debe tener mucho _____ para que sus

actividades no dañen el _____. Tres causas principales de preocupación son:

La _____ con que se usan las fuentes finitas, entre ellas

los _____ y el _____.

La seguridad de todas las personas que trabajan en una _____ o viven cerca de ella.

El control de la _____ del aire, el suelo y el agua.

Referencia: Lewis-Waller. (2003) Química razonada: Capítulo 21, página 244).

A1. El estudiante reconoce a los recursos naturales como fuente de materias primas para la industria, a partir del análisis de la información documental (**N1**)



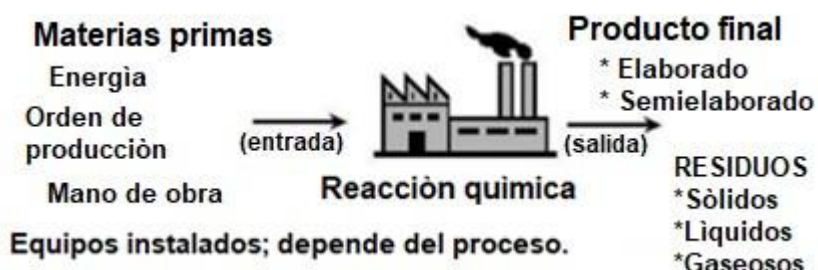
Previamente el profesor verificará con sus estudiantes el concepto de **cadena de producción**.

El profesor hará uso del esquema de funcionamiento de una planta de procesamiento de materiales, para explicar a grandes rasgos la organización de una cadena de producción.

Proceso químico industrial

“Es un conjunto de etapas requeridas y equipos interconectados en forma organizada para que las materias primas e insumos se transformen en productos terminados a escala industrial”.

Las etapas de un proceso químico industrial son actividades unitarias, donde se realizan cambios físicos, transformaciones químicas o ambos, de acuerdo a condiciones de operación, tales como control de presión, temperatura, concentración, catalizador, grado de pureza, superficie de contacto y reactante limitante.



<https://www.google.com/search?q=ESQUEMA+DE+PROCESO+INDUSTRIAL+METALURGICO+O+DE+INDUSTRIA&sxsr>

Cadenas de producción

Los tres sectores trabajan juntos para establecer la cadena de producción económica.

El sector **primario** reúne los materiales crudos, el **secundario** los pone en uso y el **terciario** vende y mantiene las actividades de los otros dos.

Muchas empresas tienen componentes de los tres sectores, como los granjeros diarios, que hacen queso y helado y distribuyen los productos para que sean vendidos. Otras empresas tienen un foco más estricto, en un solo aspecto, como lo fabricante con un tipo de producto en particular. Estos sectores juntos son la columna vertebral de la economía moderna.



Esquema de funcionamiento de una planta de procesamiento de materiales

¿Qué es una cadena productiva?

Sistema que incluye a los actores económicos interrelacionados por el mercado y que participan articuladamente en actividades que generan valor alrededor de un bien o servicio en las fases de provisión de insumos, producción, conservación, industrialización, comercialización y el consumo final en los mercados internos y externos. Ley No. 28846 (Alejandro Rojas – Care Perú).



Algunos satisfactores que produce la Industria química

❖ Preparación de la **Cerámica**

La cerámica abarca un grupo de materiales que incluyen el barro o arcilla. Muchos materiales de cerámica resisten el calor y son buenos aislantes eléctricos.

La porcelana es un tipo de cerámica fina hecha con caolín, el mineral petunse y hueso de res quemado y pulverizado. Los polvos se mezclan con agua en una arcilla que puede moldearse. El objeto de arcilla se hornea para endurecerla. Después se pinta con barniz y se vuelve a hornear para vidriar la pintura. Aunque muchas cerámicas son aislantes, las que contienen óxido de cobre son superconductoras a muy bajas temperaturas.



Tarea para el estudiante. ¿Cómo se fabrica el caolín? Ver video en:

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=667Ck5P-fsg>. (19 de octubre de 2015)

Hacer un resumen y argumentar en clase.

❖ Fabricación del **Vidrio**

El vidrio es un material transparente. Se obtiene derritiendo una mezcla de arena y sales a altas temperaturas. Al enfriarse se vuelve sólida.

El británico Alistair Pilkington (1920-95) inventó el proceso del vidrio flotado en el decenio de 1950. El vidrio líquido de un horno se enfría y solidifica gradualmente en un lecho de estaño fundido. Con el proceso se obtiene vidrio con una superficie muy lisa.

- 1) Una mezcla de 72% de arena, 15% de sosa, 6% de caliza, 4% de magnesia, 2% de alúmina y 1% de óxido bórico se funde en un horno a unos 700° C. Al calentarse reaccionan y se endurecen.
- 2) Los rodillos extienden una capa uniforme de vidrio líquido sobre un lecho de estaño fundido.
- 3) El vidrio se conserva líquido lo suficiente para que se nivele sobre el estaño fundido, lo que da una superficie lisa. Después, el vidrio empieza a solidificarse.
- 4) El vidrio sólido se enfría sobre rodillos hasta que está bastante duro para que no se raye al manipularse.

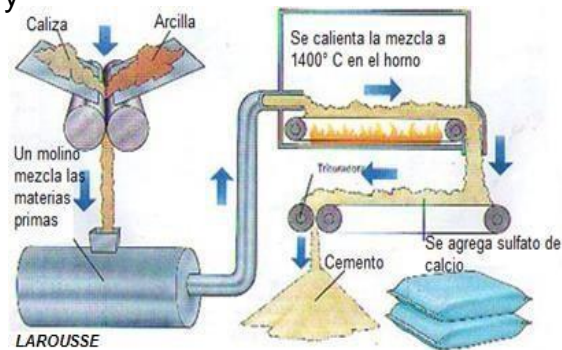
El vidrio se corta en planchas para usarse en ventanas y espejos (lunas).

Las propiedades del vidrio se pueden modificar agregando pequeñas cantidades de sustancias químicas a la mezcla. El bórax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), por ejemplo, hace el vidrio más resistente al calor. Permite hacer vidrio refractario. El **óxido de plomo** mejora los destellos del cristal cortado para decoración. El vidrio laminado de los parabrisas para autos se hace comprimiendo una capa de plástico entre dos láminas de vidrio. El plástico evita que el vidrio se astille.

❖ Fabricación del **Cemento**

Los adhesivos son materiales naturales y sintéticos que se usan para pegar objetos y superficies. Los pegamentos, cementos y resinas son adhesivos.

El cemento de construir es un tipo de adhesivo hecho de rocas y minerales pulverizados. El cemento es un polvo que, al combinarse con agua y arena, forma una mezcla llamada mortero. El mortero se coloca entre los ladrillos y los une cuando se seca.



Para fabricar cemento se añade agua a una mezcla de caliza y arcilla. La pasta se calienta a 1400°C en un horno rotatorio. El material llamado Clinker, se enfría y se revuelve con sulfato de calcio. Esta mezcla se pulveriza y se envasa en sacos.

❖ Elaboración de **Pegamentos naturales**

La cola se obtiene cociendo piel y huesos de animales en agua. Las plantas con mucho almidón, como maíz y papas, también dan pigmentos útiles. Las estampillas postales y algunos sobres llevan algina, una goma obtenida de las algas.

La principal desventaja de los adhesivos naturales es que, con el tiempo los microorganismos pueden debilitarlos.

❖ Fabricación del papel

Este se hace sobre todo de coníferas, como pinos, abetos y piceas. Las fibras de la madera se forman de un material fuerte llamado celulosa. Éste hace resistente al papel, de modo que no se rompa fácilmente al doblar, estirar o imprimir.

En una moderna planta de papel, se hierven primero los trozos de madera con sosa caustica u otra sustancia en un tanque. Esto libera las resistentes fibras de celulosa. Se extrae líquido de las fibras para dejar un tamiz. Se exprime entre rodillos calientes para quitarle la humedad y se obtiene papel terminado.

❖ Fabricación de pinturas

Las pinturas son recubrimientos usados para decorar y proteger superficies. Una pintura típica se fabrica mezclando primero aceites naturales y resinas alquídicas. Estos son el aglutinante que se endurece gradualmente con el aire después de aplicar la pintura. Se agrega solvente para que sea más fácil bombear la mezcla por un filtro que separa las partículas sólidas de los líquidos.

Se mezcla el pigmento con el aglutinante en una potente disgregadora. Se agrega más solvente antes de bombear la mezcla a un molino de tambor. Este contiene discos giratorios y bolas de vidrio que muelen y trituran las partículas de pigmento. Los ajustes finales se hacen en un depósito antes de envasar la pintura en latas o cilindros.

Las pinturas son partículas sólidas blancas y de color, llamadas pigmentos, mezcladas con un líquido viscoso o aglutinante. Este se endurece al secarse la pintura y forma una capa protectora que retiene los pigmentos. Casi todos los pigmentos son compuestos metálicos. El más usado es el dióxido de titanio, que es un polvo blanco. El TiO_2 se usa en pinturas, dentífricos y diversos productos. Otros pigmentos tienen un color intenso porque absorben longitudes de onda específicas de la luz. Los pigmentos amarillos y rojos suelen ser compuestos con hierro, en tanto que los pigmentos azules son compuestos con cobalto.

Combinando unos cuantos pigmentos puede obtenerse una vasta gama de colores.

Tarea para el estudiante. Dióxido de titanio. Sus usos industriales.

👉 <https://www.pochteca.com.mx/bioxido-de-titanio/>

❖ Obtención de Pigmentos y tintes

Los objetos tienen color porque absorben ciertos colores de la luz y reflejan otros. Los colores reflejados se combinan para formar el color que el ojo humano percibe. Los compuestos químicos que causan estos colores se llaman tintes y pigmentos. Los tintes se disuelven en agua y otros solventes. Los pigmentos son sólidos que no se disuelven.

Muchos tintes y pigmentos existen naturalmente en las plantas. El añil, por ejemplo, es un tinte vegetal que se usa para teñir telas desde tiempos de los romanos. Otros pigmentos se hacen moliendo rocas:

El amarillo ocre se obtiene al moler un mineral de hierro.

El azul ultramarino se hace triturando una piedra semipreciosa azul llamada lapislázuli.

Además de los colores naturales, la industria química produce muchos tintes y pigmentos. Algunos son sales metálicas; otros derivados del petróleo.

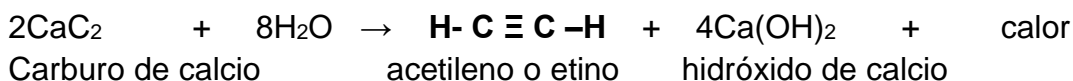
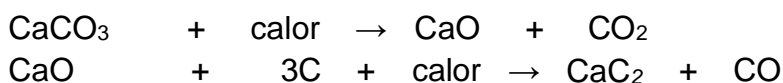
En 1856, el británico William Perkin (1838-1907) descubrió accidentalmente el primer tinte artificial del mundo. Fue un tinte malva derivado del alquitrán de hulla.



Tarea para el estudiante. Para saber más acerca de William Perkin.

👉 <https://clickmica.fundaciondescubre.es/conoce/nombres-proprios/william-henry-perkin/>

Cadena productiva a partir del carbón y la caliza



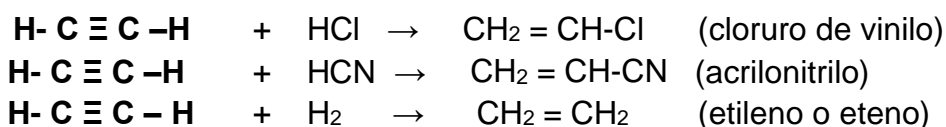
Argumento

En esta cadena productiva la materia prima es el carbonato de calcio y para su descomposición química se utiliza un horno refractario, la reacción es heterogénea y se requiere elevar la temperatura para romper los enlaces y obtener óxido de calcio y dióxido de carbono, continua el proceso la cal viva se hace reaccionar con coque para obtener carburo de calcio y monóxido de carbono ambas son endotérmicas, en la tercera etapa en un sistema cerrado el **CaC₂** reacciona con agua para obtener un producto orgánico gaseoso y cal apagada la reacción es exotérmica.

(El carburo de calcio es un compuesto iónico y está formado por el $[\text{C}\equiv\text{C}]^{2-}$ cation **calcio** Ca^{2+} y el anion **carburo** o acetiluro C_2^{2-}).

Algunos productos petroquímicos para la industria química orgánica se observa al hacer reaccionar **etino** con ácidos inorgánicos e hidrógeno molecular.

El acetileno siendo un producto **rentable** de la industria química básica se hace reaccionar como se muestran las siguientes tres ecuaciones químicas.



Los tres productos orgánicos son útiles para obtener polímeros.

Ejemplo de cadena productiva inorgánica a partir del azufre

La cadena productiva inicia con la extracción de azufre posteriormente la **IQIB** elabora el H_2SO_4 y la sal es un recurso mineral inorgánico estos al entrar en reacción se rompen enlaces para obtener el HCl y Na_2SO_4 este producto tiene también varios usos, el sulfato de sodio se utiliza en numerosas aplicaciones, por ejemplo en el proceso Solvay para producir carbonato de sodio (Na_2CO_3) y este para obtener NaOH.

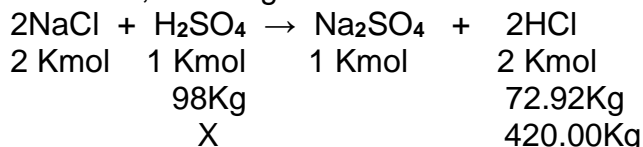
Ejercicio de cálculo químico

¿Cuánto ácido sulfúrico al 90% en peso se necesitará para producir 1000 Kg de HCl concentrado al 42%?

Nota: La masa molar se expresa en g/mol y en múltiplos de 1000 g = 1Kg.

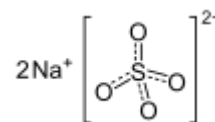
En este problema usemos la relación Kg/Kmol:

Base de cálculo; 1000 Kg de ácido clorhídrico.



La cantidad de HCl puro = 1000 (0.42) = 420Kg

$\frac{98}{72.92} = \frac{x}{420}$ al despejar x se requieren, 564.45 Kg de ácido



La cantidad de solución de ácido al 90% que debe prepararse para la reacción; si en cada Kg de solución de ácido al 90% existen 0.900 Kg de H₂SO₄, entonces:

$$\frac{1 \text{ Kg de solución de ácido al 90\%}}{0.9 \text{ Kg de H}_2\text{SO}_4 \text{ al 90\%}} = X \quad \text{entonces } X = (1)(564.45)/0.9$$

$$\frac{564.45 \text{ Kg de H}_2\text{SO}_4 \text{ al 90\%}}{0.9 \text{ Kg de H}_2\text{SO}_4 \text{ al 90\%}} = 627.17 \text{ Kg de solución de ácido al 90\%}$$

La lixiviación en la industria química

Algunos ejemplos son:

- El azúcar se separa por lixiviación de la remolacha con agua caliente.
- Los aceites vegetales se recuperan a partir de semillas, como los de soya y de algodón mediante la lixiviación con disolventes orgánicos.
- La extracción de colorantes se realiza a partir de materias sólidas por lixiviación con alcohol o soda.

Dentro de esta tiene una gran importancia en el ámbito de la metalurgia ya que se utiliza mayormente en la extracción de algunos minerales como oro y plata. También se utiliza en Tecnología Farmacéutica.

El equipo empleado para la extracción sólido-líquido a pequeña escala es el **soxhlet**.

Se constituye por tres partes:

1. El balón en el que se introduce el disolvente o la mezcla de disolventes, que se calienta hasta ebullición.
2. El cuerpo del soxhlet. Está formado por una parte más ancha donde se coloca el sólido, generalmente dentro de un cartucho de celulosa, y dos tubulares laterales, la más externa es por la que asciende el disolvente vaporizado, y la más interna por la que desciende el disolvente condensado.
3. Refrigerante para evitar las pérdidas de disolvente.



Modelo esquemático del proceso de lixiviación

Tarea para el estudiante.

Video de you tube

Extracción de pigmentos de la remolacha por lixiviación. 4 dic. 2015. Página:

<https://www.youtube.com/watch?v=1BwmieyPMIq>. Colombia.

Observar el video de 6.33 minutos, hacer un resumen y argumentar en clase.

La industria de procesamiento de materiales

Se puede dividir en varios subgrupos:

- ✓ **Industria farmacéutica** está relacionada con la preparación y obtención de los medicamentos ya sea a partir de productos naturales o a partir de síntesis.
- ✓ **Industria alimentaria** está relacionada con la transformación de los productos básicos del campo en productos más elaborados o más perdurables. Son ejemplos de estas industrias; las enlatadoras, las fábricas de productos lácteos, las embotelladoras de refrescos, la industria vitivinícola, las empacadoras de carnes y embutidos y los ingenios azucareros.
- ✓ **Industria siderúrgica y metálica básica** se centra en los procesos para la transformación de los minerales en metales útiles para el hombre.
- ✓ **Industria de los fertilizantes**, tal vez la mayor consumidora de productos químicos, requiere de ácido sulfúrico, fosfórico y nítrico, de amoníaco y de minerales de potasio.

También con esos tres ácidos se fabrican diversos productos básicos que bien tienen que destacarse, pues sirve para satisfacer la necesidad más elemental del hombre, la de la alimentación, es decir la **“sustentabilidad”** (se refiere a la administración eficiente y racional de los recursos, de manera que sea posible mejorar el bienestar de la población actual sin comprometer la calidad de vida de las generaciones futuras).

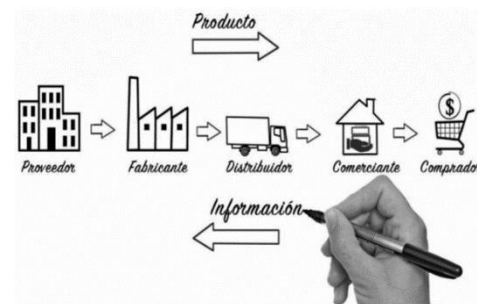
Concepto clave:

➤ Cadena productiva

Es un conjunto de agentes económicos interrelacionados por el mercado desde la provisión de insumos, producción, transformación y comercialización hasta el consumidor.

“La cadena es un conjunto articulado de actividades económicas integradas; integración consecuencia de articulaciones en términos de mercado, tecnología y capital”.(Chevalier y Toledano,1978).

Reconsiderar el esquema de funcionamiento de una planta de procesamiento de materiales, p. 27



COMENTARIO

Retos de la industria química ante el cambio climático

Con el cambio climático a la vuelta de la esquina, uno de los grandes retos actuales es la reducción de gases de efecto invernadero que, más allá del debate sobre el grado de influencia de las actividades humanas en el clima, todos debemos asumir como una responsabilidad para minimizar nuestro impacto en el entorno.

El sector de la industria química no puede ser una excepción y ya ha comenzado a dar pasos para que la sustentabilidad sea, no solo un objetivo a cumplir, sino también un método de trabajo en todos sus productos.

Tarea para el estudiante.

Elabora un mapa conceptual de la cadena productiva para la elaboración de lácteos, a partir de la leche cruda. **No fotocopia.** Bogotá, (2005).

☞ <https://www.google.com/search?q=cadena+productiva+de+la+leche&client=firefox->



Preparación industrial de hidróxido de sodio y sus usos

Las materias primas para obtener sosa caustica son dos productos de la **IQIB**, y la reacción es de doble sustitución con absorción de energía para romper los enlaces de los reactantes y formar nuevos productos. El **NaOH** es un producto de la industria química este compuesto tiene varios usos entre ellos para la obtención de jabón. Todos los recursos para obtener nuevos productos no tienen pureza de 100%, y por lo tanto la reacción no se realiza al 100%.

Tarea para el estudiante. Se recomienda ver el Video de you tube

Reacción de Caustificación. Producción de Sosa Cáustica (NaOH). 4 nov. 2018

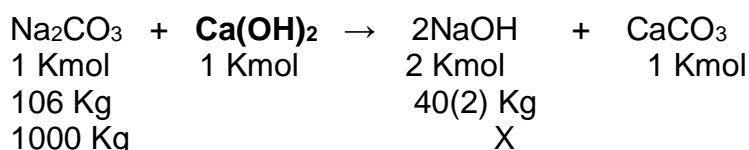
👉 <https://www.youtube.com/watch?v=10xoYyPHB6Y>

Elaborar un resumen y argumentar en clase.

Ejercicio de cálculo químico

Si la industria química inorgánica prepara la sosa caustica a través de una reacción química a partir de sosa Solvay y cal apagada.

¿Cuántos kilogramos se podrán obtener de sosa caustica tratando 1000 Kg de carbonato sódico? Base de cálculo 1000 Kg de reactante.



Suponiendo riqueza del 100% en los reactivos y 100% de reacción.

$$\frac{106}{1000} \text{ ——— si despejamos (X)}$$
$$= \frac{80}{X}$$

Se obtendrían 755Kg de **sosa caustica (NaOH)**

De hecho la **IQIB** ocupa un lugar estratégico en la cadena de producción que empieza con los recursos naturales y termina con los productos que utilizamos directamente.



Tarea para el estudiante.

Usos de la sosa o soda caustica.

👉 https://www.nazza.es/blog/23_usos-sosa-caustica.html

Cuestionario número 3.

1. Escribe las fórmulas químicas de los seis componentes que se mezclan en la primera etapa para la fabricación del vidrio.
2. ¿En la elaboración de una pintura típica existe reacción química? Ver página:
➤ <https://iquimicas.com/caracteristicas-la-formulacion-pintura/>
Publicada el 5 de julio de 2017. Argumentar en clase.
3. ¿Cuál es el mineral de hierro para fabricar el pigmento amarillo para pinturas?
4. ¿La sosa caustica es un recurso natural? Por qué.

5. ¿Por qué la elaboración de la cola es un producto natural?

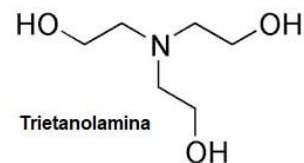
Actividad experimental No. 1

"Gel antibacterial"

Propósito: Valorar la Industria Química al conocer su papel para el mejoramiento de calidad de vida.

Ingredientes:

- 90 mL de alcohol etílico 70° gl (6 cucharadas aprox)
- ¾ cdita. de carbopol (se consigue en droguerías)
- ¼ cdita. de glicerina pura (se consigue en cualquier farmacia)
- ¼ de cdita. de **trietanolamina** aproximadamente (se consigue en droguerías)



*Material

- Tazón de vidrio con capacidad de 1 litro.
- Colador de malla fina.
- Flanera o recipiente chico de vidrio.
- Agitador de globo.
- Envase de plástico con tapa de botón a presión con capacidad de 100 mL.



Procedimiento

1. Coloque el colador sobre una flanera o recipiente chico de vidrio, vierta el carbopol sobre el colador y desbarate los grumos con ayuda de una cucharita para pulverizarlo completamente.
2. Vierta el alcohol en el tazón y agite con el globo fuertemente mientras agrega poco a poco el carbopol. ¿Para que sirve este producto orgánico al elaborar el gel?
3. Agregue la glicerina mientras agita suavemente con el agitador de globo.
4. Cuando se haya disuelto por completo el carbopol y no se aprecien grumos, agregue la **trietanolamina**, mientras agita suavemente. En ese momento se formará el gel. (¿Cuál es la función de la **TEA** en el gel*)?
5. Vierta el alcohol en gel en la botella de plástico y tape firmemente



Notas:

*Agregue el carbopol lo más despacio posible (inclusive pasándolo por un colador).

*Use instrumentos de medición, como cucharas y tazas medidas.

* La glicerina no es indispensable, se usa sólo para darle suavidad a las manos.

* Si solamente cuenta con alcohol de 96° gl, agregue al tazón 65 mL y los restantes 25 mL complételos con agua purificada a fin de ajustar el grado alcohólico a aproximadamente 70°gl.



***Respuesta:** La trietanolamina (TEA) sirve para neutralizar los **geles** de Carbopol y así llegar a un nivel de **pH= 7**, es decir neutro.



El profesor usará el codificador de actividades de la industria química para dar a conocer a los estudiantes la clasificación de diversas industrias.

Ramas y productos de la industria química

La encuesta Nacional de empleos, salarios, Tecnología y Capacitación en el sector manufacturero (ENESTYC) y la base de datos que generó la UAM-X en el marco de una investigación sobre aprendizaje tecnológico fue publicada por INEGI en

CODIFICADOR DE ACTIVIDADES DE LA INDUSTRIA QUIMICA MEXICANA		
ENESTYC		SCNM
Ramas	Denominación	Ramas
3512. Industria Química básica	1. Colorantes y pigmentos	35
	2. Gases Industriales	35
	3. Produc. químicos básicos	35
	4. Abonos y fertilizantes	36
	5. Resinas sintéticas	37
	6. Jabones y detergentes	39
	7. Perfumes y cosméticos	39
3522. Otros productos químicos	8. Insecticidas	40
	9. Pinturas, barnices, lacas	40
	10. Impermeabilizantes, adhesivos y similares	40
	11. Lubricantes y grasas	40
	12. Aditivos	40
	13. Otros productos químicos	40

Elaboración propia con base en información de INEGI/STPS/OIT (1995), INEGI (1995b) y Villavicencio y Arvanitis (1996).

1995, con datos de 1989 y 1992.

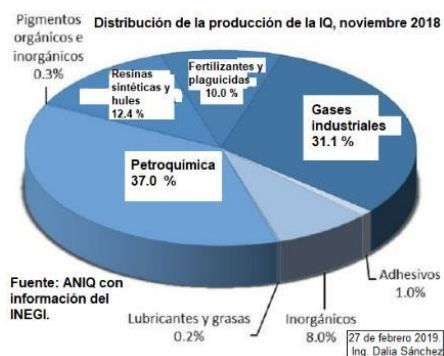
Este documento proporciona información al nivel de rama, según la clasificación del Censo Industrial, por lo que la **IQ** queda conformada por las ramas 3512. Industria química básica y 3522 otros productos químicos. La información de estas ramas corresponde a 275 empresas encuestadas.

La segunda fuente de información por su parte, data de la segunda mitad de 1994 y, a diferencia de la ENESTYC, si presenta información al nivel de producto, por lo tanto la **IQ** queda definida, según la clasificación del Sistema de Cuentas Nacionales, como la suma de las ramas 35 química básica, 36 abonos y fertilizantes, 37 resinas sintéticas y fibras artificiales, 39 jabones, detergentes y cosméticos, y 40 otros productos químicos. En este caso la información corresponde a 141 empresas (Sánchez Figueroa Raúl, 2006).

Su papel en la economía del país

Es una industria clave para integrar cadenas productivas, ya que demanda insumos de más de 30 ramas industriales y por otro lado es proveedora de más de 40 ramas de la industria. Podemos mencionar algunas como la automotriz; aeroespacial; textil; vestido; construcción; agricultura; electrodomésticos; entre otras.

También al abordar la industria de la transformación le proponemos al profesor el mapa conceptual que se encuentra **en página 23**. Para argumentar en clase con los estudiantes, de acuerdo a la siguiente lectura:



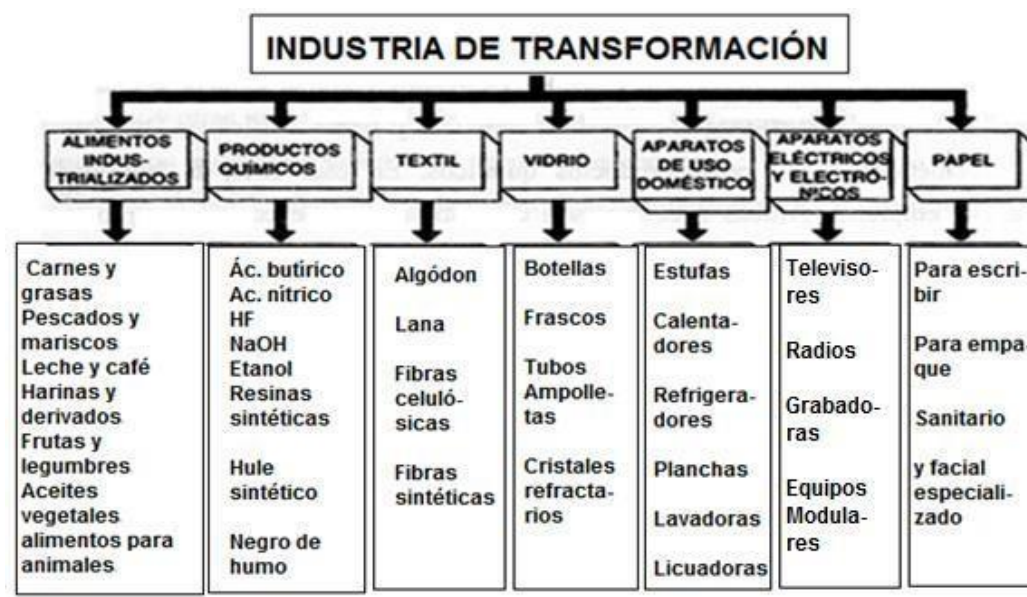
Por su carácter multiplicativo, sus inversiones son ancla que promueven industrias derivadas, por esto los países que cuentan con una Industria Química bien estructurada, generalmente cuentan con sectores encadenados en constante expansión y crecimiento.

A nivel internacional la industria química se clasifica en los segmentos mostrados a continuación:

- ✓ PETROQUIMICOS 34%
- ✓ ESPECIALIDADES 16%
- ✓ FARMACEUTICOS 16%
- ✓ AGROQUIMICOS 11%
- ✓ FIBRAS TEXTILES 10%
- ✓ INORGANICO 7%
- ✓ OTRAS ESPECIALIDADES 1%

La industria de transformación incluye todas las demás ramas industriales, como envasado de frutas y legumbres, refrescos embotellados, abonos y fertilizantes, vehículos, cemento, aparatos electrodomésticos, etcétera, contribuyendo a la economía del país.

En esta representación de la industria de la transformación, se tienen varios productos terminados pertenecientes al sector terciario cuyos valores acumulados económicamente aportan al país, lo que se conoce como producto interno bruto (PIB).



La transformación química de las sustancias orgánicas da lugar a infinidad de materias primas industriales, algunas son obtenidas partiendo de materiales que proporciona la naturaleza como son la madera, el cuero o el algodón, otros son consecuencia de síntesis efectuadas en procesos artificiales por la industria química básica.



Tomando en cuenta el concepto de mezcla los estudiantes elaboraran un desodorante con recursos naturales derivados del reino vegetal y mineral.

Tarea para el estudiante.

Que los estudiantes investiguen dos formulaciones de desodorantes. Visitar

☞ <https://ecocosas.com/eco-ideas/desodorante-casero/>

22 dic. 2019 — Preparación de *desodorante* natural. Preparar este *desodorante* natural casero es muy simple. Solo debemos calentar un poco el aceite de coco ...

Video de You tube

Cómo hacer DESODORANTE CASERO - Desodorante casero NATURAL

13 may. 2018. ☞ <https://www.youtube.com/watch?v=iFayvGuwFK4>

Actividad experimental No. 2

Elaboración de un desodorante

Propósito. Aplicar los conceptos básicos de la química en la elaboración de un desodorante.

Un **desodorante** es una sustancia que se aplica al cuerpo, especialmente en axilas, para reducir el olor de la transpiración.

Fue patentado en 1888 por la marca MUM de Estados Unidos. Era una crema pastosa con un compuesto secante de **cloruro** de zinc (ZnCl_2). En los siguientes años aparecieron otros que utilizaban **cloruro** de aluminio (AlCl_3), compuesto que aún se emplea en los antitranspirantes actuales (QUO, No.167 de septiembre 2011).

Los desodorantes trabajan de la siguiente forma:

*Inhibe el crecimiento de la bacteria que genera el olor. Esto se consigue con compuestos químicos antibacteriales.

Material

Recipiente apropiado para baño María.

Vaso de precipitados pequeño para el baño.

Dos vasos de 250 mL.

Balanza granataria o digital.

Espátula.

Dos cucharas soperas de plástico.

Envase de desodorante de barra vacío, limpio con émbolo y con tapa.



Sustancias

✓ Un gramo de óxido de **cinc**. (ZnO mineral inorgánico)

✓ 2.5 gramos de almidón.

(La **maizena** o **maicena** en realidad es **almidón de maíz**, y consiste en un polvo blanco, de textura mucho más sedosa y fina que la harina y que se utiliza principalmente como espesante.)

✓ 10.0 gramos de cera blanca.

(La **cera alba** es la **cera** blanca de abejas. ... La **cera alba** es cosmética y se utiliza como emulsionante natural para dar consistencia a los cosméticos.)

✓ 8.0 gramos de vaselina sólida.

👉 <https://www.webconsultas.com/curiosidades/vaselina-para-que-sirve-y-para-que-no>

(La vaselina, aunque no es humectante, tiene la capacidad de hidratar, pues según nos explica Amparo Violero, crea una **barrera hidrofóbica**, ralentizando la pérdida de hidratación de la piel, lo que se conoce como **oclusividad**. Además, nos cuenta que también forma una capa que protege de la entrada de microorganismos y otras partículas, algo muy útil frente a las infecciones.)

✓ 2 mL de esencia de su preferencia (Puede conseguirlos en droguerías o farmacias grandes).

Procedimiento

1. Vierta el óxido de **zinc** y el almidón en un vaso chico, mezcle con la ayuda de una cuchara. Después, agregue la vaselina sólida y continúe agitando.
2. Coloque la cera en un recipiente de vidrio en baño María. Cuando se derrita la cera, incorpore la esencia y agita con una cuchara durante 10 segundos, sin retirar del baño.
3. Por último, incorpore la mezcla del vaso chico al recipiente que está en el baño y agite durante 20 segundos.

Envasado y conservación

Retire la mezcla del baño María y viértala de inmediato en el envase de desodorante de barra y tápelo. Debe tener cuidado de no moverlo hasta que solidifique (alrededor de 2 horas). Guárdelo en un lugar fresco y seco. No olvide colocarle una etiqueta con el nombre del producto, la fecha de elaboración y caducidad.

Cinc o zinc en, <https://www.google.com/search?client=firefox-b-d&q=cinc+o+zinc>

Caducidad

El desodorante bien tapado tiene una duración aproximada de seis meses.

Dato interesante

El primero que se anunció abiertamente como producto para evitar la sudoración y el mal olor fue Odorono, en 1914.

Recomendaciones

Una vez vacío el envase de desodorante, lávelo con agua y jabón para eliminar residuos y poderlo rellenar. Usted puede conseguir envases vacíos en los tianguis de artículos de reciclado.

Para evitar quemaduras con el baño María le recomendamos utilizar agarraderas. En caso de sobrar ingredientes, guárdelos en sus envases, etiquételos y consérvelos bien tapados en un lugar limpio y seco, fuera del alcance de los niños. Es importante lavar muy bien los utensilios empleados, antes de volverlos a usar, con agua tibia y abundante jabón.

Impacto social y económico

Desde hace miles de años se puede observar como el hombre ha inventado este producto a causa del mal olor ya que esto se ve muy mal. Este es un producto el cual se usa a diario y por lo mismo tiene un impacto social y económico es muy importante ya que las industrias tanto cosmética y farmacéutica elaboran miles de productos de estos y cada vez han mejorado la fórmula y esto ha hecho que haya distintos tipos de desodorantes: ya sea por el tipo de piel o el olor de la fragancia que al público le sea más de su agrado.

Las tecnologías en que se basan están sujetas a cambios rápidos, por lo que el trabajo en este medio ofrece muchos retos y es estimulante. Cada empresa ha desarrollado su estilo particular en el manejo de los negocios.

Nuevos términos:

Oclusividad

Capacidad de formar una película protectora más o menos impermeable sobre la zona de aplicación, consiguiendo así evitar la pérdida de agua.

Una emulsión es **oclusiva** cuando una vez aplicada sobre la piel deja alto residuo graso. Se forma una capa grasa que impide la evaporación del agua de la piel. Son pues emulsiones que hidratan por oclusión teniendo acción emoliente.

https://www.planetlook.com/es/glosario/_char:o,buscar:114/

Caducidad

Del latín “caducus” significa perecedero o que ha terminado o acabado, o que ha muerto o perecido.

Lee todo en: Concepto de caducidad - Definición en DeConceptos.com

<http://deconceptos.com/ciencias-juridicas/caducidad#ixzz3wmWwiz00>

Dato curioso

En realidad, las reacciones químicas debidas a la acción de los fermentos ya se conocían en la Antigüedad. Desde épocas muy remotas el hombre había utilizado distintos fermentos para obtener vino a partir de fruta, fabricar pan blando en lugar de pan ácimo o, incluso, elaborar queso o yogures tras el fermentado ácido de la leche (García Bello Deborah, 2016. PAIDOS).

COMENTARIO

La evolución de la industria química

Varias ramas de la industria química tienen antecedentes remotos, sin embargo este gran sector, según la concepción moderna, surge hasta finales del siglo **XVIII**, y en su evolución hasta la actualidad pueden distinguirse tres fases: primera, la química mineral que se inicia con la fabricación del ácido sulfúrico concentrado y el carbonato sódico (son las dos industrias químicas modernas); segunda, la química orgánica que dura todo el siglo **XIX**, la cual, por utilizar el carbón como materia prima básica, recibe también el nombre de carboquímica, y posteriormente, ya en pleno siglo **XX** el carbón cede paso al petróleo y al gas natural, con lo cual se inicia la tercera fase, la petroquímica.

Cuestionario número 4.

En la elaboración del desodorante:

1. ¿Qué tipo de operación física se realiza en el paso No. 1? _____.
2. ¿Al calentar la cera para agregar otro ingrediente, se alcanzó el punto de fusión?
3. ¿Existió reacción química en la elaboración de este producto?
4. ¿A qué tipo de industria se incorpora la elaboración de los desodorantes?
5. Investiga. ¿Cuál es la función del **ZnO** en este producto de higiene personal?

<http://vidaok.com/maravillas-oxido-de-zinc-cinc-protector-solar/>

6. ¿Cuál es la industria química que trabaja con materias primas naturales y fabrica productos sencillos?
7. ¿Cuál es la industria que convierte los productos semielaborados en nuevos productos o ser susceptibles de utilización por otros sectores?
8. ¿Por qué caducan los cosméticos, alimentos y bebidas envasadas?

☞ <https://www.bbc.com/mundo/noticias-37278615>

☞ <https://muysaludable.sanitas.es/salud/prevencion/los-cosmeticos-tambien-caducan/>

¿Caducan las medicinas? Elabora un resumen.

Referencia:

☞ http://www.cienciexplora.com/divulgacion/caducan-realmente-medicinas-senala-envase_2015020300076.html. Elabora un resumen.

¿Caduca el alcohol etílico?

☞ <https://definicion.de/caducidad/>

9. ¿Qué nombre recibe la transición de un recurso natural desde el laboratorio hasta la fábrica donde se reúne en un solo proceso continuo la obtención de un producto químico?
10. La elaboración de un gel antibacterial ¿Es una mezcla o un compuesto?.

¿LOS ELEMENTOS QUÍMICOS CADUCAN?



Los elementos tienen átomos de la misma clase.

Por su simplicidad y carácter elemental, no se descomponen y conservan sus características sin límite de tiempo. "Los elementos químicos no tienen realmente caducidad, pues se encuentran en su estado atómico básico que los caracteriza; no están combinados formando compuestos que pudieran perder efectividad", expresa Melchor Omar Santa Rita Cardoso, químico farmacobiólogo de la UNAM. En este sentido, el científico indica que los medicamentos sí tienen fecha de caducidad porque están hechos de moléculas que tienden a desintegrarse o reaccionar con el medio ambiente, por lo cual pierden su poder curativo. "Para que los medicamentos tardan más tiempo en perder su efectividad, se les agregan sustancias conocidas como conservadores", agrega Santa Rita Cardoso.

QUO, No. 208/Feb. de 2015

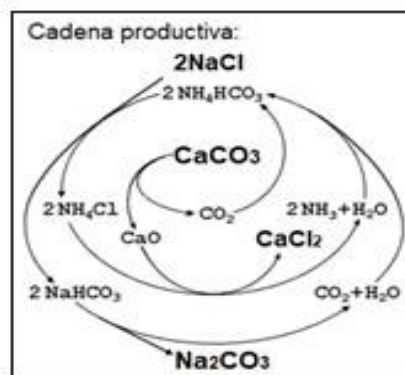
Cadena productiva para obtener carbonato de sodio

Ejemplo de reacción química industrial

El carbonato de sodio es conocido comúnmente como barrilla, natrón, soda y sosa (no confundir con la sosa cáustica).

Puede hallarse en la naturaleza u obtenerse artificialmente.

El cloruro de sodio es la materia prima básica empleada por la llamada “industria cloro-álcali”. ➡



A partir del **NaCl** se genera todo el cloro (y sus derivados) y el sodio (y sus derivados) utilizados actualmente a nivel industrial.

La industria cloro-álcali produce primariamente y a gran escala tres sustancias: cloro, hidróxido de sodio y carbonato de sodio. Las tres integran el conjunto de los trece productos de la industria química de mayor producción y consumo a nivel mundial. Su importancia radica en que a su vez estas sustancias se utilizan como materias primas para fabricar productos derivados.

La obtención de **Na₂CO₃** anhidro [Masa molar; 106 g/mol. Densidad a 19°C; 2.17 g/cm³.

Punto de fusión; 851°C y pH=11.5 (50g/L)] cuyo nombre comercial es sosa, se realiza en la industria por el **proceso Solvay**.

Esencialmente implica una primera etapa en la que se obtiene NaHCO₃ y luego por descomposición térmica de éste se produce el Na₂CO₃. Una parte del NaHCO₃ generado por el proceso Solvay se utiliza como tal para abastecer la demanda industrial de este producto. Parte del consumo mundial de carbonato de sodio es atendido por extracción de fuentes naturales. Por ejemplo por descomposición térmica del mineral “trona”, 2Na₂CO₃ · NaHCO₃ ·

2H₂O, se produce carbonato de sodio:

$$2\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$$

Usos

El carbonato de sodio es usado para tostar (calentar bajo una ráfaga de aire) el cromo y otros extractos y disminuye el contenido de azufre y fósforo de la fundición y del acero.

La fabricación de vidrio es uno de los usos más importantes del carbonato de sodio.

Solubilidad del Na₂CO₃ anhidro

Temperatura °C	0	22	100	104
gNa ₂ CO ₃ /100gH ₂ O	7.1	22	45.5	48.5

El carbonato de sodio actúa como un fundente para la sílice, bajando el punto de fusión de la mezcla a algo alcanzable sin materiales especiales.

En la fabricación de detergentes, el carbonato de sodio es indispensable en las formulaciones al objeto de asegurar el correcto funcionamiento del resto de sustancias que lo componen, por ejemplo enzimas y tensoactivos, durante las diferentes fases del lavado.

Tarea para el estudiante.

¿Qué es y de donde proviene la trona? El mineral que consumimos prácticamente todos los días. **Enero 21 de 2019. Mclanahan.** Referencia;

➡ <https://www.mclanahan.com/es/blog/el-mineral-que-consumimos-pr%C3%A1cticamente-todos-los-d%C3%ADas>.

Propiedades físicas de los hidratos del carbonato de sodio

Fórmula (estado sólido)	Densidad en g/cm ³	Masa molar	Punto de fusión
Na ₂ CO ₃ ·H ₂ O	1.55	124.02	100°C
Na ₂ CO ₃ ·7H ₂ O	1.51	232.12	35.1°C
Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O	1.46	286.16	33°C

Fuente: PERRY, John. "Manual del ingeniero químico" Tomo II. Mc Graw Hill. pp.2-26

El carbonato de sodio es necesario para la refinación del petróleo, tratamiento de aguas, producción de pulpa y papel, tintes, fabricación de jabón y detergentes.

Es comúnmente usado en las palmas de las manos para evitar la sudoración.

Proceso Leblanc

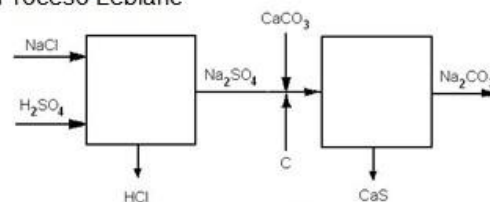
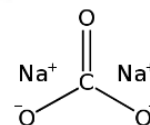


Diagrama de bloques para obtener carbonato de sodio



Trabajo en equipo.

Para argumentar en clase con el esquema ver:

👉 https://es.wikipedia.org/wiki/Proceso_de_Solvay. Elaborar un reporte.



La siguiente actividad es para que el estudiante comprenda que la industria química a partir de materias primas donde ésta de por medio la reacción química las transforma para obtener productos diferentes a los reactantes.

Actividad experimental No. 3

La obtención de jabón de pasta

Propósito. Aplicar el concepto de reacción química en la obtención de un producto útil a la sociedad.

Tarea

El profesor solicita un reporte documental sobre la fabricación industrial de dos tipos diferentes de jabón de pasta.

Antecedentes

Como hemos observado, la Química es asunto de la vida diaria, es un constante de reacciones que producen oxidación y reducción, y eso es lo que permite la continuidad de vida.

Respecto al uso de los álcalis; (sosa caustica NaOH, y potasa caustica KOH), en 1803 el barón alemán Alejandro Humboldt quien comenzó una expedición por México y Sudamérica. En su reporte narra **la introducción del jabón a México** por parte de los españoles.

Dos mil ochocientos años antes de nuestra era (hace aproximadamente 4811 años) los babilonios ya elaboraban una **mezcla** de grasas y cenizas, que es un método para elaborar jabón. Los egipcios en el año 1500 a. n. e. ya elaboraban un jabón parecido al de los babilonios para tratamiento de la piel.

Cuenta una leyenda romana que en el Monte Sapo se sacrificaban animales y la lluvia arrastraba las grasas junto con las cenizas de las fogatas hacia el suelo arcilloso del río Tiber y las mujeres que lavaban descubrieron que con esa mezcla se limpiaba mejor la ropa.

En la edad media se perdió la costumbre del baño con jabón y sobrevinieron una gran cantidad de pestes. Fue hasta el año 1600 de nuestra era que se le volvió a dar importancia al baño.

Tarea para el estudiante.

Video de you tube ([masalladelacocina](#) #Chefroger #jabon)

Prepara jabón de pasta casero, ahorra en cuarentena. 24 junio. 2020 (6.55 minutos)

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=Gax2d7nSQpw>

Italia, España y Francia fueron los primeros productores masivos del jabón, pero como los impuestos eran muy altos la gente dejó de comprarlos.

Regresando a la idea de un principio, la **industria química del jabón en México** fue posible porque la meseta del interior de la República era y sigue siendo muy rica en lo que se le llamó en un principio **“tequesquite”**, mezcla de sal común, carbonato de potasio, sulfato de sodio, carbonato ácido de sodio y arcilla. También se lo empleó como detergente alcalinizante ligero.

Tarea para el estudiante.

Video de you tube. Tequesquite, un ingrediente prehispánico de la cocina mexicana/Mi amiga Gaby. **13 sep. 2019.** Elaborar un resumen, 3.55 minutos.

¿Que es el tequesquite y de donde proviene? Por: **Ollin Velasco** 29 Jun 2020.

👉 <https://gourmetdemexico.com.mx/comida-y-cultura/tequesquite-sal-pehspanica/>



En la industria el tequesquite también es usada como saponificador de grasas, para fabricar jabón y para preparar lienzos.

La saponificación es el proceso por el cual una grasa, sea animal o vegetal es transformada en jabón, mediante la acción de algún álcali. Normalmente el índice de saponificación se calcula mediante la cantidad de hidróxido de potasio (sosa potásica), sin embargo es más común saponificar grasas por medio de hidróxido de sodio (sosa cáustica).

“El índice de saponificación será la cantidad de hidróxido de sodio necesario para saponificar un gramo de grasa o aceite”, por ejemplo para los siguientes aceites el índice de saponificación es:

aceites de oliva y de girasol: 0.134 mg, aceite de maíz: 0.136 mg

El hidróxido de sodio ataca al éster de la grasa liberando el ácido esteárico como estearato de sodio.

Se considera que la máxima autoridad en la elaboración del jabón fue el químico orgánico Michel Eugene Chevreul (1786-1889), Paris, Francia, quien elaboró la química de la saponificación.

Tarea para el estudiante.

Cómo calcular la cantidad de aceite y de sosa para hacer jabón. Dar ejemplo de calculo.

👉 <https://www.experimentoscientificos.es/calcular-cantidad-aceite-sosa/>

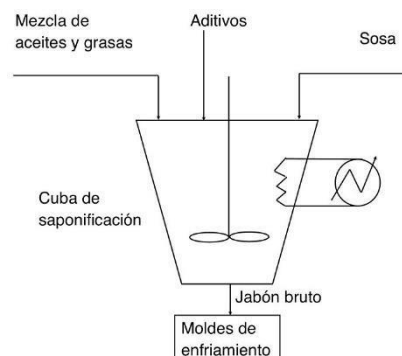
Previo ver,

Videos: cómo se hace el jabón,

👉 https://www.youtube.com/watch?v=W7UUuR_2TJg

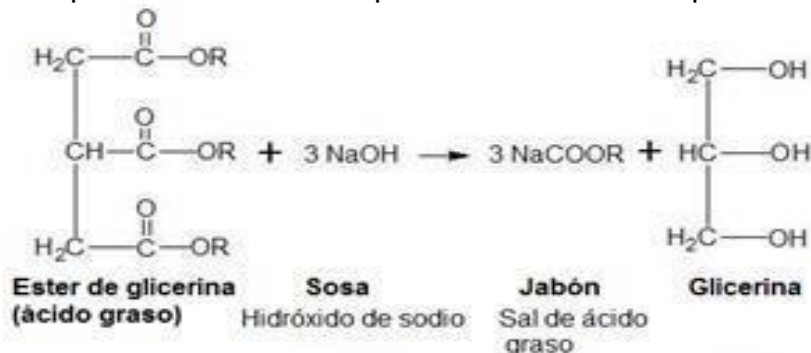
Materiales y sustancias

- 10.0 gramos de aceite de oliva.
- 2.0 gramos de sosa caustica.
- 5 mL de agua destilada.
- Colorante para jabón.
- 2 vasos de precipitados de 250 mL o vasos de plástico.
- Parrilla eléctrica.
- Termómetro.
- Abatelenguas.
- Esencia para jabón.



Procedimiento

1. Calentar el aceite a 60° C.
2. Diluir la sosa cáustica (NaOH) en 5 mL de agua destilada.
3. Al diluirse y estar caliente la disolución de sosa, agregar lentamente y con cuidado al aceite y mover constantemente, hasta que enfríe; también agregar la esencia y el colorante cuando ya esté comenzando a solidificar el aceite.
4. Antes de que solidifique la preparación, verter sobre moldes (es muy importante dejar que el jabón esté guardado en un lugar fresco y seco durante por lo menos dos meses, ya que el jabón entre más viejo será de mejor calidad).
5. Se puede hacer el mismo procedimiento con la potasa o hidróxido de potasio.



Argumento

En la obtención de jabón de pasta para que se lleve a cabo la reacción se suministra energía con la finalidad de romper los enlaces del ácido graso y de la sosa y transformar los reactantes en nuevos productos con propiedades diferentes. El jabón es un producto terminado del sector terciario, y la glicerina la ocupa el campo de la paraquímica para hacer mezclas, y otras ramas de la industria química como la farmacéutica, para elaborar cosméticos inclusive en medicina. Con relación a la reacción de saponificación, para obtener un máximo de rendimiento se debe considerar la agitación continua con la finalidad de provocar la mayor área de contacto entre ambos reactantes, esta operación repercute en una buena textura del producto.

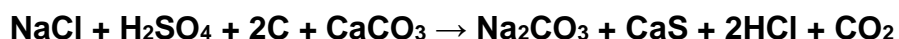
Tarea para el estudiante.

Investiga diez usos de la glicerina.

👉 <https://pelostop.es/todos-los-usos-de-la-glicerina/>

Cuestionario número 5.

1. ¿Cuáles son los cuatro recursos naturales que requiere la industria química básica para elaborar la materia prima, ambos son mezclas o compuestos?_____.
2. ¿Qué es lo que fabrica la Industria Química Básica?_____.
3. ¿Qué compuestos inorgánicos requiere la industria para fabricar el papel?_____.
4. Menciona tres industrias que requieren del carbonato sódico y sulfato de sodio.
Balancea la siguiente ecuación química de Leblanc:



5. Cual es la solubilidad del Na_2CO_3 anhidro a 15°C y 50°C

6. ¿Cuál es el agente oxidante que se obtiene por electrolisis de la salmuera, y que se utiliza profusamente para el blanqueo de telas (de algodón y de lino) y papel y como desinfectante?

7. ¿Existe reacción química en los procesos de la destilación, evaporación, sublimación, licuefacción y cristalización? Por qué, explicar._____.

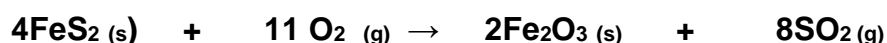
8. Describe **el proceso Solvay** con el uso de un esquema? Ver página:

☞ <http://www.ingenieriaquimica.net/articulos/294-produccion-de-carbonato-sodico-proceso-solvay>.

9. En los ejercicios de cálculo químico anteriores:

- ¿Qué representan las ecuaciones químicas?
- Una vez balanceadas las ecuaciones químicas ¿Qué indican los coeficientes?
- ¿Cuál es la primera ley general que se aplica al tener balanceada una ecuación química? Establece el enunciado:

10. En el **carbón** se encuentra un poco de **azufre** en forma de piritita, FeS_2 . Al incinerarse, contamina el aire con el producto de combustión SO_2 , como se muestra en la siguiente ecuación química:



¿Cuántos moles de Fe_2O_3 se producen a partir de **145 gramos** de O_2 ?

Dato; masa molecular del $\text{O}_2 = 32$ uma, y su masa molar = **32g/mol**

Usar la relación molar de; 2 moles de Fe_2O_3 / 11 moles de O_2

Convertir los 145 gramos de oxígeno molecular a moles, continuar.....

Resultado; 0.824 mol de óxido de hierro (III)

Referencia: Malone (2007) , capítulo 9, problema 9.9

Argumento

La reacción de la piritita con oxígeno molecular es un proceso de combustión, pero en la industria metalúrgica a este proceso le denominan tostación.

A las minerales sulfurados los llevan previamente a un horno de tostación y los transforman en óxidos siendo esta una etapa intermedia para que finalmente con la reacción de un agente reductor (monóxido de carbono) se obtenga el metal de interés económico.

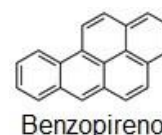
Se recomienda el **video you tube**

Buenas Prácticas: **Tostación en lecho fluidizado**. 4 nov. 2016. Argumenta en clase.

☞ <https://www.youtube.com/watch?v=8LCdB8sYqOg>

Dato curioso

Hay que tener cuidado cuando asamos la carne, porque si dejamos que se tueste en exceso, llegando casi a quemarse, estaremos produciendo unos compuestos potencialmente cancerígenos, como son los **benzopirenos**. Para evitar las nocivas consecuencias de estos compuestos es importante no consumir nunca productos quemados (García Bello D. 2016).



Actividad experimental No. 4

Obtención de cloro

Propósito. _____

En internet, ver video para la obtención de Cloro en You tube

Cloro a partir de ácido clorhídrico

Pongamos en un tubo de ensayo 0.5 gramos (1/8 de cucharadita) de dióxido de manganeso. Agreguemos 3mL (1/8 de tubo de ensayo) ácido clorhídrico concentrado. Calentemos un poco. Oler con cuidado los vapores. Coloquemos en la boca del tubo un papel humedecido con yoduro de almidón. El papel se pondrá azul.

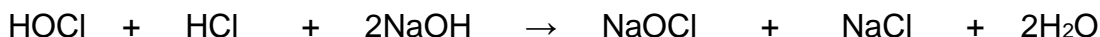
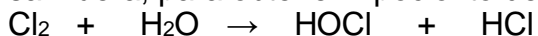


Contesta

1. ¿Cómo se explica la reacción de dismutación?.....
2. ¿Cómo obtiene el cloro en la industria química? Investigar el proceso.
3. ¿Cuales son las aplicaciones del cloro?
4. El cloro y el hierro no se combinan químicamente en ausencia humedad. Predice como actúa o que acción tiene el agua en esta reacción.

La producción de hipoclorito sódico se puede obtener por neutralización de soluciones de **HOCl**. Ellos se producen más económicamente por la desproporción de cloro en solución básica.

A continuación se presenta la ecuación total que se lleva a cabo durante la electrolisis de la salmuera, para obtener hipoclorito de sodio:



O bien en total:



De los dos ácidos formados por reacción del $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ con el agua (reacción de hidrólisis) el HCl y el HOCl, el primero es muy fuerte, y el segundo, muy débil.

Esta acusada diferencia de fuerza entre los dos ácidos puede aprovecharse para su separación.

Nekrasov remarca que en ausencia de humedad el cloro prácticamente no actúa sobre el hierro. El cloro es uno de los elementos más usados por nuestra sociedad, formando parte de muchos productos que usamos en la vida cotidiana, incluso en el agua que bebemos. Es utilizado de manera directa principalmente como agente desinfectante y blanqueante; y como arma química. Además sirve de materia prima para otras industrias, como puede ser la producción de PVC.

Tarea para el estudiante.

Ventajas y desventajas del uso del cloro como desinfectante. 27 diciembre 2019

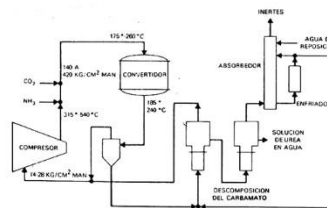
👉 <https://mervisa.com.ec/2019/12/27/ventajas-y-desventajas-del-uso-del-cloro-como-desinfectante/>.

Ver video; **el cloro en el agua** para argumentar en clase. **8 de agosto de 2011** (5.17 minutos) Subido por OHCMexico. Este video seguramente te brindará otra perspectiva en cuanto al uso del **cloro**.

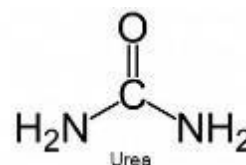
Tarea para el estudiante. Investiga

La industria química tiene un diagrama de flujo para la **síntesis de la urea**. Referencia:

<https://www.ingenieriaquimica.net/articulos/366-urea-procesos-de-obtencion> (Antonio J. Fernández 01 Julio 2014)



- Dibuja el esquema y elabora una breve descripción de 15 renglones del proceso.
- Escribe la ecuación química balanceada de la reacción industrial*.
- La urea es un producto petroquímico, ¿orgánico o inorgánico? Por qué.
- ¿Cuáles son las condiciones de reacción en la síntesis de la urea?
Presión, temperatura, catalizador, tipo y características del reactor químico, calor de reacción (ΔH) rendimiento de reacción.
- ¿Cuál es su nombre en la nomenclatura IUPAC?



La industria química como factor económico

Durante mucho tiempo la química ocupó un papel secundario en la economía. Sin embargo a finales del siglo XIX se desarrollaron los primeros colorantes sintéticos para aplicarse en la industria textil. La demanda fue enorme, ya que muchos de los pigmentos naturales, se obtenían del cultivo de las plantas y resultaban muy caros. **La industria química** creció rápidamente.

Los tres sectores económicos



La síntesis selectiva de sustancias se convirtió en un factor clave de la nueva economía, incluso más allá de los colorantes.

Hoy día, en la vida moderna no podemos prescindir de la industria química, que está presente, por ejemplo, en jabones y detergentes, en el celuloide empleado en la industria cinematográfica y también en revolucionarios productos farmacéuticos [Ciencia y tecnología (2010) SEP].



Para argumentar en clase la relevancia de la industria química y otros parámetros, sugerimos visitar la siguiente página:

La siguiente* apoya con la descripción de **los tres sectores** de la industria química para que el profesor solicite un resumen a los estudiantes y argumenten en clase:

*<https://es.scribd.com/doc/5188560/capitulo-I-La-industria-quimica-en-Mexico>.

Tarea para el estudiante.

Elabora un mapa conceptual que explique los tres sectores económicos y respectivamente la clasificación de los trabajos dentro del sector industrial (no fotocopia, no cortar y pegar). Argumentar en clase. Consultar.

<https://www.google.com/search?q=los+tres+sectores+econ%C3%B3micos&client=firefox>

Sector de la industria química y paraquímica

El desarrollo de la industria química es igualmente en beneficio de una sociedad que de manera directa o indirecta participa a favor de su crecimiento. A raíz de la creación de un mayor número de empresas surge la necesidad de formar un organismo que proporcione apoyo a las distintas necesidades de este sector, es por lo que el Sector Coordinador de las Industrias Química y Paraquímica, organiza y planea las diversas actividades que corresponden a cada sector productivo.

Ramas Industriales:

Rama 28 “industrias químicas de proceso”

Rama 29 “fabricantes de sabores y colorantes para alimentos y fragancias”

Rama 31 “fabricantes de pinturas y tintas para las artes gráficas”

Rama 34 “fabricantes de loza, cerámica y refractarios”

Rama 38 “industriales de la parafina”

Rama 46 “fabricantes de artículos de plástico”

Rama 64 “industria petroquímica”

Rama 66 “fabricantes de aerosoles”

Rama 83 “fabricantes de productos para el aseo del hogar”

Rama 84 “fabricantes de diluyentes y adelgazadores” **Rama**

85 “fabricantes de formuladores de agroquímicos” **Rama 89**

“fabricantes de farmoquímicos”

Rama 90 “fabricantes de especialidades químicas para mantenimiento y limpieza industrial”.

Cuestionario número 6.

1. ¿La fabricación actual del jabón de pasta es efectivamente una de las ramas de la industria química? Por qué: _____.
2. Acerca del carburo de calcio (CaC_2), para argumentar en clase por equipo, recopilar información de sus propiedades físicas y químicas, peligrosidad almacenamiento, calidad, aplicaciones y del proceso industrial para su obtención. Visitar la página:
http://www.epec.com.ar/molet/carburo_calcio.html
3. ¿Cómo se valora el papel de la química en el desarrollo económico de México? _____.
4. ¿Qué es la química verde o sostenible?



Tarea para el estudiante.

Video de you tube

Química verde: una ciencia sostenible ambiental y económicamente. 26 jun. 2019

<https://www.youtube.com/watch?v=2mn1dnBbOul>. (26 jun. 2019-Subido por FRANCE 24 Español). Argumentar en clase.

A2. El estudiante identifica la presencia de mezclas, compuestos y/o elementos en los recursos naturales, las condiciones de reacción de los reactivos y productos en los procesos de una cadena productiva(**N3**).



El profesor analizará con los estudiantes la evolución de la industria química mexicana usando los datos estadísticos del periodo 1983-1995, con los sectores y las ramas de la química y paraquímica con el concepto de **PIB**.

Cerrará la unidad con el mapa conceptual la industria química, materiales y flujo de productos.

Qué es el PIB:

PIB son las siglas de “producto interno bruto” o “producto interior bruto”. El PIB es el valor monetario de todos los bienes y servicios finales producidos en un territorio durante un período determinado, normalmente un año.

Por bienes nos referimos a todos los productos acabados que llegan a manos del consumidor (alimentos, tecnología, vestido, etc.). Por servicios nos referimos a las actividades que contratamos. Por ejemplo, taxis, restauración, actividades educativas o artísticas, etc.

Así, el **PIB** será la suma del costo del total de bienes y servicios adquiridos por los habitantes de un territorio en un período específico.

La función del **PIB** es medir el nivel de riqueza de un país en un lapso definido. Es decir, el PIB sirve para diagnosticar si la economía nacional está en crecimiento o si, por el contrario, enfrenta una caída, lo que influirá en las políticas económicas por implementar. Para este diagnóstico los economistas se valen también de indicadores como el PIB per cápita, el PIB real y el **PIB** nominal.

Se recomienda ver el **Video de you tube; Yo empresa**. Para argumentar en clase. Qué es el Producto Interno Bruto -PIB-(18 mar. 2017)



Características del PIB

Las características principales del producto interno bruto son las siguientes:

Es un indicador macroeconómico: brinda información sobre el comportamiento de la economía.

Su cálculo está a cargo de entidades gubernamentales: normalmente se rige por los criterios definidos por el Fondo Monetario Internacional (FMI).

Solo considera la producción y los negocios legales: esto significa que el comercio informal, el mercado negro y los negocios ilícitos (como el narcotráfico o el tráfico de armas) no son evaluados, entre otras cosas, porque no dejan registro.

No toma en cuenta el deterioro de los recursos, como maquinarias o infraestructura.

Por ende, no brinda información sobre los costos de inversión y reinversión.

👉 <https://www.significados.com/pib/> . 14 de agosto 2020

Concepto de PIB

Es el concepto económico que refleja el valor total de la producción de bienes y servicios de un país en un determinado periodo (por lo general un año, aunque a veces se considera el trimestre), con independencia de la propiedad de los activos productivos. Casi todos los países industrializados consideran que el **PIB** es el mejor indicador de la actividad económica. El **PIB** engloba el consumo privado, la inversión, el gasto público, la variación en existencias y las exportaciones netas (las exportaciones menos las importaciones).

Uno de los indicadores del nivel de vida de un país viene dado por el **PIB** per cápita, que no es más que el valor del **PIB** total dividido por el número de ciudadanos.

Si el **PIB** crece más de prisa que la población, se considera que aumenta el nivel de vida. Si la población crece más deprisa que el **PIB** se dice que el nivel de vida disminuye.



Para más información que los estudiantes visiten la siguiente página:

<http://quimica-bafa-3.blogspot.mx/2012/09/el-producto-interno-bruto-pib.html>

Elaboren un reporte y expongan en clase para obtener conclusiones

Evolución de la industria química mexicana, 1983-1995

En el periodo **1983-1995** la industria química creció a ritmos oscilantes al igual que el resto de la economía. La tabla ilustra cómo en este periodo la **IQ** siguió una ruta de crecimiento similar a la industria manufacturera ►

PIB EN LA INDUSTRIA QUÍMICA EN EL PERIODO 1983 - 1995											
	Manufac.	IQ	34	35	36	37	38	39	40	41	42
1983	-7.8	-1.5	25.2	5.7	-10.8	10.4	5.4	-2.8	-7.5	-9.5	-15.8
1984	5.0	7.5	-0.2	7.0	7.9	10.9	0.1	5.0	10.9	10.4	11.2
1985	6.1	6.0	4.0	5.2	10.1	6.5	2.7	1.9	6.7	9.7	10.1
1986	-5.3	-3.9	15.6	-3.8	-6.3	-2.1	-10.1	-0.1	-3.1	-13.8	-2.9
1987	3.0	5.9	16.7	5.0	17.7	14.2	-0.9	7.6	1.4	4.5	1.2
1988	3.2	2.4	6.4	4.1	-4.5	3.9	2.0	-2.8	0.7	5.0	4.3
1989	7.2	9.7	18.6	4.1	9.3	0.4	16.9	20.8	6.7	4.3	8.1
1990	6.1	4.9	15.7	4.5	-2.7	2.4	2.1	5.4	8.2	1.6	3.0
1991	4.0	3.3	0.6	4.7	-2.7	3.3	3.5	3.0	6.6	5.0	0.5
1992	2.3	2.4	4.7	5.9	-29.0	6.9	0.3	2.3	-2.7	3.1	7.6
1993	-0.8	-2.7	-6.2	-0.3	-2.5	-7.4	2.1	-2.9	-1.5	-10.5	4.1
83-93	3.1	3.1	9.2	3.8	-1.2	4.5	2.2	3.4	2.4	0.9	2.9

En 1983-1985 el **PIB** de la **IQ** creció a una tasa relativamente alta (superior al 6%) y luego de una caída en 1986 siguió mostrando tasas positivas hasta 1996 año en que vuelve a experimentar declive. La tabla también ilustra al interior de la **IQ** marcadas diferencias en los ritmos de crecimiento del **PIB** entre las distintas ramas (Sánchez Figueroa Raúl, 2003).

La industria química y su relación con el uso del PIB

El **PIB** es usado frecuentemente como una medida del bienestar material de una sociedad. Eso motiva que políticamente se usen las cifras de crecimiento económico del **PIB** como un indicador de que las políticas económicas aplicadas son positivas. Sin embargo tanto el propio Simón Kuznets creador de la contabilidad nacional que dio lugar al uso del **PIB** como indicador económico, como numerosos autores posteriores, han criticado el uso del **PIB** como sinónimo de bienestar social.

En 1994 la industria química de México encabezaba la lista de mayor crecimiento en países como Estados Unidos, Japón, Brasil, y la Unión Europea en la actualidad estamos a la zaga de todos ellos.

“La industria química establecida en México tiene una relevancia importante, significa alrededor de 1.8% del Producto Interno Bruto (PIB); sin embargo, este porcentaje es menor si lo comparamos con lo que representa la industria química en otros países del mundo donde, por lo general, representa alrededor del 4.6%”, afirma José de Jesús García Saíd, presidente de la Asociación Nacional de la Industria Química (ANIQ).

García afirma que la cantidad de materias primas que se producen en el país son insuficientes para satisfacer las necesidades de la industria, además de que existen altos costos para importarla.

La situación ha ocasionado que la industria haya disminuido su participación dentro del PIB desde cerca del 5% a mediados de los años 90.

La Asociación Nacional de la Industria Química (ANIQ) publicó el “Anuario Estadístico de la Industria Química Mexicana 2011”, el cual refleja una caída en la participación de esta industria en el PIB nacional, ya que en el **2011** constituyó 1.6% de éste con un valor de 27,200 millones de dólares, luego de que durante los dos años anteriores representara 1.7%.

Guillermo Miller, director de Información y Comercio Exterior de la ANIQ, explicó que la situación es producto de una falta sistemática de inversiones en esta industria que, si bien está comenzando a revertirse, no alcanzará durante muchos años para que en México se tenga una participación de 4.5% del PIB, que es el promedio mundial.

“Si México aspira a tener una **industria química viable**, se necesita mucha más labor de la que se ha hecho en los últimos años. Sólo con inversiones fuertes podremos alcanzar el promedio mundial y dejar este atraso”.

Ver video para argumentar en clase

QUÉ ES EL PIB / Te lo explico claramente. 21 de mayo 2020 por Emilio Pineda.

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=a8LyTLLkkCE>

Cuestionario número 7. Actividad para trabajar en equipo

Indica lo correcto de acuerdo a lo que se indica dentro del paréntesis, en algunos de los párrafos siguientes.

Veamos algunas situaciones:

1. El PIB (**no/si**) tiene en cuenta la auto-producción (o auto-consumo), es decir las riquezas producidas y consumidas en el propio interior de los hogares: por ejemplo las verduras de nuestra huerta o las actividades domésticas.
2. El voluntariado, que es un servicio (**sin/con**) retribución económica, se suele estimar el valor añadido principalmente a partir de los costos de personal, los cuales son por naturaleza insignificantes en las actividades benéficas.
1. Por definición, (**no/si**) tiene en cuenta el valor económico de los activos y pasivos públicos y privados: por lo tanto no mide las externalidades positivas o negativas que influyen en el valor económico. Por ejemplo, no tiene en cuenta los recursos naturales o mineros del país.

En el caso de una “producción de contaminación” y posterior descontaminación mediante otro proceso, se contabilizan **dos** procesos económicos diferentes, para un resultado global nulo.



En el caso de una catástrofe natural (huracán, terremoto, tsunami...) el PIB solo contabiliza la destrucción de los activos (casas, carreteras...) de forma indirecta, mediante el impacto que tienen en la producción, pero sin tener en cuenta la destrucción neta de activos. Sin embargo, el PIB sí tiene en cuenta las reconstrucciones tras la catástrofe (a menudo financiadas por ayudas).

Asimismo, es muy delicado evaluar la contribución real de la Administración pública a la riqueza económica. Normalmente se suele integrar sus costos en los del PIB, en ausencia de facturación.

2. El PIB (**no/si**) es un indicador de calidad de vida o bienestar, tan sólo material.

Por todas estas consideraciones, se suele interpretar el PIB según su evolución: es decir, si es ascendente durante un periodo de tiempo, la economía estará "creciendo", si descendiera, estaría en "recesión". La comparación entre años permite reducir los errores, pues lo que no se tuvo en cuenta un año, tampoco se tiene al siguiente.

3. En el periodo **1983-1995** a) ¿En que año la rama 34 tuvo gran crecimiento? B) ¿A que se dedica la rama 34?
- c) ¿Cuál es la rama que tiene más relación con la industria farmacéutica?
- d) ¿Cuáles son los tres años donde todas las ramas tuvieron un ritmo regular sin tener descenso en el PIB?

Trabajo en equipo:



El profesor solicitará a los estudiantes elaborar Conclusiones sobre la importancia de las industrias en el sector productivo y en la economía del país.



4. Con base al **mapa conceptual** DE LA INDUSTRIA QUÍMICA, MATERIALES Y FLUJO DE PRODUCTOS (página 23) clasifica a las materias primas necesarias para elaborar productos orgánicos e inorgánicos.
7. ¿Cuáles son los satisfactores que produce la Industria química para el mejoramiento del nivel y calidad de vida?_____.

¿Conoces la teoría de **aprendizaje colaborativo** de **Vygotsky**? ...

El aprendizaje colaborativo es un sistema de interacciones cuidadosamente diseñado que organiza e induce la influencia recíproca entre los integrantes de un equipo para la construcción colectiva de significados comunes (Galindo, 2012) 26 junio 2020. Rocío Cabrera.

👉 <https://redsocal.rededuca.net/aprendizaje-colaborativo-vigotsky>

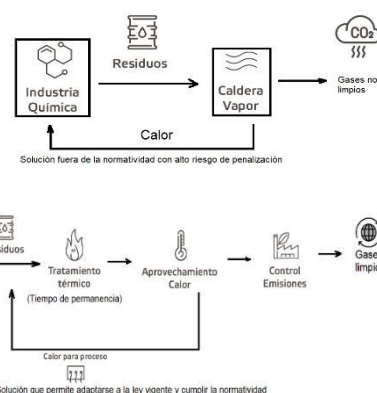
Propuesta de alternativas para solucionar la contaminación por la industria química.

El control de la contaminación generalmente es un proceso costoso. Esto es cierto particularmente cuando una planta industrial existente necesita ser modificada para reducir la cantidad de contaminación que libera.

Actualmente, las fábricas se diseñan tomando en cuenta los niveles de contaminación. Muchos contaminantes son caros y, si no se desaprovechan, el proceso completo resulta más económico.

👉 <https://innergy-global.com/es/soluciones-que->

realmente-permiten-a-la-industria-quimica-cumplir-con-la-normativa-medioambiental



Un ejemplo para tratar la contaminación atmosférica es con el **Tratamiento químico**, el contaminante se convierte en algo más seguro. Por ejemplo, los óxidos de nitrógeno y el monóxido de carbono presentes en los gases del tubo de escape de los automóviles se convierten en nitrógeno y dióxido de carbono por medio de un catalizador.



Trabajo en equipo.

¿Es posible la existencia de la industria química libre de contaminación?

Para argumentar en clase sobre la no contaminación por la industria química, visitar las siguientes páginas de internet:

👉 <http://www.aqa.org.ar/iyq1.htm> . Dra. Alicia I.

Varsavsky

👉 <http://quimica.scienceontheweb.net/quimica-verde.php>



A3. El estudiante valora el papel de la industria química como factor de desarrollo, al analizar información sobre las cadenas productivas de la industria química y su relación con la economía del país.

Evaluación de los aprendizajes en la unidad 1 de Química III

A1 es apropiada una escala o rúbrica centrada en valorar los recursos naturales y a la industria química que los aprovecha, en identificar las materias primas que de ellos provienen.



A2 demanda la capacidad para relacionar los recursos naturales, los productos que de ellos se obtienen, los intermediarios más importantes y los procesos físicos y químicos en las cadenas productivas de la industria por lo que son recomendables los multirreactivo en los que a partir de una información el estudiante identifique estos aspectos. Otro recurso para la evaluación de la capacidad de asociación son los esquemas (organizadores gráficos, mapas conceptuales, diagramas de flujo) que los estudiantes realizan o complementan, a partir de una información concreta sobre cadenas de producción.

En la evaluación del aprendizaje **A3**, la investigación requiere una escala o rúbrica en las que se especifique los conceptos de valor agregado, cadenas de producción, PIB, la relación empleo-desarrollo de los países. La rúbrica debe señalar la forma en la cual el estudiante demuestra su aprecio por la producción industrial como factor de desarrollo.



Sugerimos al profesor aplicar el siguiente cuestionario para verificar el logro del conjunto de aprendizajes en forma general para el control de su evaluación parcial y permanente de los estudiantes.

EJERCICIO PARA EVALUAR LA UNIDAD 1 DE QUÍMICA III

Nombre del alumno (a)_____ **grupo**_____ **fecha**_____

Escribe en el paréntesis la letra que corresponde a la respuesta correcta en cada una de las siguientes preguntas:

- () **1. Uno de los objetivos fundamentales de la industria química es**
A) innovar tecnologías de proceso para el desarrollo de productos químicos.
B) producir productos sintéticos de impacto socioeconómico y de buen precio.
C) diseñar equipos de proceso para obtener varios productos de transformación.
D) la transformación de los recursos naturales en satisfactores para la sociedad.
- () **2. La industria en nuestro País pertenece al sector secundario de la economía debido a que**
A) realiza actividades de coordinación que necesitan otros sectores.
B) comercializa los productos de consumo fabricados en otros sectores.
C) realiza actividades para explotar directamente los recursos naturales.
D) transforma los **recursos naturales** en productos intermedios o de **consumo**.
- () **3. La industria química en México tiene relación con el PIB debido a que es**
A) un indicador de la calidad de vida socioeconómica de un país por un año.
B) una variable económica para estimar el gasto de un país por un bimestre.
C) el valor económico de los activos públicos y privados de un país por mes.
D) una medida del bienestar energético y económico de un país por un año.
- () **4. Las industrias de detergentes, de polímeros, de alimentos y de pinturas, son ejemplos de industrias de**
A) base.
B) transformación.
C) sector primario.
D) tipo no contaminantes.

El mundo es mi patria, la ciencia
mi religión.

Christian Huygens

() 5. Son ejemplos de productos químicos considerados como intermediarios:

- A) Agua destilada, cloruro de sodio, ácido nítrico, formol y herrumbre.
- B) Sulfato de amonio, fragancia aromática, regla de aluminio y plaguicida.
- C) Ácido sulfúrico, amoníaco, alcohol etílico, hidróxido de sodio y metanol.
- D) Papel higiénico, lápiz labial, jabón de tocador, ácido acético y sal de mesa.

() 6. En orden cronológico ¿cuál sería la primera fase de la evolución de la industria química?

- A) orgánica.
- B) petróleo.
- C) mineral.
- D) carbón.

() 7. De los siguientes productos ¿cuál corresponde fundamentalmente a la industria química inorgánica básica?

- A) Aspirina.
- B) Etilenglicol.
- C) Ácido sulfúrico.
- D) Ácido benzoico.

() 8. La industria química orgánica se surte fundamentalmente de sustancias orgánicas, tales como

- A) benceno, orto- xileno, acetona y cloroformo.
- B) coque, asfalto, aceites pesados y queroseno.
- C) anilina, ácido ascórbico, fenol y alcohol etílico.
- D) carbón, petróleo, gas natural, madera y algodón.

() 9. Una crema facial corresponde a la rama de la industria química de los

- A) lacteos.
- B) polímeros.
- C) cosméticos.
- D) barnices y pinturas.



“La industria química requiere conocimientos de estequiometría, matemáticas, así como de **termodinámica y cinética química**. Para una reacción industrial a grande escala se realizan previamente balances de materia y energía, controlar variables como presión, temperatura, selección de catalizador, superficie de contacto, rapidez de reacción así como la aplicación del principio Le Chatelier y la ley de acción de masas para determinar el equilibrio químico, calcular la constante de equilibrio, reactante limitante y el rendimiento de reacción”.

- () 10. La mayor parte de los productos que consumimos actualmente
- A) requieren de procesos tecnológicos modernos.
 - B) son tóxicos porque tienen contacto con muchos contaminantes.
 - C) provienen de la industria química y tienen un proceso de transformación.
 - D) deben ser naturales porque lo sintético es dañino para los seres humanos.

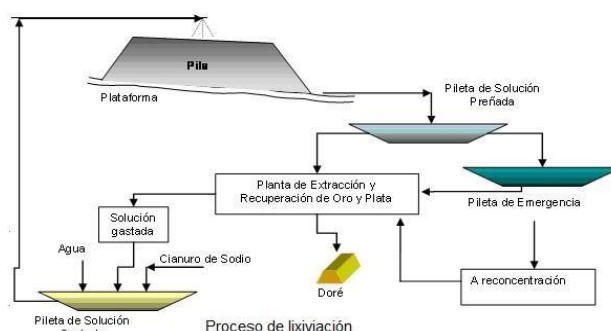
- () 11. Los productos de mayor impacto socioeconómico en el desarrollo económico de México son

- A) urea y alcohol etílico.
- B) el algodón y el henequén.
- C) polietileno y polietilentereftalato.
- D) papel celofán y acetato de polivinilo.

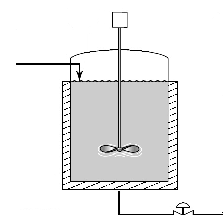


- () 12. El método que usa la industria química donde utiliza disolventes para la extracción de los componentes de mezclas es la

- A) lixiviación.
- B) destilación
- C) electrólisis.
- D) evaporación.



- () 13. Para una reacción química la industria usa como equipo de transformación un
- A) filtro.
 - B) reactor.
 - C) compresor.
 - D) evaporador.



“Una educación no consiste en memorizar una gran cantidad de información, sino en ser capaces de diferenciar entre lo que sabemos y lo que no sabemos. Es saber a dónde ir para encontrar lo que es necesario aprender, y saber cómo usar la información una vez que se obtiene”.

William Feather

UNIDAD 2.

De los minerales a los metales: procesos químicos, usos e importancia.



PROFESORES:

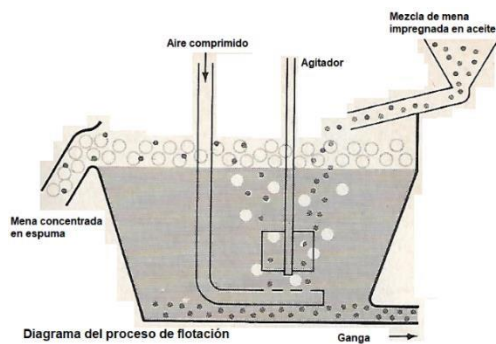
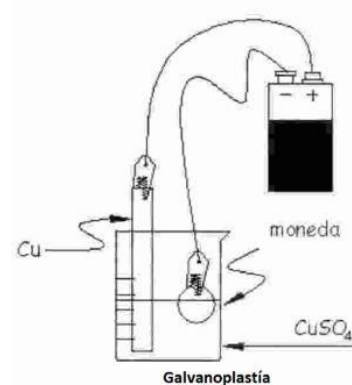
Francisco Álvarez Herrera

Verónica Elizabeth Dzul Aranda

Elizabeth Dinorah Aguirre Yuh

Isaías Álvarez Hernández

José Manuel Dzul Aranda



«El pensamiento crítico es la capacidad de evaluar opciones, sopesar las aberraciones y tomar decisiones no forzadas». **John Baldoni.**

Septiembre de 2021

Presentación

En esta unidad **2** se le da prioridad a la reacción química, al enlace metálico y la tabla periódica, pues se estudian las propiedades periódicas con gráficas y tablas para llevar a cabo el análisis de las tendencias de radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica así como los valores de electronegatividad.

Se aplica el concepto de **elemento** al hablar de los metales, de compuesto cuando nos referimos a los minerales, de **enlace** cuando explicamos la naturaleza del enlace metálico y de **reacción química** en la reducción de los metales así como la oxidación de ellos mismos, y de **mezcla** con la temática de las rocas, y sin olvidar también la existencia de los **átomos y las moléculas**.

Dedicado una buena parte a la **nomenclatura**, de los compuestos inorgánicos que es donde se ha **observado problemática en el aprendizaje** y también tomando como eje principal a la reacción química donde los estudiantes tienen **conflictos con el balanceo** de las ecuaciones químicas principalmente por el método redox. Al igual en la temática de la estequiometría existen varios ejercicios de cálculo químico, para que los estudiantes adquieran habilidad con las relaciones **masa-masa, mol-mol y mol-masa** en la determinación de rendimiento de reacción.

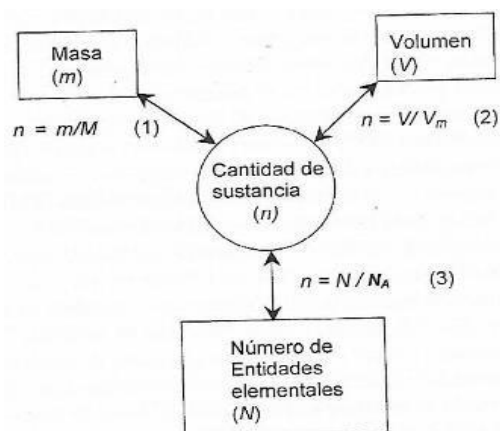
En el contenido existen varias actividades, como cuestionarios de preguntas abiertas coherentes con las temáticas y la relación con los aprendizajes, al finalizar la unidad proponemos un cuestionario de opción múltiple para evaluar.



Orientaciones de la unidad 2 para el profesor

Las problemáticas de los estudiantes para el logro eficiente del aprendizaje las hemos observado en los siguientes contenidos temáticos:

- Reducción metálica.
- Procesos de tostación.
- Nomenclatura de óxidos sulfuros, carbonatos, sulfatos y nitratos.
- Oxidación y reducción.
- Lixiviación metalúrgica.
- Balanceo de ecuaciones químicas tipo redox.
- Determinación del número de oxidación.
- Actividad química y propiedades periódicas.
- Cantidad de sustancia. Concepto de mol.
- Cálculo de reactante limitante.



La cantidad de sustancia y su relación con otras magnitudes (Balocchi, Padilla, Gamitz, 2006).

Con base a lo anterior **al profesor se le apoya con estrategias** e información suficiente para que él elabore su plan de clase con los recursos necesarios y con varios ejemplos y ejercicios propuestos en los contesta para el estudiante.

Con lo que se refiere a los **cuestionarios** el profesor seleccionará los reactivos o preguntas que él considere necesarios para el logro de los aprendizajes o para el desarrollo de habilidades en los estudiantes.

Las lecturas están elaboradas considerando las temáticas que indica el programa, por lo que **se aporta información suficiente al profesor** para argumentar en clase las zonas mineras de nuestro país y los diversos procesos metalúrgicos para la obtención de los metales primordialmente del cobre, plata y aluminio.

En esta unidad damos prioridad al lenguaje químico. En la nomenclatura hacemos énfasis en la de **Stock**, y tradicional para contrastar, y de manera breve abordamos la sistemática o IUPAC. Proponemos al profesor suficientes ejercicios para que logre con los estudiantes habilidad en la escritura y lectura de fórmulas químicas con el mínimo de error.

También están incluidas tres actividades experimentales o de laboratorio. Dentro de los fenómenos redox proponemos la actividad de observar la reacción del **Zn, Al y Fe** con sulfato de cobre (II) en disolución donde se argumentará la causa que de algunos metales desplazan al cobre de esa sal y posteriormente se sugiere otra actividad con la finalidad de comprender la reactividad metálica y su clasificación. Las reacciones redox son complejas por lo que incluimos actividades experimentales para que los estudiantes realicen ese tipo de reacciones cuyo **propósito** es observar algunas reacciones redox por cambio de color.

Sugerimos procedimientos para el profesor con la temática de reducción metálica; por agentes reductores, electrometalurgia y con grafica de reducción de óxidos metálicos o basicos.

Proponemos cálculos de fórmulas empíricas, estequiometría con reactantes de cierto grado de pureza y rendimiento de reacción que facilitan al profesor a mejorar la forma de resolverlos con los estudiantes y consideramos que los ejercicios de cálculo químico también sirven como medios de autoevaluación.

Se abordan **conceptos clave** como son; roca, recursos minerales, mineral, mena, reducción metálica, lixiviación, tostación, flotación, oxidación, actividad química, energía de ionización, radio atómico y electronegatividad.

El profesor aprovechará la ocasión y de acuerdo a su habilidad, él determinará la acotación de las temáticas de acuerdo a las estrategias indicadas en la presente unidad con base al tiempo establecido en el programa. **Sugerimos y recomendamos el uso de bata, ventilación, lentes protectores, precaución y acompañamiento por parte del profesor.**

Propósito

Al finalizar la unidad, el estudiante:

Reconocerá la importancia nacional de los recursos mineros, identificará los cambios físicos y químicos que experimentan los minerales durante el proceso de extracción de metales, las reacciones de óxido reducción involucradas en los procesos minero-metalúrgicos y su estequiometría, la reactividad de los metales y su relación con la energía requerida para liberarlos del mineral, así como, la utilidad del modelo de enlace metálico para explicar, a nivel partícula, las propiedades que se observan en los metales.

Todo ello a través de la indagación documental y experimental y mediante el trabajo en equipo, para reforzar los valores, fomentar la participación y evaluar algunos riesgos ambientales por la inadecuada explotación de los recursos mineros en México. **Tiempo 28 horas.**

Evaluación

Nivel de desempeño del estudiante para la unidad 2 de Química III

El estudiante plantea regularidades al investigar y observar el comportamiento de los metales, las comprueba mediante experimentos que le permiten obtener la evidencia de sus planteamientos, usa conceptos y un modelo teórico para explicar este comportamiento. Valora la industria metalúrgica al comprender cómo esta industria aprovecha los conocimientos químicos en la, obtención de metales a partir de minerales. Expresa reflexiones críticas sobre el adecuado manejo social y ambiental de la producción minera en México.



Evaluación

"La educación no es llenar el cubo, sino encender el fuego". W. Butler Yeats.

✓ Estrategia 1



Con estas primeras lecturas, **el profesor** solicitará a los estudiantes un mapa de la república mexicana, señalando las zonas mineras más importantes.

Orientará la observación y análisis de un muestrario de minerales para describir sus características y clasificarlos en óxidos, sulfuros, haluros silicatos, carbonatos y elementos nativos.

¿Qué tipo de recursos minerales se aprovechan en México?

Introducción

Los **recursos** son **bienes** o **materias primas** que tienen una cierta utilidad con relación a un objetivo. De este modo, un recurso permite satisfacer necesidades o subsistir. Un **mineral**, por otra parte, es un material inorgánico que se encuentra en la **corteza terrestre**.

Los recursos geológicos -que pueden ser medidos, indicados e inferidos- son concentraciones minerales que se identifican y estiman a través de exploraciones, reconocimientos y muestreos. Cuando estos recursos geológicos presentan un interés económico sustentado por un plan minero y con una perspectiva razonable de una eventual extracción, se denominan recursos minerales.

Los recursos no renovables son aquellos cuyas reservas, inevitablemente, se acabarán en algún momento ya que no resulta posible producirlos, cultivarlos o regenerarlos para sostener su tasa de consumo. Esto quiere decir que el consumo de los recursos no renovables es superior a la capacidad de la naturaleza para recrearlos.

Recursos minerales y su aprovechamiento

Aunque la plata sigue siendo preponderante para la economía de nuestro país, desde el siglo **XIX** también se dio atención a los yacimientos de plomo, cinc, hierro, carbón mineral, cobre, estaño, manganeso, y otros. Las minas se convirtieron en la base de la industrialización del país al suministrar las materias primas de las industrias como la siderúrgica, la eléctrica, la automotriz, la química y, en general de la industria de la transformación.

Desde mediados del siglo **XX**, esta industria se diversificó más con la extracción de minerales no metálicos, entre los que destacan el azufre, la fluorita, la sal, el feldespato y la sílice, estos últimos indispensables para la industria del vidrio y los refractarios.

Zonas mineras en México

No obstante que la industria minera cuenta con más de cuatro siglos de existencia en nuestro país se estima que nuestras reservas son todavía muy abundantes y que nuestro territorio dista mucho de estar debidamente explorado, nuestras reservas potenciales no pueden considerarse como agotadas, por lo contrario, los indicios de que disponemos nos permiten mirar con optimismo el desarrollo de nuestra industria.

México se encuentra entre los diez principales países del mundo productores de plata, grafito, fluorita, plomo, antimonio, arsénico, azufre, barita, zinc, mercurio, bismuto, selenio, cadmio, molibdeno y manganeso.

Aún varias zonas del país no han sido exploradas, por lo que las reservas mineras probadas frente a la producción actual son considerables y suficientes para satisfacer un desarrollo industrial moderado.

En México, los estados de Durango, Hidalgo, Zacatecas, Chihuahua y Guanajuato ocupan un 79.2% en la producción de metales preciosos obteniéndose el oro como subproducto en las minas de oro de Zimapán, Fresnillo, Asarco Mexicana y Minas de San Luis. Sus principales usos a nivel nacional son acuñación de monedas, orfebrería, joyería, odontología, fotografía, soldadura, química y electrónica.

Los metales no ferrosos son prioritarios para el desarrollo de la industria. En México la mineralogía de estos metales no es compleja, ya que existe una gran cantidad de yacimientos conteniendo estos metales.

Los principales centros mineros son Cananea (Sonora), San Luis Potosí, Concepción del Oro (Zacatecas), Santa Bárbara (Chihuahua) donde se procesan aproximadamente 100 millones de toneladas por año de estos minerales.

En México los principales consumidores de estos metales son CONDUMEX, Mexicana de Conductores, Conductores Monterrey y Nacional de Cobre, en cuyos usos podemos citar los siguientes: aleaciones monetarias, eléctricas, tuberías, teléfonos, química, y otros.

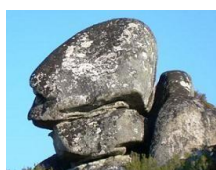
Dentro de los metales ferrosos podemos decir que el hierro es el cuarto elemento metálico abundante en la corteza terrestre (oxígeno 49.5%, Silicio 25.7%, Aluminio 7.4%, Hierro 4.7% en peso). En México se encuentra en diferentes estados, pero los más importantes son: Las Truchas, Cerro del Mercado y Peña Colorada, teniendo un 65% del total de mineral.

Participación porcentual de México en la producción minera mundial 2006

LUGAR	MINERAL	MINERAL	%
2	Plata	Silver	15.4
	Bismuto	Bismuth	19.6
3	Celestita	Celestite	22.0
	Wollastonita	Wollastonite	5.6
	Plomo	Lead	4.2
6	Cadmio	Cadmium	6.7
	Zinc	Zinc	4.5
7	Sal	Salt	3.5
	Arsénico	Arsenic	2.2
8	Molibdeno	Molybdenum	1.4
	Manganeso	Manganese	1.2
12	Azufre	Sulfur	2.4
	Cobre	Copper	2.5

¿Qué son las rocas?

La desmenuzable turba y el durísimo granito pueden parecer muy distintos, pero ambos son roca. Las rocas son mezclas sólidas de minerales. Los geólogos los clasifican según el modo en que se han formado.



Las rocas son mezclas de minerales y por tanto, su composición física y química varía con las características de los minerales presentes en ellas. Sobre la base de su génesis y estructuras las rocas se agrupan generalmente en tres clases: ígneas, sedimentarias y metamórficas.

- 1) **Las rocas ígneas** se forman mediante la solidificación del magma fundido del interior de la tierra. Tipos característicos que se deterioran por intemperización para formar materiales de suelos importantes son el granito, la sienita, el basalto, la andesita, la diabasa y el gabro (<https://www.rocasym minerales.net/gabro/>).
- 2) **Las rocas sedimentarias** se han formado por la consolidación de sedimentos acumulados mediante la acción del viento o del agua en la superficie de la tierra en edades geológicas pasadas. Algunos ejemplos importantes son **la roca caliza**, la roca arenisca calcárea el conglomerado y la roca caliza arenosa.

3) **Las rocas metamórficas** han sido resultado de la transformación subsecuente de rocas ígneas y sedimentarias bajo la influencia del calor, la presión, líquidos y gases activos químicamente. Ejemplos el génesis del granito, la pizarra de los esquistos, el mármol de la piedra caliza, el esquisto de la arcilla esquistosa y la cuarcita de la piedra arenisca.

Las **rocas ígneas** son aquellas que se han formado por la solidificación de magma o de lava. Las **rocas metamórficas** suponen la alteración en estado sólido de rocas que ya están consolidadas en la corteza terrestre.

Minerales presentes en las rocas sedimentarias		
Minerales procedentes de la acción de los agentes físicos	Minerales no transformados	Cuarzo, feldespatos, micas, minerales pesados.
	Minerales transformados	Minerales arcillosos (sepiolita, caolita, etcétera). Ciertos óxidos metálicos.
Minerales procedentes de la acción de los agentes bioquímicos	Cloruros	Halita, carnalita, silvina.
	Sulfatos	Yeso, anhidrita.
	Fosfatos	Guano.
	Carbonatos	Calcita, dolomita, aragonita, ankerita, siderosa.
	Silicatos	Glauconia, minerales arcillosos.
	Silice	Cuarzo transformado, calcedonia, jaspe, etcétera.

Por otra parte, las **rocas sedimentarias** se forman por la consolidación de los sedimentos que proceden de la erosión. Al estar sometidas a la **acción** de distintos agentes, las rocas pueden cambiar con el tiempo.

Este ciclo se conoce como **ciclo petrogenético** e incluye etapas de meteorización, erosión y sedimentación. Por analogía a lo que es una roca desde el punto de vista geológico, se suele caracterizar como una roca a todo aquello que es firme, duro o constante. Es posible distinguir entre distintos tipos de rocas. Las **rocas monominerálicas** están formadas por un único mineral. Las **rocas compuestas**, en cambio, presentan distintas especies mineralógicas.

Rocas y minerales

Los minerales son unas mezclas sólidas de sustancias químicas y poseen, cada uno de ellos, un juego de propiedades que los distingue exactamente como las huellas dactilares. Los minerales se agrupan de diversos modos, formando las rocas. La corteza terrestre, la capa de la tierra, está constituida por rocas.

¿Qué son los minerales?

¿Son animales, vegetales o realmente minerales? Estas tres definiciones son las que usamos para describir el mundo que nos rodea. Los minerales son sólidos, una mezcla química natural. Poseen características que los identifican y distinguen y les proporciona su valor.

Como se forman los minerales

Los minerales se forman de muchas maneras desde en los huesos humanos hasta en el mismo núcleo de la Tierra. Los componen ciertos ingredientes químicos llamados elementos, cuya evolución puede verse afectada por el calor y la presión. Algunos minerales como el granate, se han formado a través del tiempo de cientos de miles de años, alterados gradualmente por el calor y la presión. En cambio, los cristales de olivino pueden aumentar de volumen varios metros en sólo una hora [Gran enciclopedia de bolsillo. (1995) rocas y minerales. Central Hispana. TIEMPO].

Tarea para el estudiante.

¿Para qué se usa el granate y como se forma? ¿Cuál es su fórmula química? Significado de granate.

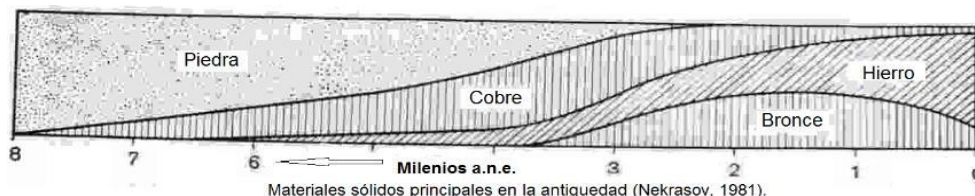
👉 https://mineriaenlinea.com/rocas_y_minerales/granate/

👉 <https://geologiaweb.com/minerales/granates/>

Clasificación del reino mineral

En un principio la gente fabricaba herramientas de piedra, pero hace unos 10, 000 años una sustancia diferente de origen natural se volvió importante debido a que podía tallarse para adoptar varias formas y afilarse más que la piedra ordinaria.

Esta sustancia era el cobre metálico. Sin embargo, era muy raro que dicho metal se encontrara en forma natural, de modo que su uso no podía ampliarse. Lo que probablemente fue un descubrimiento accidental abrió la puerta a la era de los metales.



Alrededor del año 5000 a.C., alguien de la antigua Persia descubrió que el fuego del carbón de un horno de barro podía transformar la malaquita, una piedra verde, en cobre, un metal rojizo.

La conversión de minerales metálicos es actualmente parte de la ciencia conocida como metalurgia (Malone, 2007).

Actualmente la clasificación más universal consiste en dividir el reino mineral en grupos caracterizados por su naturaleza química y su estructura. Tanto una como otra dependen en gran medida del **anión** (PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , S^{2-} , O^{2-} , NO_3^- , OH^{1-} , Cl^{1-}), es lógico establecer los grupos en base a los aniones o grupos aniónicos. Distinguiremos las siguientes clases:

Elementos nativos, sulfuros, óxidos e hidróxidos, haluros, carbonatos, nitratos y boratos, sulfatos y cromatos, volframatos y molibdatos, fosfatos, arseniatos, vanadatos y silicatos.

Mineral

Es una sustancia que se presenta en la naturaleza con propiedades físicas y químicas precisas, como el cuarzo (SiO_2), la ortoclasa (KAlSi_3O_8) y la calcita (CaCO_3).

“Un mineral es un compuesto químico sólido y homogéneo, de origen natural, formado como consecuencia de un proceso generalmente inorgánico, dotado **de una composición química definida pero no fija** y con una estructura interna ordenada” [Carenas F. et-al (2014) GEOLOGÍA. Paraninfo S.A.].

La dolomita $\text{CaMg}(\text{CO}_3)$ es un ejemplo de mineral con composición definida pero no fija, porque presenta variaciones con las proporciones de calcio y magnesio.

Los minerales del material inorgánico se clasifican en dos grupos principales:

- Primarios. Su composición depende de la roca madre y básicamente contiene silicatos de diversos tipos (SiO_3^{2-}), por ejemplo cuarzo y feldespatos, óxidos e hidróxidos de fierro y aluminio, carbonatos (CO_3^{2-}), sulfatos (SO_4^{2-}) nitratos (NO_3^{1-}), cloruros (Cl^{1-}), fosfatos (PO_4^{3-}), sulfuros (S^{2-}) y fluoruros (F^{1-}).

Nota: los números con signo, 1^- , 2^- y 3^- son las cargas eléctricas de esos aniones.

- Secundarios. Se forman a partir de la desintegración de los minerales primarios.

Por tanto quedan excluidas del concepto de mineral, las sustancias sintetizadas en el laboratorio, ya que su origen no es natural; los líquidos naturales, como el mercurio y los componentes del petróleo; los gases; los sólidos cuya composición química no sea fija o varíe entre límites preestablecidos, ya que algunos minerales pueden intercambiar iones de características similares, formando series isomórficas por ejemplo, el olivino forma una serie en la que se sustituye el **Fe** por el **Mg** y las sustancias de origen biológico, como el carbonato cálcico sintetizado por seres vivos por ejemplo; conchas de moluscos, esqueletos de corales, etcétera.

Si la misma sustancia química presenta más de un ordenamiento interno, cada uno corresponde a una especie mineral. Es el caso, entre otros, del carbono, que, cuando presenta ordenamiento cúbico, forma el diamante y cuando sus átomos se distribuyen siguiendo un modelo hexagonal, forma el grafito.

La estructura cristalina y las propiedades de los minerales están directamente relacionadas con su composición química.

Granate

Por pertenecer a un grupo de silicatos, este se allá por todo el mundo, en especial en las rocas metamórficas. Los geólogos lo usan para identificar las rocas que han sido alteradas por el calor y la presión (ROCAS Y MINERALES, 1995).

COMENTARIO

¿De qué está hecho nuestro planeta?

El elemento más común en la Tierra es un mineral llamado perovskita (CaTiO_3), compuesto por óxido de calcio y titanio.

La estructura de perovskita es adoptada por muchos óxidos que tienen la fórmula química ABO_3 Las estructuras de perovskita complejas tienen dos cationes 'B' diferentes. Esto da lugar a la posibilidad de variantes ordenadas y desordenadas.

Las perovskitas son materiales híbridos orgánicos/inorgánicos que contienen halógenos como bromo o el yodo, además de metales. Una de las perovskitas que más éxito ha tenido hasta el momento en las células solares tiene la fórmula química $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{PbI}_3$ es decir, también contiene plomo- esto es un problema porque el plomo es tóxico y desde hace décadas hay legislación ambiental que limita el uso del plomo en productos como la pintura. No obstante, unos investigadores han demostrado hace poco que se puede reciclar el plomo de antiguas baterías para fabricar células solares de perovskita [Birch Hayley (enero de 2020) 50 cosas que hay que saber sobre Química. Segunda reimpresión en México en Booket].

¿POR QUÉ EL TITANIO MEJORA EL CRECIMIENTO DE LAS PLANTAS?



En la década de 1930 se descubrió un hecho que, en un primer momento, podría parecer sorprendente: el dióxido de titanio (TiO_2), en bajas dosis, resultaba beneficioso para el metabolismo de las plantas. Aplicado a través de las raíces u hojas, este compuesto estimula la actividad de ciertas enzimas, lo que favorece el rendimiento y la calidad del cultivo, y mejora el contenido de clorofila y la

fotosíntesis. Además, promueve la absorción de nutrientes y fortalece la tolerancia al estrés.

No es fácil entender cómo es posible que este extraño metal, que es seis veces más duro que el acero pero menos denso, les sirva de algo a las plantas. Al fin y al cabo, nosotros lo utilizamos en cosmética (los labiales contienen 10% de dióxido de titanio) y en la industria aeroespacial. Una de las principales hipótesis considera que se trata de un ejemplo de hormesis.

En esencia, este fenómeno consiste en que una determinada sustancia que es tóxica cuando se administra en grandes cantidades, puede ser benéfica si estas son reducidas. Eso ocurre con muchos medicamentos, como los antibióticos y las vitaminas. Eso sí, descubrimos cómo surge la hormesis y qué mecanismos bioquímicos la sustentan. Algunos científicos plantean que una reducida concentración de toxinas activaría los mecanismos de reparación del cuerpo, de modo que, además de arreglarse el daño que estas hubieran causado, también lo harían otros de menor tamaño que estuvieran presentes.

muy interesante, febrero de 2021, No. 2

Metales nativos

Esta clase agrupa los minerales cuya composición química corresponde a los metales. Los elementos metálicos nativos representan menos del 0.1% de la masa de la corteza terrestre y, de este porcentaje, la mayor parte corresponde a gases de la atmósfera y no a minerales.

Para que un elemento químico cristalice, formando un mineral, debe tener poca **afinidad (reactividad química)** para combinarse con otros elementos y formar estructuras estables; por ejemplo, **el aluminio**, aunque está presente en un alto porcentaje en la corteza terrestre, no se presenta en estado nativo, ya que **se combina con facilidad con el oxígeno**.

Conceptos clave:

- Los recursos minerales

Son **aquellos minerales que se explotan con algún fin**. La **industria** dedicada a la extracción y el procesamiento de los recursos minerales recibe el nombre de **minería**.

- Roca

Mezcla sólida de minerales que se encuentra en la naturaleza.

- Mineral

Mineral es una sustancia sólida, inorgánica, de origen natural, con composición química definida o variable dentro de límites prefijados y con una estructura interna ordenada.

- Mena

Los mineros le nombran mena a cualquier mineral que contiene un metal en específico o simplemente es el metal de interés económico.

Existen unos 20 metales nativos;

Los metales según su estructura los dividimos en; grupo del oro, que comprende el oro, la plata, el cobre y el plomo; grupo del platino, con el iridio y osmio; y el grupo del hierro, con cobalto y níquel. Así mismo se han encontrado en estado nativo tántalo, estaño, cinc y mercurio.

- ✓ **Los semimetales** se dividen en dos grupos, el del arsénico, formado por arsénico, antimonio y bismuto, y el del selenio, con el selenio y el telurio.
- ✓ Los no metales comprenden el azufre y el carbono, con dos formas polimórficas. Por ejemplo, la circona; **óxido de circonio** (ZrO_2) puede encontrarse en tres **formas polimórficas**: monoclinica, tetragonal y cúbica.

La noción de **polimorfismo** refiere a aquello que cuenta o que puede adoptar **múltiples formas**. El término también hace mención a una propiedad capaz de atravesar numerosos **estados**.

Cuestionario número 1.

1. Explica por qué los minerales metálicos constituyen un recurso natural de gran importancia económica.
2. ¿El yeso cuya fórmula química; **$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$** es una mena? ¿Por qué es una roca sedimentaria de origen químico?
3. Usos del gabro. (<https://rocks.comparenature.com/es/gabro-usos/model-14-7>)
4. ¿Cuál es la diferencia entre mena y mineral?
5. Indica:
 - a) Dos minerales no metálicos usados en la construcción.
 - b) Tres minerales metálicos usados en la construcción.

Metalurgia extractiva

Se define como la parte de la metalurgia que estudia los métodos químicos necesarios para tratar una mena mineral o un material que se va a reciclar de tal forma que se pueda obtener, a partir de cualquiera de ellos, el metal, más o menos puro, o alguno de sus compuestos.

Las menas suelen ser óxidos, sulfuros o silicatos.



Argentita: Ag_2S para la obtención de plata.

Barita: BaSO_4

Bauxita: Al_2O_3

Berilo: $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$

Bornita: Cu_5FeS_4

Casiterita: SnO_2 para la obtención de estaño.

Calcosita: Cu_2S para la obtención de cobre.

Calcopirita: CuFeS_2

Cromita: $(\text{Fe}, \text{Mg})\text{Cr}_2\text{O}_4$ para la obtención de cromo.

Cinabrio: HgS para la obtención de mercurio.

Cobaltita: $(\text{Co}, \text{Fe})\text{AsS}$

Columbita-Tantalita o Coltan: $(\text{Fe}, \text{Mn})(\text{Nb}, \text{Ta})_2\text{O}_6$ para la obtención de tántalo.

Galena: PbS para la obtención de plomo.

Oro: Au , habitualmente asociado con cuarzo o en placeres.

Hematita: Fe_2O_3

Ilmenita: FeTiO_3 , mena de titanio

Magnetita: Fe_3O_4 [FeFe_2O_4 ($\text{Fe}^{+2}\text{Fe}^{+3}_2\text{O}_4$), Fe_3O_4]

Molibdenita: MoS_2

Pentlandita: $\text{Fe}, \text{Ni})_9\text{S}_8$

Pirolusita: MnO_2 [$2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$]

Scheelita: CaWO_4

Blenda (o esfalerita): ZnS para la obtención de zinc.

Uranita (o pechblenda): UO_2 para la obtención de uranio metálico.

Wolframita: $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$ para la obtención de wolframio.

La bauxita no es un mineral, sino un grupo de óxidos de aluminio. El término se utiliza generalmente para describir la mezcla de importancia económica de estos minerales, que forman una masa de los miembros clasificadas individualmente de gibbsita, bohemita, y diásporo.

➤ <https://geologiaweb.com/minerales/bauxita/>



Términos de la minería y metalurgia

➤ Significado de mena y ganga

El compuesto natural que sirve para obtener un metal se llama **mena** de dicho metal. Algunas menas importantes son sulfuros, como la galena **PbS** sulfuro de plomo (II) y la blenda **ZnS** (sulfuro de cinc).

Las **menas** al extraerlas de la litósfera contienen grandes cantidades de materia extraña, como roca, arena, arcilla y caliza, que se conoce con el nombre de **ganga**.

Se utiliza un procedimiento mecánico para separar la mayor parte de esos materiales que no son de interés, a veces se hacen operaciones físicas de agitación o cribado, para continuar con la extracción.

Asociado al concepto de mena, está el de ganga. Es el conjunto de minerales que, en un yacimiento, se encuentra en la roca explotada junto a la mena. La ganga hace que la ley del metal disminuya, por lo que es necesario separarla de la mena, como primera etapa en la concentración. (66)

Dato curioso

La primera vez que se descubrió un elemento químico y se identificó como tal fue el fósforo. **El fósforo**, antiguo nombre del planeta Venus, fue descubierto por el alquimista alemán Hennig Brandt en 1669 mientras buscaba la piedra filosofal. La piedra filosofal es una sustancia alquímica legendaria que se dice que es capaz de convertir cualquier metal en oro o plata. Ocasionalmente, también se creía que era un elixir de la vida. Lo que hizo Brandt fue **destilar una mezcla** de orina y arena mientras buscaba esa piedra filosofal, y al evaporar la **urea** obtuvo un material blanco que brillaba en la oscuridad y ardía con una llama brillante. **Había identificado el fósforo. Desde entonces, las sustancias que brillaban en la oscuridad sin emitir calor se les llama fosforescentes.**

García Bello Deborah (2016) TODO ES CUESTIÓN DE QUÍMICA. PAIDOS/España.

Tarea para el estudiante. Se recomienda ver video de you tube

PROCESO GENERAL DE METALURGIA. 13 marzo. 2019. (4.21 minutos).

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=f6eZD1p-wLE>

Realizar un mapa conceptual y exponer en clase.

Cuestionario número 2.

1. ¿Cuál es la diferencia entre roca y mineral?
2. ¿Un mineral es una mezcla? Explicar.
3. ¿Qué tipo de minerales son los siguientes ejemplos; arcillas, asbesto, feldespato, barita, sales de potasio, cloruro de sodio y azufre?
4. ¿Qué propiedad única tiene el mineral; Fe_3O_4
5. ¿Cuál es el principal mineral del aluminio para su obtención?
6. El gobierno mexicano favorece la obtención de titanio en minas ubicadas en las regiones de Chiapas. ¿Por qué el TiO_2 en la industria de los alimentos es un conservante? Se identifica en las etiquetas como E171.
7. ¿Por qué la *casiterita* es un mineral del grupo IV según la clasificación de Strunz.?



La clasificación de Strunz. Es un sistema de clasificación de minerales sobre la base de su composición química, presentado por el mineralogista alemán Karl Hugo Strunz 1910- 2006.

8. **¿Qué es el ámbar?** El ámbar de Chiapas una gema con historia. Ver:

👉 <https://arqueologiamexicana.mx/mexico-antiguo/el-ambar-de-chiapas-una-gema-con-historia>. Resumen de una cuartilla.

Tarea para el estudiante. Investiga las diez clases de los minerales de Strunz en función de las propiedades cristalógicas.

👉 https://www.ecured.cu/Clasificaci%C3%B3n_de_strunz



Ver Video de you tube

Clasificación de Strunz. 29 mayo 2020 y 25 de marzo 2020

A1. Los estudiantes comprenderán que los minerales se encuentran en las rocas y que son compuestos o elementos al investigar su composición y observar y describir sus propiedades mediante el trabajo experimental. **(N2)**



El profesor realiza la clasificación de los minerales en binarios, ternarios y politernarios para aplicar la nomenclatura Stock y la tradicional.

Clasificación de los compuestos inorgánicos

Los compuestos para su estudio se clasifican en **binarios** es decir los que se forman por dos elementos, como son los óxidos básicos o metálicos, óxidos no metálicos o anhídridos, hidrácidos, y sales neutras o haloideas principalmente.

Los **ternarios** son compuestos que constan de tres elementos, por ejemplo los hidróxidos, los oxiácidos, y las oxisales.

Los **cuaternarios** son los de cuatro elementos tales como las sales ácidas; **NaH₂PO₄**.

Una de las **reglas generales** para comprender la formación de los compuestos es que se parte de la idea de una combinación que consiste de una parte electropositiva y una electronegativa. Los electropositivos son generalmente los metales, aunque existen cuando menos dos excepciones que más adelante mencionaremos.

Nomenclatura química inorgánica

En la química como en todas las ciencias naturales, existen codificaciones para poder manejar o interpretar los fenómenos. En nuestro caso la nomenclatura es el lenguaje de la química siendo fundamental en cualquier tema que estudiemos dentro de esta ciencia, por lo que se requiere usar la memoria y bastante práctica para manejar con gran precisión los nombres de símbolos y fórmulas químicas.

Para unificar los criterios relativos a la formulación y nomenclatura inorgánica, en 1921 se fundó la comisión para el estudio de la nomenclatura química inorgánica dentro de la **IUPAC**. A través del tiempo, este organismo ha ido elaborando las normas de formulación que expondremos brevemente.

Este convenio admite un nombre sistemático para cada compuesto, en el que se indica la naturaleza y las proporciones de los elementos que lo componen. Esta proporción se especifica mediante prefijos numerales. También se admite la nomenclatura **Stock**, que consiste en indicar la valencia del elemento en la combinación [Atlas visuales océano (2004) QUÍMICA].

El sistema de nomenclatura de compuestos inorgánicos fue propuesto por la **Unión Internacional de Química Pura y Aplicada** (IUPAC, *International Union of Pure and Applied Chemistry*), que se reunió por primera vez en 1921.

En realidad, los esfuerzos por sistematizar la nomenclatura, a escala internacional, comenzaron en **1898**, cuando se reunió un Congreso Internacional al que asistieron 34 químicos seleccionados entre los más autorizados de nueve países europeos. El objeto era elaborar una nomenclatura oficial, fundada con bases científicas.

Pero dentro de la práctica nos hemos acostumbrado a usar la nomenclatura tradicional, la de Stock y la **IUPAC**, porque existen casos en que no hay diferencia significativa, como más adelante lo observaremos, y más bien la **IUPAC** adoptó el sistema de Stock en memoria a Albert Stock (1876-1946).

Pero todavía varios de los químicos nombramos a los compuestos con sus nombres **triviales o comunes** de acuerdo a las costumbres.

Sistema Stock y de la IUPAC para los óxidos metálicos

Estos compuestos se nombran de derecha a izquierda, de acuerdo con el **sistema de Stock**, diciendo primero la palabra óxido la preposición “**de**” y finalmente el nombre del metal.

La mayoría de los manuales de química manejan todavía los nombres comunes o triviales o históricos para algunos compuestos y hacen poco caso de la nomenclatura sistemática. En algunos ejemplos haremos hincapié para observar ambos nombres. Para todos los óxidos que se forman con los **elementos representativos**, considerando los que tienen solamente un número de valencia se nombran de la siguiente manera ►

Fórmula química	Stock	IUPAC
Na ₂ O	óxido de sodio	monóxido disódico
K ₂ O	óxido de potasio	monóxido dipotásico
H ₂ O	óxido de hidrógeno	monóxido dihidrógeno
MgO	óxido de magnesio	Igual
CaO	óxido de calcio	Igual
BaO	óxido de bario	Igual
Al ₂ O ₃	óxido de aluminio	tríóxido de dialuminio

El sistema de la **IUPAC** propone que se debe indicar el número de átomos que existen en una molécula usando los prefijos; *mono*, *di*, *tri*, *tetra*, *penta* y así sucesivamente *poli*. Por ejemplo la fórmula **Al₂O₃** se llamaría tríóxido dialumínico; **FeO** monóxido de monohierro, **Fe₂O₃** tríóxido dihierro. Esto es lo que se le llama nomenclatura sistemática y acepta las reglas de Stock, aunque existe oposición, también se usan los sufijos **oso** e **ico** en algunos casos.

La **IUPAC**, organismo que desaconseja el uso de las antiguas denominaciones que distinguían a las valencias con las terminaciones –oso- (valencia menor) e –ico (valencia mayor). La nomenclatura basada en los sufijos **oso** e **ico** todavía se sigue usando, y es fácil encontrarla en publicaciones de hace algunos años, por lo que conviene que el lector la conozca.



El profesor presentará a los estudiantes una lista de sales binarias y su respectiva nomenclatura Stock, tradicional y sistemática IUPAC. Abordará el concepto de carga eléctrica y número de oxidación.

Las sales binarias

Son combinaciones de 2 elementos distintos del hidrógeno y del oxígeno.

La combinación de un elemento metálico con un elemento **no metálico** produce una sal neutra, mientras que la de un elemento **no metálico** con otro elemento **no metálico** forma una sal volátil, ejemplos; CCl₄, BrCl, B₂S₃.

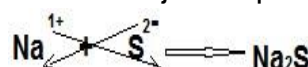
Los tipos de sales neutras que existen son: fluoruros, cloruros, bromuros, yoduros, astatos, sulfuros, telururos, seleniuros, nitruros, fosfuros, arseniuros, antimoniuros, boruros, carburos y siliciuros.

La formulación de las sales neutras siguen el modelo: M_aN_b , donde M: elemento metálico, N: elemento **no** metálico, **a**: valencia del elemento no metálico y **b**: valencia del elemento metálico. Hay que tener en cuenta que el elemento no metálico siempre actúa con la valencia fija, y esta valencia será con la que actúa frente al hidrógeno.

Por lo tanto los elementos no metálicos tienen los siguientes números de carga eléctrica: F^{1-} , Cl^{1-} , Br^{1-} , I^{1-} , At^{1-} , S^{2-} , Te^{2-} , Se^{2-} , N^{3-} , P^{3-} , As^{3-} , Sb^{3-} , B^{3-} , C^{4-} , Si^{4-}

Las sales tienen fundamentalmente estructuras iónicas sólidas, y por lo tanto para **ellas no deben darse fórmulas moleculares**. Se nombran con el sufijo **uro** para el

no metal Na_2S **sulfuro** de sodio. Usando la simbología de catión y anión:



En química, el término **disulfuro** suele hacer referencia a la unión covalente de dos átomos de azufre. El anión disulfuro cuya fórmula química es S_2^{1-} puede además

presentarse en forma gaseosa con una estructura similar al oxígeno gaseoso, con este término suele hacerse referencia a compuestos que presentan en alguna parte de su estructura el compuesto químico enlace disulfuro, como el disulfuro difenil, $C_6H_5S-SC_6H_5$.

Con un proceso parecido a este también se pueden formar compuestos como los polisulfuros.

Además el azufre es capaz de formar estructuras cristalinas tridimensionales tales como la blenda (**ZnS**), la pirita (**FeS_2**), etcétera.

Ejemplos:

Disulfuro de hierro: conocido como pirita, (FeS_2).

Disulfuro de dicloro: un líquido destilable, (S_2Cl_2).

En Stock se escribe entre paréntesis con romano el número de oxidación del metal con el funciona en esa fórmula así tenemos Fe^{+2} (II) o Fe^{+3} (III), Cu^{+1} (I) o Cu^{+2} (II), Pt^{+2} (II), Au^{+1} (I) o Au^{+3} (III).

Concepto clave:

- Número o estado de oxidación

El **número de oxidación** o también llamado **estado de oxidación** es la carga eléctrica ficticia que se le asigna a un átomo. Se utiliza para indicar la posible carga neta del mismo y un posible método de contabilidad de electrones. Únicamente en el caso de los iones elementales se puede afirmar que el número de oxidación coincide con la carga eléctrica real del mismo (<https://www.dequimica.info/numero-de-oxidacion>).

Ejemplos

Comparación de nomenclaturas con ejemplos de sales binarias:

Fórmula	Nomenclatura		
	Tradicional	Stock	Relaciones atómicas o estequiométrica
LiF	Fluoruro Litico	Fluoruro de Litio	Fluoruro de Litio
CaF ₂	Fluoruro Cálcico	Fluoruro de Calcio	Fluoruro de Calcio
AlCl ₃	Cloruro Aluminico	Cloruro de Aluminio	Tricloruro de Aluminio
CuBr ₂	Bromuro Cúprico	Bromuro de Cobre(II)	Dibromuro de Cobre
MnS	Sulfuro Manganoso	Sulfuro de Manganeso(II)	monosulfuro de manganeso
CaTe	Telururo Cálcico	Telururo de Calcio	monotelururo de Calcio
KI	Yoduro Potásico	Yoduro de Potasio	monoyoduro de Potasio
FeCl ₂	Cloruro Ferroso	Cloruro de Hierro(II)	Dicloruro de Hierro
NiS	Sulfuro Niqueloso	Sulfuro de Níquel(II)	monosulfuro de Níquel
K ₂ Se	Seleniuro Potásico	Seleniuro de Potasio	Seleniuro de Dipotasio
PtF ₂	Fluoruro Platinoso	Fluoruro de Platino(II)	Difluoruro de Platino
Au ₂ S ₃	Sulfuro aúrico	Sulfuro de oro(III)	Trisulfuro de Dioro

Las sales ternarias

En la nomenclatura **IUPAC** los nombres de los compuestos ternarios se establecen con base a los números de oxidación y tomando en cuenta el número de oxígenos con los prefijos mono, di, tri, tetra e indicando el número de oxidación del **no metal**.

De la tabla el cobre sus dos números de combinación son:

Cu⁺¹ cobre (I) u “oso”
Cu⁺² cobre (II) u “ico”

Ejemplos:

El número de oxidación del elemento central se determina sabiendo que el del oxígeno y de los metales es igual a la carga real que existe en la tabla de cationes y aniones así por ejemplo para el Na⁺¹ClO⁻² entonces la suma algebraica es -2 +1 = -1 el inverso es +1 la nomenclatura sistemática indica (I).

Para el caso del **Cu(NO₃)₂**. Aquí el subíndice afecta al oxígeno y al nitrógeno, se considera (-2)(6)= -12 y la del cobre +2 entonces -12 + 2= -10/2 átomos de nitrógeno = -5 el inverso es +5 para la nomenclatura sistemática se escribe (V).

En el cuadro de la derecha se tienen formulas estructuradas con radicales; hipoclorito, clorito, clorato, perclorato, sulfito, sulfato, nitrito, nitrato, carbonato, yodato, fosfato y metafosfito, considerados como conjunto de átomos con carga eléctrica negativa denominados aniones que al combinarse con los cationes constituyen sales ternarias.

Recordar que los átomos metálicos al ceder sus electrones externos se convierten en cargas eléctricas denominadas cationes.

Nomenclaturas		
Fórmula	Funcional	Sistemática o IUPAC
NaClO	Hipoclorito sódico	Oxoclorato (I) de Sodio
NaClO ₂	Clorito sódico	Dioxoclorato (III) de Sodio
NaClO ₃	Clorato sódico	Trioxoclorato (V) de Sodio
NaClO ₄	Perclorato sódico	Tetraoxoclorato (VII) de Sodio
K ₂ SO ₃	Sulfito potásico	Trioxosulfato (IV) de Potasio
K ₂ SO ₄	Sulfato potásico	Tetraoxosulfato (VI) de Potasio
KNO ₂	Nitrito potásico	Dioxonitrato (III) de Potasio
KNO ₃	Nitrato potásico	Trioxonitrato (V) de Potasio
CaSO ₄	Sulfato cálcico	Tetraoxosulfato (VI) de Calcio
Li ₂ CO ₃	Carbonato de Litio	Trioxocarbonato (IV) de Litio
Ca(IO ₃) ₂	Yodato de Calcio	Trioxoyodato (V) de Calcio
Al ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato aluminico	Tetraoxosulfato (VI) de Aluminio
Ca ₃ (PO ₄) ₂	Fosfato de Calcio	Tetraoxofosfato (V) de Calcio
Ca(PO ₃) ₂	Metafosfito de Calcio	Dioxofosfato (III) de Calcio
PbCO ₃	Carbonato plumboso	Trioxocarbonato (IV) de Plomo (II)
Cu(NO ₃) ₂	Nitrato cúprico	Trioxonitrato (V) de Cobre (II)
Na ₃ AsO ₄	Arseniato de Sodio	Tetraoxoarseniato (V) de Sodio
Rb ₂ As ₂ O ₅	Piroarsenito de Rubidio	Pentaoxidarseniato (III) de Rubidio
Fe ₄ (P ₂ O ₇) ₃	Pirofosfato férrico	Heptaoxidifosfato (V) de Hierro (III)
Be ₃ (PO ₃) ₂	Fosfito de Berilio	Trioxofosfato (III) de Berilio

Argumento

Como se puede observar en esta tabla **las sales ternarias** pueden ser con los siguientes radicales; (SO₄)²⁻, (HSO₄)¹⁻, (IO₃)¹⁻, (ClO₃)¹⁻, (NO₃)¹⁻, (NO₂)¹⁻, (CO₃)²⁻, (CrO₄)²⁻, (SO₃)²⁻, (AsO₄)³⁻, (BO₃)³⁻, (PO₃)³⁻, (HPO₃)²⁻, (PO₄)³⁻, (H₂PO₄)⁻. Son conjunto de átomos con carga eléctrica negativa. También llamados aniones.

Para formar compuestos binarios a partir de cationes y aniones comúnmente se usa la valencia con signo a la derecha, como carga eléctrica: $\text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{FeCl}_3$

Una vez que se tiene la formula del compuesto binario esos números se consideran como estados o números de oxidación; Fe^{+3} y Cl^{-1}

Tricloruro de hierro	FeCl_3
Monosulfuro de hierro	FeS
Trisulfuro de dicobalto	Co_2S_3
Monosulfuro de cobalto	CoS
Dicloruro de bario	BaCl_2
Fluoruro de sodio	NaF



El Cl, Br y I varían sus estados de oxidación cuando forman oxosales y depende del número de oxígenos que lleven en su radical, por ejemplo; ClO , ClO_2 , ClO_3 y ClO_4 y el estado de oxidación o combinación se extiende desde +1 hasta +7.

Por ejemplo en el NaClO_4

$-2(4) = -8 + 1 = -7$ el inverso, el cloro actúa con +7 en el perclorato de sodio.

Tarea para el estudiante.

Videos de you tube.

Determinando el Número de Oxidación o Estado de Oxidación. 16 may. 2020

<https://www.youtube.com/watch?v=05Sa-i8bYs0>. (15.55 minutos)

ESTADOS DE OXIDACIÓN - Química Profe. Germán. 8 mar. 2020

<https://www.youtube.com/watch?v=ldDUfpx1xjq> (10.42 minutos)

Actualmente las sales binarias se nombran de acuerdo a la nomenclatura sistemática o IUPAC.

Cuestionario número 3.

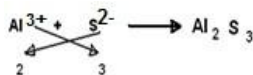
- Con base a la **Nomenclatura Stock** escribir el nombre de acuerdo de las siguientes fórmulas químicas:
 - FeCl_3 , CuS , CuCl_2 , Al_2O_3 , CCl_4 , PbI_4 , SO_2 , SO_3 , CS_2 , B_2S_3 y P_2O_5 .**
 - En cada fórmula del inciso a) si el número de oxidación del H es +1, del oxígeno -2, y del azufre -2. Determinar el estado o número de oxidación del **no** metal (**Cl, S, O y I**).
 - Tomando como referencia estos (inciso a) 11 compuestos, dar una explicación del porqué en ellos no se usa el prefijo **mono** para el elemento que se escribe a la izquierda de la fórmula binaria. Argumentar
- Escribe de acuerdo a la **nomenclatura funcional o tradicional el nombre** de los siguientes seis compuestos ternarios: BaSO_4 , K_2CO_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, Cu_2CO_3 , Na_2SO_3 y Na_2CrO_4 , NaHSO_3 , NaH_2PO_4 , NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Recuerda el oxígeno combinado tiene número de oxidación **O^{-2}** , **H^{+1}** , **K^{+1}** , **Ba^{+2}** , **Al^{+3}** , **C^{+4}** , **C^{-4}** . Libres o reducidos, en forma monoatómica o diatómica; $\text{Fe}^0_{(s)}$, $\text{Au}^0_{(s)}$, $\text{S}^0_{(s)}$, $\text{C}^0_{(s)}$, $\text{Cs}^0_{(l)}$, $\text{Rb}^0_{(l)}$, $\text{Fr}^0_{(l)}$, $\text{Ga}^0_{(l)}$, $\text{Hg}^0_{(l)}$, $\text{N}_2^0_{(g)}$, $\text{H}_2^0_{(g)}$, $\text{O}_2^0_{(g)}$, $\text{F}_2^0_{(g)}$, $\text{Br}_2^0_{(l)}$, $\text{I}_2^0_{(s)}$.

3. Formar los siguientes compuestos ternarios o politernarios de los cationes y aniones que están en el siguiente cuadro y escribir sus nombres de acuerdo a la nomenclatura

Stock ►

Ejemplo



	Cu ¹⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Zn ²⁺
SO ₄ ²⁻					
HPO ₄ ²⁻					
MnO ₄ ¹⁻					
BO ₃ ³⁻					
S ²⁻					

Para los metales de transición interna existen dos tipos de sales, según el número de valencia o carga eléctrica cuando los átomos metálicos ceden electrones de su nivel externo transformándose en cationes. Entre estos metales las cargas eléctricas son; Plata, Ag¹⁺, el Zinc, Zn²⁺ Cadmio, Cd²⁺ Escandio, Sc³⁺ Yitrio, Y³⁺ y Zirconio, Zr⁴⁺.

4. ¿Cuál es la diferencia entre un anión y un catión en el simbolismo químico?
 5. ¿Los cationes y aniones existen libres en la naturaleza?
 6. Si se anota el signo (+ o -) a la izquierda del número ¿existe alguna alteración en la realización de la fórmula molecular de los compuestos?
 7. ¿En qué casos de iones la carga eléctrica coincide con el número de oxidación?
 ¿El número de valencia también debe llevar signo? Argumentar.

8. A continuación se proporciona una lista de los óxidos de hierro, mercurio, cobre, oro, así como el plomo y el estaño con la nomenclatura tradicional escribe en **nomenclatura Stock** los nombres a la derecha del cuadro:

FeO	óxido ferroso	u
Fe ₂ O ₃	óxido férrico	u
Hg ₂ O	óxido mercurioso	u
HgO	óxido mercurico	u
Cu ₂ O	óxido cuproso	u
CuO	óxido cuprico	u
Au ₂ O	óxido auroso	u
Au ₃ O ₂	óxido aurico	u
PbO	óxido plumboso	u
Pb ₂ O ₃	óxido plumbico	u
SnO	Óxido estannoso	u
Sn ₂ O ₄	óxido estánico	u

11. Nombre los siguientes compuestos mediante el método de Stock

- a) CrI₃
 b) TiCl₄
 c) Ir₂O₄
 d) NiCl₂
 e) Bi₂O₅
 f) SnS
 g) SnS₂
 h) Cu₂Te
 i) TiC

Nota:

No confundir sulfuro con sulfato.

El azufre en minerales sulfurados constituye a los sulfuros, y actúa con número de oxidación de -2, y son estructuras binarias.

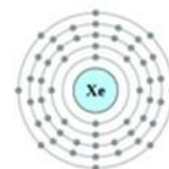
Cuando los átomos de azufre ganan electrones (2e-) adquieren carga eléctrica de S con 2- transformándose en anión.

El radical sulfato SO₄ tiene una carga eléctrica de 2- que al combinarse con metales constituye a las oxosales y con el hidrógeno forma el ácido sulfúrico.

12. El ión perxenate tiene la fórmula XeO₆⁴⁻

Escriba las fórmulas de los compuestos del perxenate con los siguientes elementos:

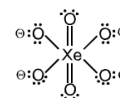
- a) Calcio b)
 Potasio c)
 Aluminio



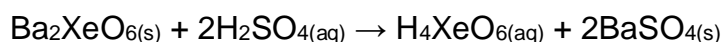
Argumento

Las cargas eléctricas de sus cationes son; Ca²⁺, K¹⁺ y Al³⁺

Nota: el Xenón en condiciones normales (Xe⁰) no forma compuestos, combinando con estos tres metales en condiciones severas tiene un estado o número de oxidación: Xe⁺⁸ es decir su nivel externo cede sus ocho electrones cuando forma perxenatos, cuyo núcleo tendrá exceso de ocho protones (+8). En forma de catión Xe⁸⁺.



Ecuación química de una reacción de perxenate de bario con ácido sulfúrico:



13. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos.

- fosfato de circonio (IV)
- nitrato de talio (I)
- hidróxido de níquel (II)
- hipoclorito de cromo (III)
- sulfito de talio (I)
- bisulfato de indio (III)
- cianuro de cobalto (II)

Las sales de talio son incluso más tóxicas que las correspondientes mercuriales, cádmicas o plumbosas (se dice que el mercurio es el metal más tóxico en tres sentidos: primero, su forma metálica es más tóxica; segundo, es más abundante, y; tercero, su dispersión es mucho mayor). Cationes: Tl^{1+} y Tl^{3+}

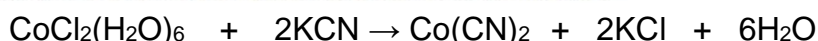
El cromo libre (Cr^{2+}) es un elemento traza ubicuo. La forma predominante del cromo en el cuerpo es el cromo trivalente (catión, Cr^{3+}) el cual pudiese jugar un papel en la función normal de la insulina.

Una aleación con un 24% de indio y un 76% de galio es líquida a temperatura ambiente.

El indio usado en recubrimientos para la reducción del desgaste y la corrosión, en el sellado de vidrio y aleaciones dentales. La combinación del óxido de indio y el óxido de estaño posee una importante cualidad, la propiedad de tener conductividad eléctrica y transparencia óptica, lo que los hace ideal para los electrodos de las pantallas de cristal líquido LCD.

In^{+1} y $+3$

Hay tres óxidos principales de cobalto: el cobaltoso gris, CoO ; el cobáltico negro, Co_2O_3 , formado al calentar compuestos a baja temperatura en exceso de aire, y el cobaltósico, Co_3O_4 , el óxido estable, que se forma cuando las sales se calientan al aire a temperaturas que no excedan de $850^\circ C$

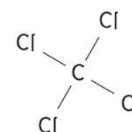


El circonio tiene estados de oxidación +2, +3 y +4 este último es más común, es un metal duro, resistente a la corrosión, similar al acero. Los minerales más importantes en los que se encuentra son el circón ($ZrSiO_4$) y la badeleyita (ZrO_2), aunque debido al gran parecido entre el circonio y el hafnio (no hay otros elementos que se parezcan tanto entre sí) realmente estos minerales son mezclas de los dos; los procesos geológicos no han sido capaces de separarlos.

14. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos.

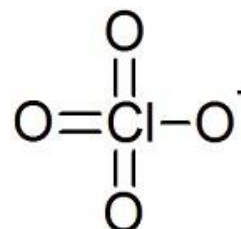
- hexóxido tetrafosforoso. ($P_4 + 3O_2 \rightarrow \underline{\hspace{1cm}}$)
- tetracloruro de carbono.
- trifluoruro de yodo.
- Heptóxido de dicloro. (**Nomenclatura tradicional:** anhídrido perclórico)
- Hexafluoruro de azufre. (arreglo simétrico perfecto de sus seis átomos de Flúor en torno a su átomo de Azufre central).

En inciso c) (El yodo se encuentra en su estado de oxidación, I^{+3})



15. ¿Cuáles de los siguientes oxianiones contienen cuatro átomos de oxígeno?

- Nitrato
- Permanganato
- Perclorato
- Sulfito
- Fosfato
- Oxalato
- carbonato



Los percloratos son las sales del ácido perclórico $HClO_4$ y contienen el cloro en estado de oxidación Cl^{+7} en un entorno tetraédrico de cuatro átomos de oxígeno.

Referencia:

Malone (2007). **Introducción a la química**. Capítulo 7, páginas 206-207.

A2. Los estudiantes clasifican a los minerales con base en su composición y utilizan constantemente la nomenclatura química (IUPAC, Stock y tradicional), en la escritura de nombres y fórmulas sencillas de algunos minerales (**N2**).

✓ Estrategia 2



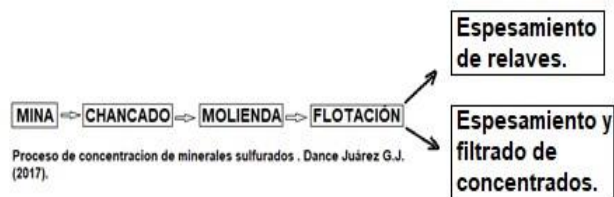
Para poner de manifiesto los cambios físicos, químicos y las operaciones básicas involucradas, **el profesor orienta la realización** de diversas actividades en las que se cumple; la investigación, análisis de información y experimentación, por lo que proponemos las siguientes lecturas con base a la siguiente pregunta:

¿Qué cambios físicos y químicos se encuentran involucrados en la obtención de metales?

Una vez obtenidos los minerales es conveniente recordar que en ellos existen dos partes principales: una que es la que **representa un valor benéfico económico** para el hombre y que es la mena, y la otra que se constituye por todo lo demás que existe en el mineral (impurezas), lo cual no representa ningún beneficio ni interés por lo que recibe el nombre de ganga.

Proceso de chancado

El área de chancado es una operación unitaria dentro del procesamiento de minerales, en el caso de la concentración de minerales sulfurados. Consiste en la reducción de tamaño en forma continua y dinámica, utilizando fuerzas de compresión y en menor proporción fuerzas de fricción, flexión, cizallamiento u otras. El mineral proveniente de mina ingresa a nuestra primera etapa desde tamaños inferiores a 54" (1 pulgada igual a 2.54 centímetros) de diámetro para reducirlos hasta fracciones menores a 3/8" de diámetro, para luego pasar a las siguientes etapas de disminución de tamaño (molienda).



Las operaciones de procesamiento en la planta industrial de óxidos de cobre

El mineral oxidado proveniente de la mina Tintaya (Arequipa-Perú) es reducido en tamaño por medio de chancado y se apila en canchas permanentes para ser irrigado con una solución débil de ácido sulfúrico, en diferentes concentraciones donde se disuelve el cobre oxidado.

El mineral fino producto del chancado es sometido al proceso de lixiviación en agitación y lavado en contracorriente. El cobre disuelto en estado iónico forma parte de la solución cargada. En la planta de extracción por solventes, el **Cu** iónico es concentrado y purificado, para luego ser depositado en la etapa de electro obtención por intermedio de una corriente continua, produciéndose así el cobre metálico puro. El circuito de extracción por solventes tiene por finalidad concentrar y purificar el cobre iónico en solución. Emplea un reactivo orgánico que posee una alta afinidad selectiva por iones de **Cu**, dejando las impurezas en la fase líquida. Consta de dos etapas: una de extracción y otra de re extracción. (Dance Juárez. G. J., 2017).

COMENTARIO

La importancia de los metales para el progreso y el bienestar de la humanidad se refleja en el hecho de que los periodos de la evolución del hombre, partiendo de un estado primitivo, se mencionan por términos como la edad de piedra, la edad de bronce, la edad de hierro, la edad del acero, etcétera. Actualmente, la producción de acero de una nación se considera como un barómetro económico porque el acero es tan esencial en la producción de otros bienes y servicios que la prosperidad de un país puede medirse en función de su uso (Dillard-Goldeberg, 1977).

Etapas físicas o mecánicas en la extracción de minerales

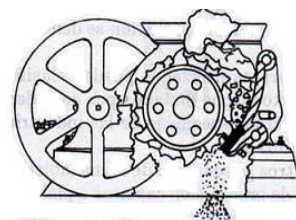
Concentración de minerales.

Los tres pasos principales en la recuperación de un metal a partir de su mena son: 1) la preparación de la mena, 2) la producción del metal y 3) la purificación del metal.

La mena se tritura y se muele en diversos tipos de molinos. Una vez reducido el mineral a un tamaño conveniente se separa la mena de la ganga aprovechando sus distintas propiedades. Siempre que es posible, estas partículas se separan por medios físicos, como decantado, flotación o atracción magnética.

✓ Trituración

Los términos trituración y molienda están asociados con el significado de subdividir, en mayor o menor cuantía, un sólido o un producto. Los equipos usados para esta operación son: trituradores, molinos y quebrantadores. ►

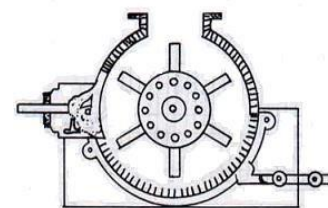


Molino de rodillo

✓ Tamizado

Cualquier estudio sobre el comportamiento del equipo de separación por tamaños o el de molienda, implica la determinación de la cantidad de material de diferentes tamaños que hay presente. El único método general y práctico para ello, es determinar la fracción de la muestra que pasa a través de un tamiz con una apertura de malla dada.

Para esta operación existe una escala de tamices normales y que está basada en el tamiz de 200 mallas con hilos de 0.0021 pulgadas (1 pulg = 25.4 m.m) de diámetro. Otros números de mallas son: 150, 100, 65, 48, 35, 28, 20, 14, 10, 8 y 6 (**Ocampo- Fabila, tomo 4**).



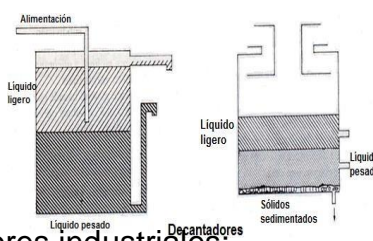
Molino de martillos

✓ Método de decantación

Cuando la mena difiere marcadamente de la ganga por tener las partículas minerales un peso mayor que la ganga, el procedimiento de concentración del mineral se llama concentración por gravedad. La separación se hace pasando el mineral por una suspensión de agua que arrastre la ganga, o también sobre un tamiz inclinado.

Los siguientes dos esquemas son ejemplos de decantadores industriales.

Para la separación de **sólidos y líquidos** por decantación se usa un espesador que es un aparato de sedimentación. En el fondo se alimenta la mezcla y el líquido sale por la parte superior a través de un canal. Este aparato es empleado también para lavar sólidos tales como los precipitados.



Tarea para el estudiante.

Videos de you tube

Introducción a la Conminución. 1 nov. 2016

👉 https://www.youtube.com/watch?v=owfKLg90_hg

Espesadores 14 dic. 2016

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=kmCjd4wqfBc>

Elaborar un resumen, mapa mental u organizador gráfico para exponer en clase.

✓ Método de flotación

Para los sulfuros de cobre y cinc, principalmente se aprovecha la humectación preferente de la mena para el aceite y de la ganga para el agua.

El mineral se reduce a polvo muy fino, se mezcla después con agua que contiene una pequeña cantidad de aceite de pino o aceite mineral y un producto espumante. Se hace luego burbujear aire a través de la suspensión, de modo que aparezca en la superficie en forma de espuma.

El aceite moja la mena, que sube a la superficie por la película oleosa que envuelve a la burbuja de aire. La ganga queda con el agua debajo de la espuma de aceite [Espriella-Ramírez (2010). Química 1. Páginas 210 – 217].



La flotación se realiza en tres fases: sólida, líquida y gaseosa, donde la fase sólida está representada por las materias a separar, la fase líquida está representada por el agua y la fase gas está representada por el aire.

Ejemplo de Transformación de la silvinita (**KCl**) por el método de la flotación.

El proceso se realiza con los siguientes pasos:

- 1) Trituración de la mena de potasio.
- 2) Mezclado del material triturado con el líquido en que no se disuelve;
- 3) Introducción en la pulpa formada de un agente químico capaz de adsorberse en la superficie del cloruro potásico haciéndola inhúmedable para el líquido elegido (colector) e introducción de otro agente que favorezca la formación de burbujas de aire estables y de espuma (agente espumante);
- 4) Soplado de aire a través de la pulpa;
- 5) Separación del producto espumoso conteniendo cloruro de potasio.



COMENTARIO

Los métodos de extracción minera de los granates de la tierra pueden variar. La minería a cielo abierto es común para las ubicaciones de rocas duras, como también lo es la minería a mano, según la ubicación de la mina. La extracción del granate de los depósitos aluviales se realiza mediante el uso de retroexcavadoras y líneas de arrastre.

Después de que se extrae el mineral de la mina, la liberación de la fracción de granate comienza con la reducción de tamaño con máquinas como chancadores de mandíbulas, chancadores de impacto, chancadores de cono y molinos de barras y bolas, según el yacimiento o mercado.

A menudo, el granate liberado se separa de los minerales de ganga mediante métodos de concentración de gravedad, como Hydrosizers™ o espirales, o mediante la espuma de flotación. Luego, se seca y clasifica el concentrado. Se realiza el zarandeo de las partículas en los diferentes tamaños del mercado y se empacan para su distribución. <https://www.mclanahan.com/es/blog/4-datos-sobre-el-granate-que-podr%C3%ADan-sorprenderlo>. 25 de febrero de 2019.

Cuestionario número 4.

Subraya la o las respuestas correctas:

1. Métodos para separar sólidos de sólidos

Tamizado. Flotación. Magnetismo. Arrastre con agua. Sublimación.

2. Métodos para separar sólidos de líquidos

Decantación. Filtración. Cristalización. Centrifugación. Diálisis.

3. Método para cernido de arena y cemento en la construcción

Sublimación. Flotación. Tamizado. Cromatografía. Filtración.

4. Métodos para reducir el tamaño de partícula de un mineral

Decantación. Molienda. Flotación. Lixiviación. Trituración.

5. ¿Cuál es la diferencia entre trituración y molienda?

Con esta lectura el profesor apoyará al estudiante en la comprensión de los procesos de reducción metálica, por lo que **proponemos al profesor** la siguiente información.

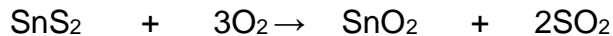
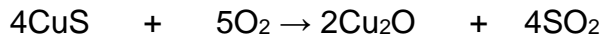
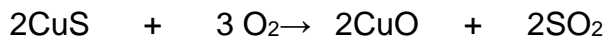
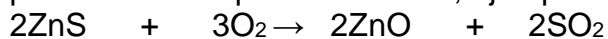
Etapas químicas en la obtención de metales

Debido a que los metales en sus formas combinadas siempre tienen números de oxidación positivos, **la producción de un metal libre es un proceso de reducción**. En ocasiones es necesario realizar operaciones preliminares para llevar el metal a un estado químico más adecuado para su obtención o reducción.

El tratamiento preliminar de una mena, el mineral deseado se separa de los materiales de desecho, casi siempre arcillas y minerales de silicatos, que en general reciben el nombre de ganga.

La tostación para los sulfuros o carbonatos

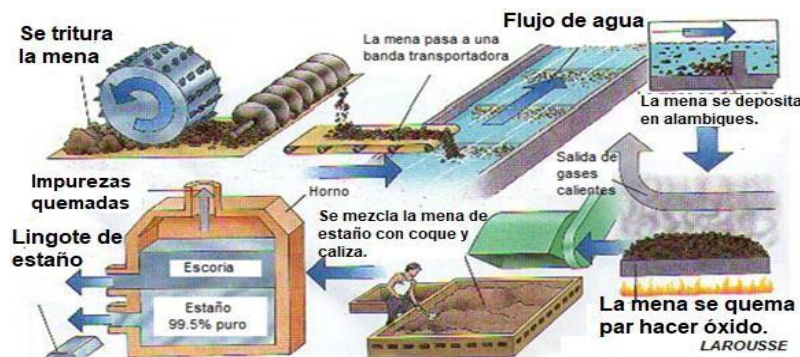
Las menas concentradas finamente divididas se calientan en una corriente de aire o de gases de horno enriquecidos con aire. Las menas sulfuradas se transforman en óxidos, separándose el azufre y el arsénico como óxidos volátiles, y los carbonatos pasan a óxidos por liberar CO_2 , ejemplos de reacciones:



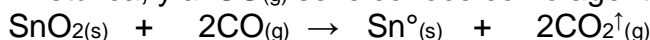
Calcopirita. Mineral de cobre con pirita. $\text{CuFeS}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{FeO} + 2\text{SO}_2$

El proceso metalúrgico para la reducción u obtención de estaño

El estaño se extrae de la mena **casiterita** (SnO_2) quemándola primero con aire para hacer óxido de estaño. Después, se calienta el óxido con coque y caliza.

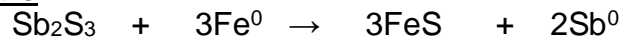


El coque al quemarse se produce el monóxido de carbono, este gas es un agente que al entrar en reacción con los minerales óxidos (SnO_2 , MgO , FeCO_3 , SiO_2 , CuO , PbO_2) se libera el metal y también se produce $\text{CO}_2(\text{g})$. A este proceso metalúrgico se le denomina reducción metálica, y al $\text{CO}(\text{g})$ se le conoce como agente reductor. Ejemplo:



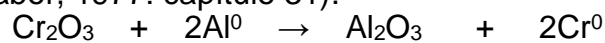
Si el metal obtenido es volátil se extrae en forma de vapor y se recoge por condensación. La mena de óxido o de sulfuro oxidado se mezcla con carbón y se calienta en una retorta. A la temperatura de la reacción, el metal es un vapor y pasa a condensadores especiales, donde queda como metal fundido, tal sucede en la práctica con el Zinc o Cinc.

En uno o dos casos, el sulfuro del metal se trata directamente con el reductor, que puede ser hierro. El **antimonio** y el plomo se obtienen a veces de esta manera; por desplazamiento simple:



El Hierro por ser un metal más activo que el antimonio, es el agente reductor.

Algunos metales no se obtienen fácilmente reduciendo sus óxidos con carbón. El aluminio es un agente más enérgico, pero también más caro que el carbón, sin embargo, se producen actualmente por mediación (proceso de aluminotermia de Goldschmidt) varios metales, como el manganeso y el cromo en escala industrial y en estado muy puro (Babor, 1977: capítulo 31).

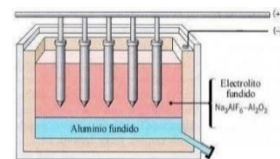


El aluminio es químicamente muy activo y desplaza al cromo de su óxido.

La actividad química de los metales se determina con la serie de actividad química o serie electromotriz.

La reducción del aluminio a partir de la bauxita

El aluminio es un metal ligero y plateado presente en todos los hogares en forma de ollas, recipientes, latas de bebidas y papel de aluminio. Es atractivo, no tóxico, resistente a la corrosión, no magnético y fácil de moldear, prensar o manipular en varias formas. Su punto de fusión es de 660° C y el de ebullición de 2519° C.



El aluminio es el **tercer elemento más abundante** en la corteza terrestre después del oxígeno y el silicio, y el más abundante de todos los metales. Constituye el 8.1% en peso de la corteza terrestre y el 6.3% de todos sus átomos.

Debido a que es un metal muy reactivo, nunca se encuentra en su forma metálica, sino que está presente en una gran variedad de minerales terrosos y rocosos, entre los que se encuentran el feldespato, la mica, el granito y la arcilla.

Bauxita hace referencia a la localidad de **Les Baux** en el sur de Francia, donde fue descrita por primera vez 1821 [Carenas (2014) Geología. Paraninfo].

A) Extracción de la Bauxita

✓ Es el mineral del que se separa la alúmina.

1. **Extracción.** Está en la superficie, aunque puede ser necesario excavar unos metros.
2. **Molienda y lavado.** Para quitar el barro e impurezas.

B) Primera refinación

✓ La alúmina es la materia prima, en polvo, del aluminio.

3. **Digestión.** Mediante un proceso con sosa cáustica se obtiene alúmina líquida.
4. **Precipitación.** Se vuelve a cristalizar, pero en forma controlada.
5. **Horneado.** Prepara la alúmina para la separación del aluminio.

C) Segunda refinación. Aluminio.

✓ A partir de la alúmina se obtiene el aluminio.

6. **Electrólisis.** Con corriente eléctrica el agua alcanza los 900°C, entonces el oxígeno se separa. Lo que queda es el aluminio.

El líder mundial de producción es Australia, que, con una producción de 64 millones de toneladas en el año **2007**, alcanza casi un tercio de la producción mundial (Ricart et-al, Desafío ecológico. 2014, pp 440-441 “**metales limpios**”).

El proceso **Hall y Héroult**.

El aluminio se extrae por electrólisis de la bauxita, mineral muy rico en aluminio, se lleva a cabo en grandes hornos, que tienen dos propósitos: fundir la criolita (**Na₃AlF₆**) y servir de cubas electrolíticas [ALCANTARA B. **QUÍMICA DE HOY**. TEXTO UNIVERSITARIO. Mc GRAW-HILL. Páginas 303-305].

La bauxita se usa como electrólito y la criolita fundida se usa como solvente. Esas dos sustancias intervienen en el proceso de la misma forma que lo hace el **NaCl**, que actúa como electrólito cuando se disuelve en agua y se efectúa la electrólisis para preparar cloro.

Después de que el **Al₂O₃** se disuelve en la criolita fundida, en donde se disocia, la electrólisis origina la formación del **aluminio en el cátodo** de carbón que sirve como revestimiento de la celda, simultáneamente se desprende oxígeno en los ánodos de grafito, produciendo monóxido de carbono (**CO**), que a la alta temperatura que tiene el horno se quema en forma de **CO₂**. Como resultado, los ánodos se consumen y hay que sustituirlos gradualmente. El paso de la corriente eléctrica, libera el calor suficiente para mantener fundido el electrólito, a unos 900 a 1000° C.

El metal fundido es más denso y se va al fondo, se colecta y se descarga periódicamente, puesto que sólo se descarga aluminio en el cátodo. El metal así extraído es 100% puro.

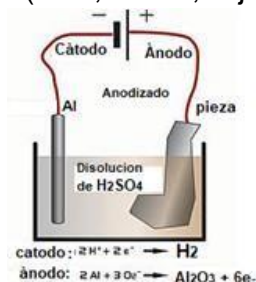
Muchos utensilios y otros objetos de aluminio de colores brillantes (azul, verde, rojo o dorado), se fabrican con aluminio **anodizado**.

Nuevo término:

El aluminio anodizado. Película muy delgada de óxido sobre la superficie metálica para protegerse de la corrosión. La reacción se lleva a cabo en el ánodo de una celda electrolítica.

Se denomina **anodizado** al proceso electrolítico de **pasivación** utilizado para incrementar el espesor de la capa natural de óxido en la superficie de piezas metálicas. Ver diseño experimental de laboratorio del proceso en: <http://www.kr2-egb.com.ar/anodizado.htm>. **Eduardo Barros. San Pedro, Bs. As., Argentina.**

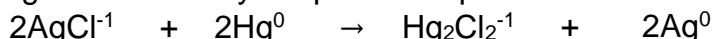
noviembre del 2003.



La reducción de la plata

Las menas de plata nativa o de cloruro de plata se trituran y agitan con agua y mercurio; la plata se disuelve en el mercurio formando una amalgama. El cloruro de plata reacciona con el mercurio dando cloruro de mercurio (I) Hg₂Cl₂:

El mercurio es el agente reductor y desplaza a la plata de su sal:



Observar los cambios de los números de oxidación de reactantes a productos.

La amalgama se separa del metal agotado y se destila en retortas de hierro.

El mercurio volátil se condensa para volverlo a utilizar y la plata queda en la retorta.

La afinación de la Plata se lleva a cabo por vía **electrolítica**. Los compuestos de plata se emplean principalmente en fotografía. La plata tiene aplicación en la técnica de la **sanidad**. El catión **Ag⁺** tiene gran carácter **bactericida**, por ejemplo, el agua guardada en un recipiente de plata fuera del contacto constante del aire no presenta alguna putrefacción.

Como limpiar la plata

Los objetos los colocamos en un recipiente de aluminio que contenga agua y Na_2CO_3 . Hagamos que hierva. La plata volverá a ponerse brillante.

También podemos hacer otro experimento, que consiste en revestir el fondo de un vaso pyrex con una hoja de aluminio, sobre la cual pondremos una moneda de plata ennegrecida. Llenaremos la mitad del vaso con agua y carbonato de sodio y haremos que hierva suavemente, la pátina desaparecerá (Brent-Aliverti, 1975).

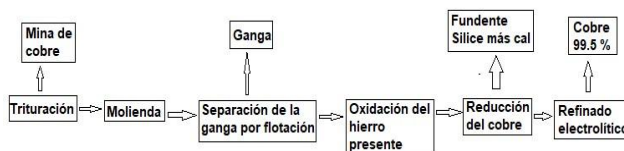
Obtención del cobre

La metalurgia del cobre a partir de sus **minerales sulfurados** se efectúa en varias etapas. La primera consiste en **tostar la mena al aire**, con el fin de que pierda la mayor parte del azufre. Luego se mezcla el mineral tostado con fundentes y se carga todo en un horno para proceder a su fundición. Con ello la ganga y parte del hierro se separan en forma de escoria, y el **Cu_2S** (sulfuro de cobre (I), **FeS** sulfuro de hierro(II) y pequeñas cantidades de otras impurezas forman una masa fundida que se reúne en la solera del horno (mata de cobre).

La mata bruta de cobre obtenida pasa entonces a unos convertidores especiales, en los que se separa el cobre obtenido del azufre y del hierro insuflando una corriente de aire a través de la masa fundida.

La fundición de cobre a partir de los minerales oxidados es mucho más fácil que la anterior, en principio, consiste en una simple reducción mediante carbón, proceso que no implica ninguna dificultad. Según parece, el procedimiento que se empleó en la antigüedad para extraer el cobre estaba basado en este principio. En Egipto, unos 3000 años antes de nuestra era ya se procedía a una considerable cantidad de cobre.

A continuación se tiene un esquema de bloques que indica las etapas del proceso metalúrgico para la reducción del cobre.



Cuando la mena contiene cobre nativo, basta separar el metal de la ganga, por pulverización y lavado, y fundir el cobre en polvo con un fundente apropiado.

Si la mena contiene cobre combinado pueden emplearse dos métodos generales:

- Método de lixiviación.** Consiste en tratar la mena triturada con H_2SO_4 diluido, que disuelve el mineral de cobre. El metal se separa entonces de la disolución por electrólisis. Este método sólo puede aplicarse cuando la mena contiene óxido o carbonato de cobre, solubles en el ácido.
- Método de fusión.** La extracción de cobre de una mena sulfurada implica varias operaciones laboriosas, porque muchas calcopiritas contienen gran proporción de sulfuro de hierro, que debe separarse, para lo cual se transforma éste en óxido y se elimina por último en forma de escoria, como silicato de hierro. Ver el tema anterior de chancado.

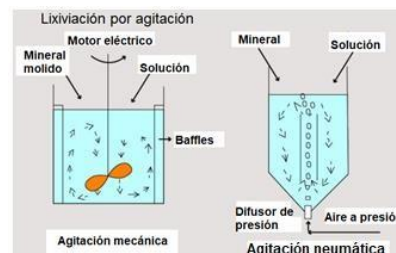
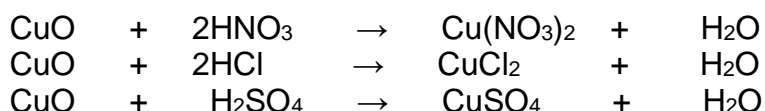
Como la cantidad de cobre en las menas que se **benefician** no excede **generalmente de 2%**, para que el proceso sea más rentable se recurre a lo que se llama concentración de la mena, a partir del porcentaje de metal en los compuestos de la roca se obtiene la ganga, que es separada por el **método de la flotación**, en el que se aprovecha la adsorción selectiva de las partículas de los minerales sulfurados (sulfuros metálicos) y de la ganga que los acompaña, de naturaleza silíceo.

Nuevo termino:

Adsorbato. Componente de una mezcla fluida separable por adsorción.

○ Lixiviación de la tenorita

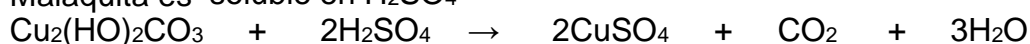
El **Óxido de Cobre (II)** es un óxido básico, así se disuelve en ácidos minerales tales como el ácido clorhídrico, el ácido sulfúrico o el ácido nítrico para dar las correspondientes sales de cobre (II):



○ Malaquita

La lixiviación de minerales que contienen cobre es un proceso químico de disolución, cuyo factor principal es la cinética de la reacción entre dichos minerales y el agente lixivante.

Malaquita es soluble en H_2SO_4



Propuesta de una estrategia didáctica para obtener cobre en el laboratorio.

Actividad experimental No. 5

Reducción de cobre por electrólisis

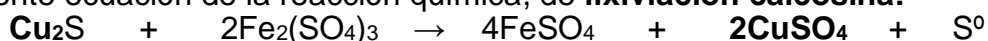
Propósito.

Obtención de Cobre por electrólisis a partir de una disolución de CuSO_4 .

Marco teórico

Los procesos hidrometalúrgicos para lixiviación de cobre se usan en minerales que contienen cobre de baja ley (bajo porcentaje del metal). Los minerales de óxidos del cobre pueden lixiviarse por cualquier método ya que el óxido de cobre pasa fácilmente a la solución salina de cobre mediante la acción de reactivos lixiviantes (ácidos diluidos) como: ácido sulfúrico, ácido clorhídrico y en ocasiones ácido nítrico.

El cobre de los minerales sulfurosos se puede hacer pasar a la disolución, observar la siguiente ecuación de la reacción química, de **lixiviación calcosina**:



La reacción de la interacción de sulfuro de cobre(I) y el sulfato de hierro(III)

Source: <https://es.chemiday.com/reactions/3-1-0-5023>:



De la disolución diluida de sal cuprosa que se forma, el metal se separa luego bien por **electrólisis**, bien por la acción del hierro metálico.

El cobre de extrema pureza (más del 99.95%) por lo general recibe el nombre de cobre electrolítico debido a que se obtiene mediante la reacción de electrólisis. Estos niveles tan extraordinarios de pureza son necesarios porque la mayor parte del cobre se utiliza para producir equipos eléctricos.

Los cables eléctricos deben realizarse con cobre muy puro, especialmente si hay que llevar la corriente eléctrica durante muchos kilómetros a través de líneas de transmisión de alto voltaje.

El cobre se corroe lentamente en aire húmedo, mucho más lentamente que el hierro. En primer lugar, se oscurece debido a la formación de una capa fina de óxido de cobre negro. Luego, con el paso del tiempo, el óxido se convierte en una pátina (un aspecto superficial que se forma con el tiempo) verde-azulado de carbonato básico de cobre.



Profesor, visitar la siguiente página para tener un apoyo didáctico acerca de la obtención de cobre a partir de la malaquita:

👉 <http://es.slideshare.net/cchnaucaipan/practica-siladin>

Una propiedad especial de este mineral **malaquita** es que es efervescente al toque con ácido clorhídrico, sulfúrico e incluso con nítrico diluido, produciendo una solución de color verde o azul turquesa.

Objetivos:

- ✓ Conocer más sobre el método de electrólisis.
- ✓ Separar por medio de electrólisis, al cobre del sulfato de cobre (II).
- ✓ Observar las reacciones, y los productos finales de la electrólisis.

Hipótesis:

A partir de la lixiviación de la malaquita obtendremos una solución salina que ayudará a el proceso de obtención de cobre (electrólisis). Consultar:

👉 <https://www.google.com.mx/search?q=Malaquita+y+obtenci%C3%B3n+de+cobr>

➤ Malaquita y obtención de cobre

Reactivos

Mineral Malaquita (**CuCO₃**) triturado, Mineral Tenorita (**CuO**) triturado, Carbonato de Sodio (**Na₂CO₃**), Ácido sulfúrico (**H₂SO₄**) en una relación de 1:4

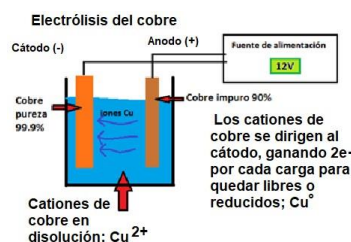
Material

Matraz erlenmeyer de 125 mL, balanza digital, bureta de 50 mL, probeta de 50 mL, Embudo de plástico, Matraz Aforado de 100 mL.

- Pesar metal, vaciar metal, agregar agua destilada, mezclar, filtrar mezcla, agregar ácido sulfúrico

Adecuar un procedimiento que lleve a obtener el cobre a partir de la malaquita. Observar el siguiente esquema:

Observaciones y conclusiones



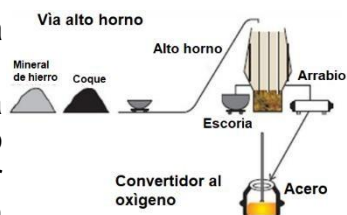
Concepto clave:

Se denomina lixiviación al proceso de separación del metal por ataque o disolución del mismo a partir de la mena tratada físicamente. Este proceso **hidrometalúrgico** consiste, en la disolución de mineral en forma iónica de metales valiosos (Cu, Zn, Au, etc.) de los minerales primarios y/o secundarios por reacciones de disolución efectuadas a condiciones de temperatura ambiente por intermedio de disoluciones acuosas. (<http://repositorio.unap.edu.pe/bitstream/handle>)

Siderurgia del hierro

El hierro es el **cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre**, después del oxígeno, el silicio y el aluminio. Además, se cree que el núcleo de la Tierra está compuesto en gran parte de hierro. Es muy poco frecuente encontrar al elemento en estado nativo y, por lo general, se encuentra en forma de mineral como la hematites, la magnesita, la limonita, la siderita y la pirita.

El hierro es un metal blanco plateado con punto de fusión de 1535° C y un punto de ebullición de 2750° C. Su símbolo químico **Fe**, procede de su nombre latino, ferrum. Es dúctil y maleable (resiliente). En estado puro es relativamente blando y ligeramente magnético, de todas las aleaciones la más conocida es el acero.



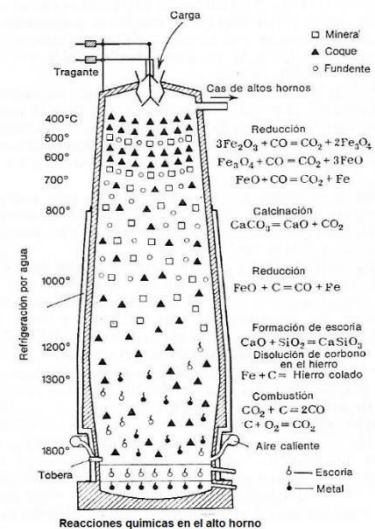
Hierro colado es el término empleado para describir distintas formas de hierro que también contienen carbono y silicio en concentraciones que se oscilan entre el 0.5 y el 4.2% del primero y el 0.2 al 3.5% del segundo. El hierro colado tiene una amplia variedad de aplicaciones en productos que comprenden desde delgados anillos hasta grandes cuerpos de turbinas.

El hierro forjado contiene pequeñas cantidades de otros diversos elementos entre los que se incluyen carbono, silicio, fósforo, azufre, cromo, níquel, cobalto, cobre y molibdeno. **El hierro forjado** puede fabricarse de distintas maneras y se usa ampliamente debido a su resistencia a la corrosión. Una de las formas más comunes de hierro es el arrabio, que se obtiene en un alto horno por la fundición de mena de hierro con coque (carbono prácticamente puro) y piedra caliza.

El arrabio está compuesto de hierro puro en un 90% aproximadamente y se utiliza sobre todo en la obtención de **hierro colado** y acero.

La producción moderna de hierro implica la calefacción de la mena de hierro con coque y piedra caliza en un alto horno, donde las temperaturas oscilan entre los 200°C en la parte superior del horno y 2000°C en su parte inferior. Algunos altos hornos tienen una altura similar a la de un edificio de 15 plantas y pueden producir 2180 toneladas de hierro por día. En el interior de un alto horno se llevan a cabo las siguientes reacciones de oxido-reducción ►

La reacción del coque con oxígeno para formar el monóxido de carbono y este reacciona con el mineral de hierro para formar hierro puro y dióxido de carbono. El hierro que se forma en el alto horno existe en forma fundida o arrabio, que debe extraerse por la parte inferior. La escoria también está fundida pero es menos densa que el hierro (Nekrasov, 1981)



El hierro dulce contiene un 0.2% de carbono. Si queda fósforo es quebradizo en frío, y si hay azufre quebradizo en caliente. La estructura física del hierro dulce o forjado obedece en parte a delgadas películas de escoria retenidas entre las capas de hierro puro.

El hierro dulce o forjado ha sido reemplazado en parte por el acero dulce, sin embargo no es tan tenaz como el hierro forjado, por carecer de la estructura fibrosa de este último [Babor J. A. Química general moderna. Capítulo 32].

Argumento

En la reacción de **reducción**, el agente reductor es el monóxido de carbono cuyos números de oxidación son; $C^{+2}O^{-2}$ el carbono cede $2e^-$ al hierro para transformarse en Fe^0 libre y CO_2 donde el carbono pasa a C^{+4} y se dice que se ha oxidado porque incremento su número de oxidación.

La piedra caliza se añade a la mezcla que reacciona para eliminar impurezas de la mena metálica. El producto de esta reacción, conocida como escoria, consta principalmente de silicato de calcio.

Concepto clave:

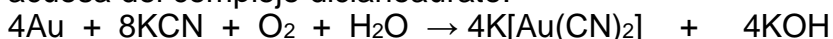
- Agente reductor

Sustancia metálica, gas (CO), $H_{2(g)}$, HI , $NH_{3(g)}$ que durante una reacción química separa o libera a un metal o no metal o se forma otro compuesto.

Hidrometalurgia del oro

Además de los problemas de contaminación atmosférica relacionados con la extracción de metales mediante procesos pirometalúrgicos, también existe el problema de los costos de la energía. De alguna forma se debe proporcionar calor, y esto cuesta dinero. En consecuencia, la industria metalúrgica continuamente buscando nuevos métodos de purificación, y uno de éstos, empleado algún tiempo en la extracción de oro y cobre, es la hidrometalurgia. **En este proceso se efectúa la extracción en solución acuosa, lo que reduce de manera considerable los problemas de la contaminación.**

Tradicionalmente, los minerales con bajo contenido de oro, como los que quedaron en Comstock Lode, Nevada, tras la Fiebre del oro de principios de la década de 1870, se extraen tratando el mineral triturado con una solución de cianuro de potasio. El oro integrado en complejos se precipita añadiendo cinc metálico en polvo a la solución acuosa del complejo dicianoaurato.



Video de you tube. 10.21 minutos. Para argumentar y exponer en clase

Como funciona el proceso de lixiviación para la obtención de oro. 9 mayo de 2020

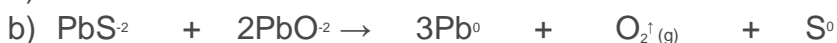
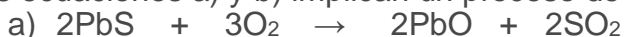
<https://www.youtube.com/watch?v=6VBg9I9vwFM> (Max Schwarz)

Por supuesto, eliminar los desechos de las soluciones de cianuro, que contienen varios cianocompuestos, presenta su propio conjunto de peligros ambientales.

Tostación- reducción

Todos los metales se obtienen por reducción de sus óxidos con coque. La principal mena de plomo es la galena, previa a la reducción, esta mena se somete a tostación al aire para formar el óxido:

Las ecuaciones a) y b) implican un proceso de **tostación-reducción**.



Dentro de la familia **IVA** o 14. Similar al carbono, su estado de oxidación es +4, todos forman muchos compuestos que tienen 4 enlaces covalentes al átomo de metal, el Ge, Sn y Pb exhiben un estado de oxidación dos menor que el máximo. Sin embargo, ninguno forma un ion o catión 4+ o 4- (Dillard-Goldberg, 1977 pp. 559).

El **germanio** satisface con dificultad esta clasificación como metal porque el elemento cristaliza en la red de diamante y tiene propiedades semiconductoras.

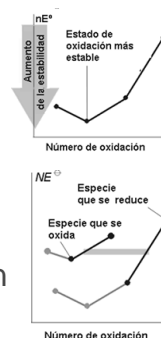
El **estaño** existe en dos modificaciones alotrópicas; el estaño blanco, que es típicamente metálico, y el estaño gris, que cristaliza en la red de diamante, tiene una densidad baja y es quebradizo. La transición de **Sn**(blanco) a **Sn**(gris) ocurre a 13.2°C. El **plomo** cristaliza solamente en una forma metálica.

En sus compuestos presentan números de oxidación +4 y +2 (figura, modelo de diagrama de Frost), al descender en el grupo aumenta la estabilidad del estado de oxidación **+2** (efecto del par inerte).

El **Sn(II)** y el **Ge(II)** son agentes reductores, pero el **Pb(IV)** es un poderoso agente oxidante, se descompone por calentamiento a 300°C



Nota: Se denomina **efecto del par inerte** a la tendencia del par de electrones **s** de los orbitales atómicos más externos a no ser compartidos en los compuestos de los metales de la serie de post transición. (<https://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/efecto-del-par-inerte>).



La rentabilidad de la explotación de todos los minerales

Los aspectos más importantes considerados para la extracción y rentabilidad de un yacimiento mineral se pueden clasificar en los siguientes factores:

Precio del metal.

Costo de extracción.

Costo de producción.

Emplazamiento geográfico.

Naturaleza y magnitud del depósito.



Los yacimientos minerales se clasifican en

1. metálicos, que es la combinación de un elemento metálico y un compuesto o elemento no metálico; con frecuencia se le conoce como mena (material rentable con material estéril); los subproductos obtenidos o material estéril se conocen como ganga, los cuales son compuestos o elementos no metálicos de la roca encajonante en que están asociados los minerales de las minas.
2. no metálicos, su diferencia con los yacimientos metálicos es que desaparece el concepto de mena y se le denomina yacimiento, y la ganga se llama desecho.

El costo de los no metales es menor a de los metales, sólo que en las minas metálicas existe gran cantidad de ganga. Actualmente en la prospección geológica de yacimientos en México, los parámetros para la extracción de un yacimiento estriba en los factores que se describen a continuación:

Metales preciosos: **Au, Pt, Ag.**

Metales no ferrosos; **Pb, Cu, Zn, Sn, Al.**

Metales secundarios; **Sb, Be, Bi, Cd, Mg, Hg, As.**

Las menas son compuestos naturales en los que la concentración del metal respectivo es suficiente para que su extracción resulte provechosa. Esta concentración varía según el precio de los metales:

Una mena con 10% de hierro no tiene valor metalúrgico, mientras que un mineral con 10% de cobre justifica su explotación.

Mientras un mineral que contenga un 0.002% de oro constituye una excelente mena de este metal. [Babor J. A.(1997) Química General Moderna. Página 494. Cuarta edición española, Ed. Nacional].

También hay que tener en cuenta la composición del mineral. Una mena sulfurada que contenga un 46% de hierro debe desecharse por una mena óxido con menor proporción del metal.

Dentro de los metales ferrosos el hierro es el segundo elemento metálico abundante en la corteza terrestre. En México se encuentra en diferentes estados, pero los más importantes son:

Las Truchas, Cerro del Mercado y Peña Colorada, teniendo un 65% del total del mineral.

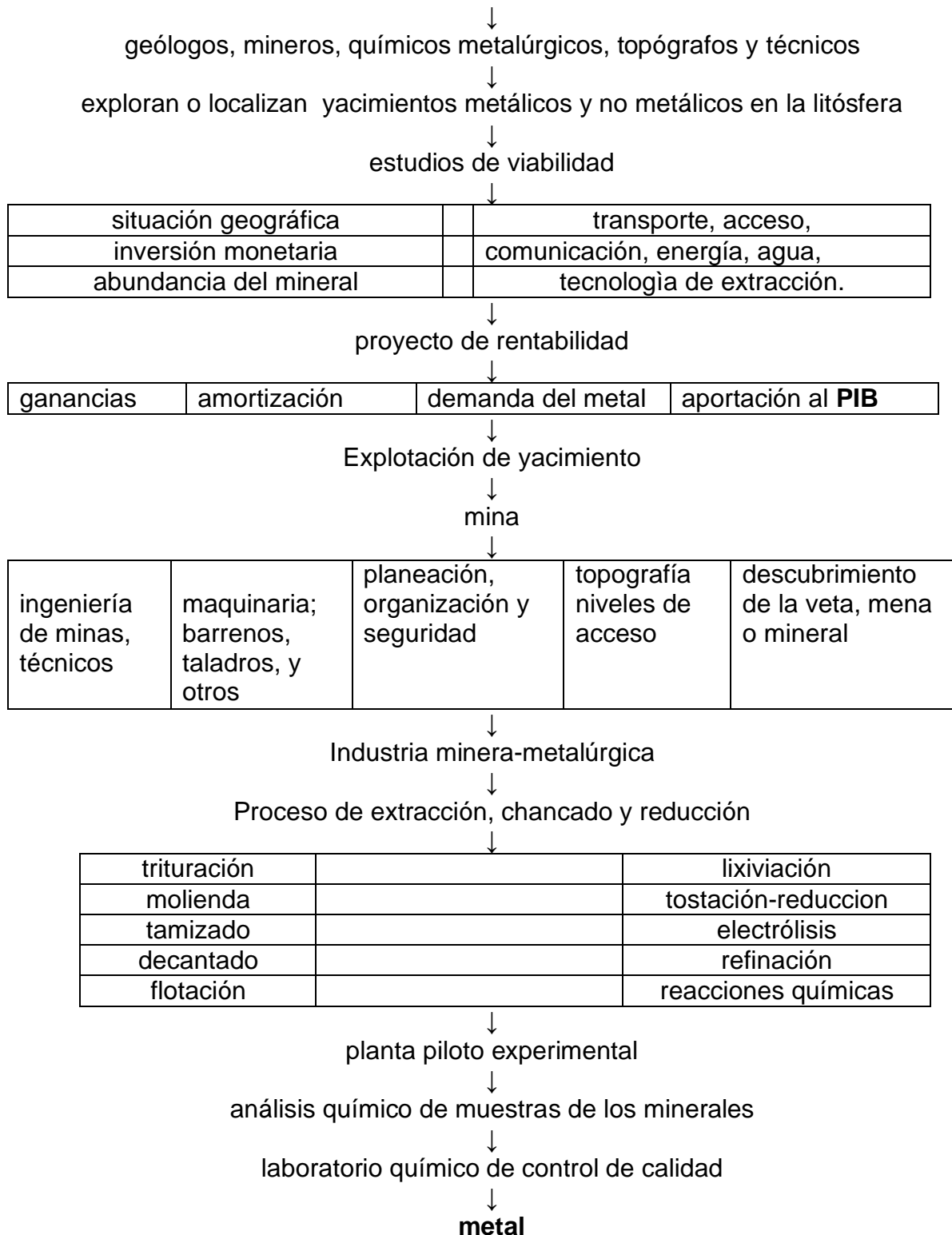
Su uso industrial más importante es en la elaboración de la aleación el carbón llamada acero, lo cual da origen a un sinnúmero de aplicaciones industriales.

Nombre del mineral	Magnetita	Hematita	Siderita	Pirita
Contenido	50 a 70%	35 a 60%	30 a 40%	45%
Fórmula mínima del mineral	Fe_3O_4	Fe_2O_3	FeCO_3	FeS_2
Color	Negro	Rojo	Marrón	Amarillo

Los metales secundarios ocupan una producción mundial que va en promedio de unas 30,000 toneladas por año, ocupando México un lugar preponderante en la producción de estos metales. Su uso está encaminado en todas las ramas industriales que podamos imaginar con lo cual su importancia económica es un factor que entraña estrategias en el mercado internacional.

A continuación se propone un organizador gráfico para la obtención de los metales a partir de los yacimientos:

INDUSTRIA MINERO-METALÚRGICA



1. Para obtener el cinc libre o reducido.

$$\text{ZnO} + \underline{\hspace{2cm}} \rightarrow \text{Zn}^0 + \text{CO}_2$$

3. ¿Cuál es el estado de combinación o de oxidación que tiene el azufre en el dióxido de azufre, **SO₂**?

4. Si en el CO_2 el carbono tiene un número de oxidación de +4 ¿Cuál será el número de oxidación del carbono como agente reductor en forma de CO ? ____.

5. ¿Cuál es la principal mena del estaño?_____.

6. Obtención de estaño.

De acuerdo a la figura anterior (infografía) donde se describen las etapas para la obtención del **Sn**, completa los espacios que indica el proceso para su reducción.

El mineral se _____ y se enriquece en _____ de estaño por _____, después se _____ y se calienta con _____ en un horno de reverbero con lo cual se obtiene el metal.

7. ¿Por qué al sulfuro de estaño (IV) se le aplica previamente el proceso de tostación para obtener o reducir al estaño?


8. **Lixiviación de la pirita:** balance la siguiente ecuación química,



9. Para la obtención de la plata y el aluminio ¿Por qué no se aplica la reacción de tostación?

A3. Los estudiantes identifican los principales procesos en la obtención de metales y comprende que éstos pueden ser físicos y químicos, al analizar información documental y al experimentar(**N2**).



 **Reacción química de desplazamiento.** Con este tipo de reacciones el profesor propondrá a los estudiantes actividades experimentales para observar la reactividad química de los metales.

Como se observa en la serie de actividad química empieza por los elementos menos electronegativos; por esta razón sumergido un metal en la disolución de una sal o de un ácido, el metal puede ceder electrones a la solución y convertirse en cationes en medio acuoso; tendencia que disminuye a medida conforme se avanza en la serie, especialmente en la parte baja; hasta el punto que aumenta la resistencia del átomo a pasar a catión convirtiéndose

Los metales que se encuentran por debajo del hidrógeno tienden a ser cada vez más pasivos, esto se conoce como estabilidad química son los que resisten la corrosión y no reaccionan con los ácidos es esta la característica por lo que se les conoce como metales nobles. **A excepción del mercurio que es tóxico, la plata, oro, platino y cobre son bactericidas.**

Los metales con gran actividad reaccionan con el agua fría y otros en condiciones normales reaccionan con el **HCl** además de ser reacciones espontáneas son exotérmicas desprendiendo en ambas energía, inclusive también reaccionan con el alcohol etílico. El hierro con el ácido acético la reacción es muy lenta al medio ambiente.

NAYOR	PUEDE REDUCIRSE /		Litio	
			Potasio	
NAYOR	PUEDE COLABORAR		Sodio	
			Calcio	
NAYOR	ACTIVIDAD QUÍMICA		Magnesio	Se desplazan al vapor del H ₂ O fría
			Aluminio	
			Zinc	
			Cromo	
			Hierro	
			Cadmio	
			Cobalto	
			Níquel	
			Estatío	
			Plomo	
			Hidrógeno	
			Antimonio	
			Bismuto	
			Cobre	
			Mercurio	
			Plata	
			Brómoo	
			Platino	
			Cloro	
			Oro	

Se combinan directamente con el oxígeno

Se combinan con el hidrógeno para formar compuestos.

Se combinan con el oxígeno para formar óxidos.

Se combinan directamente con el hidrógeno para formar hidruros.

Se combinan directamente con el oxígeno para formar óxidos.

La serie de actividad química es útil para:

1. Predecir reacciones de desplazamiento simple, y desde el punto de vista de oxido-reducción, el metal más activo se dice que es el agente reductor frente a una sal de un metal menos activo.
2. También para predecir pares galvánicos o pilas voltaicas, por ejemplo una pila con zinc y cobre es excelente por la diferencia de actividad química o diferencia de potencial.
3. Para predecir que metales de sus sales, puede reducir o desplazar el hidrógeno, obviamente de los que se encuentran por debajo de este gas en la serie.

Tarea para el estudiante.

Videos de you tube. Hacer un resumen y exponer en clase

PREDICCIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS ¿QUÉ PASA SI COMBINO ESTO CON ESTO? | REACCIONES DE SUSTITUCIÓN. 8 marzo 2020

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=RX-Ve2Ym5SE>

Hidrógeno Desplazado por Metales. Serie de Actividad de los Metales. 7 oct. 2018

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=07IBxoOGLq4>

Existen metales que desplazan al hidrógeno del ácido clorhídrico y otros que desplazan al hidrógeno del agua fría y en algunos casos sólo si es agua caliente la reacción es más rápida.



Lo anterior significa que no todos los metales tienen la misma reactividad química, por ejemplo el zinc, aluminio y hierro no reaccionan con el agua a la temperatura ambiente de manera espontánea, y si llegará a suceder sería muy lento.

Finalmente se tiene **una reacción extraña** al obtener potasio metálico:



El **potasio** es un agente **reductor más fuerte** que el sodio, sin embargo, tiene un punto de ebullición menor a 770°C que el sodio de 892°C, de modo que es más volátil a 892°C y destila con mayor facilidad.

El potasio metálico no se puede obtener por electrólisis de KCl fundido porque es demasiado soluble en este último y no flota en la parte superior de la celda.

Los no metales presentan grandes dificultades para dar electrones; pero los reciben con facilidad en solución, constituyendo iones negativos muy estables. Las reacciones de desplazamiento simple tal como con la cementación el cobre se basan en la serie de actividad química.

En la escala de electronegatividades, se presentan a los elementos en el orden de mayor a menor tendencia a recibir electrones, por lo tanto el Flúor desplaza a los demás elementos de sus compuestos no oxigenados.

Sin necesidad de un estudio profundo de las propiedades de cada metal, podemos exponer algunas generalidades respecto a su estado en la naturaleza. Del orden de actividad química se deduce que únicamente podrán existir en estado libre o nativo los elementos detrás del hidrógeno en la serie electromotriz. Esta conclusión puede deducirse del hecho de que si un metal situado por encima del hidrógeno en la serie se expone a la acción del agua o del aire húmedo, se desplaza el, hidrógeno y se forma el hidróxido, el óxido o el carbonato respectivo.

Así, los únicos metales de transición que se encuentran en estado nativo son el cobre, el mercurio, la plata, el oro y los metales del grupo del platino. A diferencia de las reacciones de síntesis, combustión y descomposición, muchas reacciones químicas implican sustituir un elemento de un compuesto.



Estrategia didáctica para demostrar el proceso de reducción metálica por inmersión.

Actividad experimental No. 6

Obtención de cobre por el proceso de cementación

Propósito. Observar la reacción de desplazamiento entre un metal y una oxosal en disolución acuosa en medio ácido.

Lixiviación hidrometalúrgica

El proceso de transferencia de electrones es más notorio en algunas reacciones redox que en otras. Cuando se agrega zinc metálico a una disolución ácida que contiene sulfato de cobre (II) el zinc reduce al Cu^{+2} . En el proceso la disolución pierde el color azul que denota la presencia de iones Cu^{+2} hidratados (Chang R. Goldsby, 2013).

Materiales

Lámina de **Zn, Fe, Al** y Sulfato de cobre en concentración 0.5 molar, H_2SO_4 , Agua destilada. Gotero y dos vasos de precipitados de 250 mL, parrilla eléctrica, filtro o placa de vidrio, dos probetas de 100 y 10 mL, varilla de vidrio, lija metálica de grano fino para eliminar cualquier impureza de las superficies metálicas. Lentes protectores, ventilación y bata.

Tarea para el estudiante.

Ver video en you tube. Subido por ondacampus, 7 noviembre 2011.

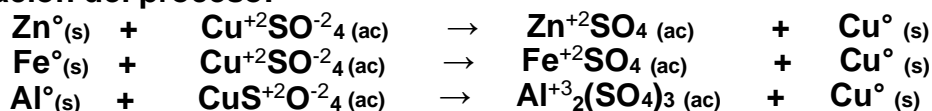
“Obtención de cobre por el proceso de cementación”

<https://vimeo.com/31716199>

Procedimiento

1. Vertemos 100 mL de la disolución de sulfato de cobre al vaso de precipitados.
2. Agreguemos 5 mL de H_2SO_4 concentrado.
3. Colocamos un trozo de zinc en la disolución ácida de sulfato de cobre.
4. Calentar hasta que desaparezca totalmente el color azul de la disolución.
5. Repetir lo mismo con el hierro o esponja de hierro y aluminio.
6. Observar qué es lo que sucede.

Interpretación del proceso:



Argumento

Como se observa en las tres ecuaciones donde reacciona el Zn, Fe y Al, acontecen reacciones de óxido-reducción, los tres metales al estado libre o reducido ceden electrones al cobre para desplazarlo del sulfato y los metales activos se combinan o se oxidan formando nuevos sulfatos. El oxígeno y el azufre no sufren cambios en sus números de combinación.

Sin uso de corriente eléctrica sino por vía húmeda a estos procesos se les conoce como **reducción hidrometalúrgica**.

Se observa que el zinc desplaza al cobre de su sal o lo sustituye dejando libre el cobre o reducido.

Concepto clave:

➤ Actividad química.

- ✓ La facilidad que tiene un elemento metálico para ceder sus electrones del nivel externo.
- ✓ La alta reactividad química que tiene un metal para oxidarse o combinarse rápidamente.
- ✓ La rapidez con la cual un elemento metálico reacciona con el agua en condiciones normales, por ejemplo; Li, K, Na y Cs.
- ✓ La capacidad que tiene un metal para desplazar al hidrógeno de los ácidos, como el **HCl** o el **H₂SO₄**.
- ✓ Tendencia a formar compuestos con los no metales.
- ✓ La facilidad de formar cationes en disolución.

➤ Reducción metálica

Cuando un metal queda libre por medio de una reacción de desplazamiento simple se dice que se ha reducido y su estado de oxidación es cero (M⁰).

Tarea para el estudiante. Video de you tube

Electrolisis del Cloruro de Cobre (II) 29 jul. 2016; 2.25 minutos (argumentar en clase)

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=CXcEF7gQVDQ>

Un metal no siempre reemplaza a otro metal en un compuesto disuelto en agua.

Esto se debe a que los metales difieren en reactividad. **La reactividad de un metal es su capacidad para reaccionar con otra sustancia.**

Ejemplo, cuando un metal sustituye a otro metal en un compuesto disuelto en agua es cuando se introduce un espiral de alambre de cobre puro en nitrato de plata acuoso. Los cristales brillantes que se acumulan en el alambre de cobre son átomos de plata que sustituyeron los átomos de cobre.

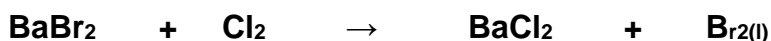


Un metal puede sustituir otro metal en un compuesto disuelto en agua y un no metal puede reemplazar otro no metal en un compuesto.

Las siguientes reacciones de desplazamiento simple se basan en la escala de electronegatividades de Pauling:

ESCALA DE ELECTRONEGATIVIDAD DE PAULING							
Fluor	4.0	Selenio	2.4	Germanio	1.7	Estroncio	1.0
Oxígeno	3.5	Hidrógeno	2.1	Estaño	1.7	Litio	1.0
Cloro	3.0	Fósforo	2.1	Berilio	1.5	Bario	0.9
Nitrógeno	3.0	Telurio	2.1	Aluminio	1.5	Sodio	0.9
Bromo	2.8	Boro	2.0	Escandio	1.3	Potasio	0.8
Azufre	2.5	Arsénico	2.0	Itrio	1.3	Rubidio	0.8
Carbono	2.5	Antimonio	1.8	Magnesio	1.2	Cesio	0.7
Iodo	2.4	Silicio	1.8	Calcio	1.0		

El Flúor reemplaza el bromo, en agua que contenga bromuro de sodio disuelto. Sin embargo, el bromo no reemplaza el flúor en agua que contenga fluoruro de sodio disuelto.



Existe desde el punto de vista ingenieril, otra serie electromotriz que solo hace referencia a la corrosión cuando se trabaja en aguas salinas, donde los materiales son listados en orden creciente a su susceptibilidad a corrosión.

Los factores que modifican la velocidad de disolución están relacionados con fenómenos químicos o físicos que impiden o previenen que las reacciones de corrosión tengan lugar.

Únicamente aquellos metales que tienen la capacidad de formar una película de óxido protectora frente a la corrosión pueden ser empleados en implantes ortopédicos.

Serie electroquímica de metales y aleaciones en agua de mar

Extremo más noble (menos susceptible al ataque corrosivo)	Platino
	Oro
	Titanio
	Plata
	Aceros inoxidables pasivos
	Bronces (aleaciones Cu-Sn)
	Cobre
	Latones (Cu-Zn)
	Plomo
	Acero/Hierro
	Aluminio/Cadmio
	Cinc
Extremo más activo (más susceptible al ataque corrosivo)	Magnesio

(Duffo S. Gustavo, 2005)

Cuestionario número 6.



Trabajo en equipo

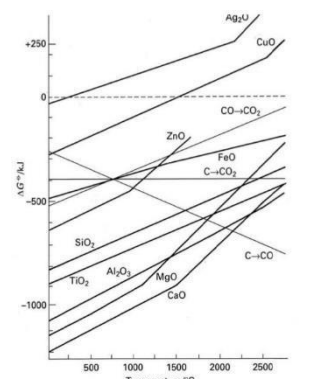
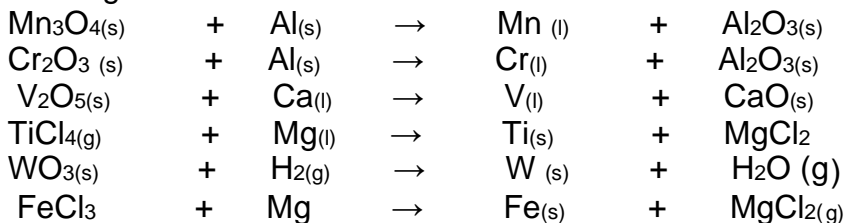
Los estudiantes indagaran con la **bibliografía recomendada** y otras fuentes las siguientes preguntas para exponerlas en clase y obtener conclusiones

Contesta:

1. Un pedazo de metal de aluminio se coloca en KCl acuoso. Otro pedazo se coloca en disolución de AgNO_3 acuosa. Explica por qué ocurre o no una reacción química en cada sustancia [**Dingrando-Gegg, et-al, (2002) capítulo 10**].
2. Consideras que ocurra la reacción entre $\text{FeSO}_{4(\text{ac})}$ frente a cobre metálico? Argumenta tu respuesta. También consultar “**El Blog del Profesor Francisco Díaz Uceda**”. En:

<http://fdiazuceda.blogspot.mx/2017/03/tecnologia-industrial-i-tema-7-metales.html>

3. Balancea las siguientes ecuaciones químicas y con base al **concepto clave de reducción** argumenta para cada una cual es el agente reductor:



Los metales poco electropositivos (Ag_2O , CuO , ZnO , FeO) se pueden reducir con facilidad por vías diversas.

file:///C:/Users/Francisco/Documents/Tema_15.pdf

4. Escribe las ecuaciones balanceadas de las siguientes reacciones de sustitución simple que pueden ocurrir en agua. Si no ocurre reacción alguna, escribe **NR** en lugar de los productos:

- a. Níquel + cloruro de magnesio \rightarrow
- b. Calcio + bromuro de cobre (II) \rightarrow
- c. Potasio + nitrato de aluminio \rightarrow
- d. Magnesio + nitrato de plata \rightarrow

5. Las características de los metales de transición es que tienen incompletas las subcapas **d** o con facilidad dan origen a iones que tienen incompletas estas subcapas. Explica por qué Chang R-Goldsby, 2013 en el capítulo 23, establece que los metales del grupo 2B: **Zn, Cd y Hg** en realidad **no son metales de transición interna**.



El profesor recomendará.

Nota: El estudiante podrá acudir a **Google** para consultar el libro de texto Chang R. Goldsby.

Los metales libres en la naturaleza

La serie electromotriz indica que los metales que se encuentran por debajo del hidrógeno tienden a perder su actividad química y ganan gran estabilidad química o inercia química, denominados metales nobles.

Los **metales nobles** son aquellos metales que tienden a mantenerse **estables sin reaccionar con otros elementos**, especialmente con el oxígeno, por lo que **no se oxidan y son resistentes a la corrosión** (no confundir con gases nobles).

La «nobleza» de estos metales se basa precisamente en el detalle de que **pueden ser manipulados y usados para fines duraderos y estables en el tiempo**, por lo que no se corroen, garantizando de esta forma la calidad de los sistemas o productos donde son utilizados.

Son **inertes o poco reactivos químicamente** debido a su estabilidad a nivel orbital, por lo que sufren pocos cambios ante la presencia de otros elementos o cuando son expuestos al aire libre.

Anteriormente se habló de estos elementos y en especial el oro y la plata. El resto es conformado por el llamado «Grupo Platino». En total son 8: oro, paladio, rutenio, plata, osmio, platino, rodio, iridio. Algunas características:

Son **brillantes y maleables**, además de **dúctiles**.

Son **inertes químicamente** (Baja reactividad química).

Resisten bien la humedad del aire, la corrosión y oxidación.

Son difíciles de encontrar y de extraer en la naturaleza.

Tienen gran **inercia química**.

Son de **baja dureza**.

Tienen excelentes propiedades de **conductividad eléctrica y calórica**, por lo que los metales nobles son conductores de electricidad.


Buenos **catalizadores**.

				Cu		
		Ru	Rh	Pd	Ag	
	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	

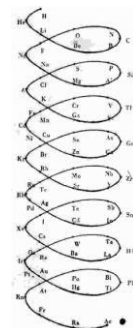
Podemos clasificar los metales nobles de la siguiente manera:

Metales nobles: resisten muy bien la oxidación y la corrosión en todo tipo de ambientes, incluyendo ambientes ácidos y básicos en tierra y el agua. No son reactivos (baja reactividad y gran actividad catalítica). El más conocido es el oro (Aurum).

Metales seminobles: también existen metales que sufren ataques químicos cuando son expuestos a atmosferas corrosivas, es decir, son poco reactivos, como la plata, cobre y mercurio que se denominan seminobles.

 Con el uso de la tabla periódica moderna **el profesor** explicará a los estudiantes las propiedades periódicas; radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad así como el carácter metálico.

Recordemos el caracol telúrico de Chancourtois (Alcántara Barbosa, 1994) fue el precursor de la tabla periódica en 1862. ►



Propiedades periódicas

La periodicidad, encontrada por **Mendeleev** en 1869, va más allá de la apariencia similar de los elementos en cada familia y de su comportamiento químico semejante. Existen multitud de otras propiedades de los elementos y sus compuestos que muestran un comportamiento periódico. Unas son de estricto carácter atómico, como la afinidad electrónica y la energía de ionización, otras son atribuibles a los átomos combinados.

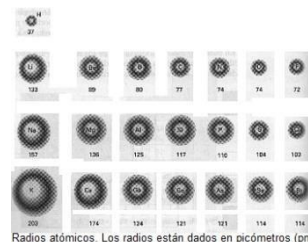
Los químicos han introducido **el concepto de tamaño iónico** para analizar con él una multitud de fenómenos, por lo que se presentaron escalas de radio atómico generadas. Posteriormente abordaremos un concepto fundamental para el químico; **la electronegatividad**. Con ella han intentado explicarse una gran cantidad de hechos relacionados con la reactividad y estructura de las sustancias.

Es increíble cómo al asignar un solo número a cada átomo ha permitido al químico ser predictivo de tal número de manifestaciones de los átomos, sus enlaces, las estructuras de sus compuestos y varios aspectos de su comportamiento químico. Desde luego, no toda explicación usa una escala de electronegatividad, por lo que se debe ser cauteloso en extrapolaciones peligrosas.

Tendencias de los radios atómicos y iónicos

El hecho de que las posiciones de los electrones en los átomos o iones no puedan determinarse con precisión hace que la definición del radio de tales especies sea imprecisa. Aun cuando se tuviera una definición precisa, la medida del radio definido daría respuestas distintas para técnicas de medición diferentes porque cada una de estas últimas puede perturbar el átomo de manera diferente.

Nota: Picómetro (pm, 10^{-12} metros).



Radios atómicos. Los radios están dados en picómetros (pm)

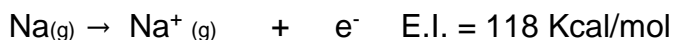
Radio iónico. Cuando un átomo metálico pierde electrones para convertirse en ion positivo se observa un cambio importante de tamaño. Generalmente se pierden los electrones de la capa con número cuántico principal más elevado; así el ion resultante queda con una capa menos que el átomo metálico. Además, el ion metálico tiene un exceso de carga positiva con respecto de la negativa, lo cual significa que el núcleo positivo puede sujetar sus electrones con mayor firmeza [Petrucci (1997) Química general. Capítulo 8. Addison-Wesley Iberoamericana].

El ion sodio **Na⁺** es más pequeño que el átomo de neón **Ne**, por ser isoeléctrico con éste (tiene el mismo número de electrones) pero tiene una unidad de carga positiva adicional en su núcleo.

Ion	Radio Å	Ion	Radio, Å	Ion	Radio Å
Li ⁺	0.60	Be ²⁺	0.31	Al ³⁺	0.52
Na ⁺	0.95	Mg ²⁺	0.65	Fe ²⁺	0.76
K ⁺	1.33	Ca ²⁺	0.99	Fe ³⁺	0.64
Rb ⁺	1.48	Sr ²⁺	1.13	Co ²⁺	0.74
Cs ⁺	1.69	Ba ²⁺	1.35	Co ³⁺	0.63

Las energías de ionización

Sus valores incrementan conforme aumenta el número atómico, en contraste en cualquier columna o familia existe una disminución gradual con el aumento del número atómico. La energía electrónica que primero provoca la ionización puede considerarse como la energía necesaria para eliminar completamente un electrón de un átomo del elemento bombardeado y que genera un **ion positivo**.



M= metal

H	13.60
Li	5.39
Na	5.14
K	4.34

A esta energía se le llama primera energía de ionización (electronvolts). Observar la tendencia descendente del grupo **IA**. ►

Primera energía de ionización del tercer periodo.

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
5.14	5.99	7.65	8.23	10.49	10.36	12.97	15.76

Los valores se incrementan de izquierda a derecha. En unidades de electronvolts. Los tres primeros son los más activos. En condiciones normales el Argón es imposible ionizarse.

Nota: 1ev/átomo = 23.06 kcal/mol (5.14 ev/átomo de sodio = 118 Kcal/mol)

El incremento de la energía de ionización de izquierda a derecha de la tabla es una consecuencia del aumento de la carga nuclear (número de protones y neutrones).

Además de la primera energía de ionización, pueden determinarse otras; segunda, tercera etcétera. Estas mediciones proporcionan las mismas evidencias para su estructura atómica que la primera energía de ionización. Por ejemplo, en el aluminio, la segunda es aproximadamente tres veces mayor que la primera, la tercera es uno o dos tercios mayor que la segunda, en tanto la cuarta es cuatro veces mayor que la tercera.

“Las energías de ionización dependen de los mismos factores que la actividad química: magnitud de la carga nuclear, distancia entre el núcleo y los electrones externos, efecto protector y subnivel de electrones”.

- ✓ A mayor carga nuclear, mayor energía de ionización.
- ✓ Mientras mayor es el efecto pantalla, menor es la energía de ionización.
- ✓ Mientras mayor es la distancia entre el núcleo y los electrones externos del átomo, menor es la energía de ionización.
- ✓ Un electrón en un subnivel que está lleno o a medio llenar, requiere energía adicional para ser removido.

Carácter metálico

A diferencia de las energías de ionización, que son siempre endotérmicas, las afinidades electrónicas pueden ser endotérmicas o exotérmicas.

Los metales tienen energías de ionización y afinidades electrónicas bajas y los no metales energías altas.

Conforme es mayor el radio del metal, presenta más marcada su conducta metálica.

Ha de advertirse, no obstante, que un solo carácter no es siempre suficiente para indicar la reactividad química de un elemento, porque la actividad está determinada por un conjunto de ellos (tamaño, electronegatividad o electropositividad, estructura atómica, valencia, estructura cristalina del elemento, influencias externas ...).

La regla general establece que un metal es más metálico en cuanto tiene la facilidad para ceder los electrones del nivel externo en las reacciones químicas.

Electronegatividad

Los químicos requieren de una escala comparativa que relaciona la capacidad de los elementos a atraer electrones cuando sus átomos se combinan. **La tendencia de un átomo a atraer hacia sí los electrones que comparte cuando está unido con otro átomo, se llama electronegatividad.**

Los metales poseen una electronegatividad **menor de 2.0** y se denominan electropositivos, mientras que aquellos con electronegatividad **mayor que 2.5** se ubican a la derecha de la línea de trazo oscuro en zig-zag (línea metaloide) y se llaman “electronegativos”. Los elementos metaloides son aquellos cercanos a la línea metaloide y su conducta química depende del elemento con que se combine.

La electronegatividad varía con la energía de ionización y la afinidad electrónica.

La electronegatividad es una propiedad periódica que se incrementa hacia arriba y a la derecha de la tabla periódica. De este modo, un valor comparativamente grande de **la electronegatividad es una propiedad característica de un no metal.**

Linus Pauling, ganador de dos premios Nobel y famoso debido a la vitamina C común.

En 1954 Premio Nobel de Química y Premio Nobel de la Paz en 1962. En 1979 publicó el estudio *Cancer and Vitamin C*.

Cuestionario número 7.

- ¿Por qué aumenta el radio atómico en el sentido vertical de arriba hacia abajo?
- Argumenta porque el autor **Malone**, 2007: 5.37 acomoda los siguientes iones y átomos en este orden de radios crecientes: Mg^{2+} , K^+ , S , Mg , S^{2-} , Se^{2-}
- ¿Por qué el flúor tiene un radio atómico muy pequeño?
- ¿A qué se debe que el plomo es de un radio atómico muy grande?
- En cada uno de los siguientes pares de elementos ¿Cuál tiene el radio más grande? A) **As** o **Se**. B) **Ru** o **Rh**. C) **Sr** o **Ba**. D) **F** o **I**.
- Cuatro elementos tienen los siguientes radios 117 pm, 122pm, 129pm, y 134pm. Los elementos son V, Cr, Nb y Mo. ¿Qué elemento tiene un radio de 117 pm y cual un radio de 134 pm? (respuesta Malone, 5.23: página 637).
- Ordena los siguientes elementos según la fuerza creciente con que sus electrones externos son atraídos por el núcleo: **Bi, Cl, Ne, Te y Tl**.

Con base a las propiedades de los átomos alcalinos ►

Elemento	Z	Configuración	Potencial de ionización primario	Potencial de ionización secundario	Radio iónico
					Å
Li	3	2,1	5.39	75.6	0.68
Na	11	2,8,1	5.14	47.3	0.98
K	19	2,8,8,1	4.34	31.8	1.33
Rb	37	2,8,18,8,1	4.18	27.4	1.48
Cs	55	2,8,18,18,8,1	3.89	23.4	1.67
Fr	87	2,8,18,32,18,8,1	-	-	(1.75)

- ¿Por qué es más grande el potencial de ionización secundario de este grupo?
- ¿Por qué el radio iónico aumenta con relación a la carga nuclear?
- ¿Cuál de los metales alcalinos cede con más facilidad su electrón de valencia?



Considerando los conocimientos previos sobre el comportamiento metálico, **el profesor explicará** a los estudiantes la clasificación de los metales con base a su actividad química.

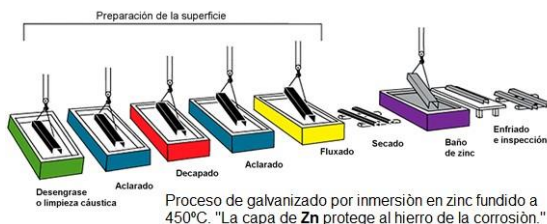
Serie de actividad de los metales

No todos los metales tienen la misma facilidad para reaccionar con el hidrógeno. Se ha tomado experimentalmente su potencia mediante aparatos eléctricos, que dan una medida exacta, observando que unos metales tienen demasiada actividad, algunos reaccionan difícilmente y otros no reaccionan.

La actividad química de los metales depende de la facilidad para formar iones positivos o cationes, al perder electrones. Estos son los elementos más electropositivos. Con arreglo a esta actividad química se han ordenado en orden decreciente de actividad, llamada **serie electromotriz**. ►

Cs	Reaccionan con el agua fría para producir hidrógeno e hidróxidos y reaccionan violentamente con los ácidos.
Li	
Rb	
K	
Na	
Ca	
Mg	Reaccionan con el vapor de agua y los ácidos, para producir óxidos metálicos e hidrógeno. Reaccionan con los ácidos diluidos no oxidantes a temperatura ordinaria, para formar hidrógeno.
Al	
Mn	
Zn	
Cr	
Fe	
Co	
Ni	
Sn	
Pb	
H	Estos metales no reaccionan con agua ni con ácidos diluidos. Reaccionan con ácidos oxidantes, pero no se desprende hidrógeno.
Cu	
As	
Bi	
Sb	
Hg	
Ag	
Pt	
Au	

Los primeros elementos que figuran en esta serie son el cesio, litio, rubidio, potasio, y termina con el platino y el oro. Como son más activos los primeros elementos, se llaman metales activos, y los que están colocados abajo del hidrógeno se les llama inactivos o pasivos. Ninguno de los tres Cu-Ag-Au reaccionan ni a temperaturas elevadas con el hidrógeno, nitrógeno y carbono. Con el oxígeno, sólo se combina el cobre en caliente (Nekrasov, 1981).



¿Que es el galvanizado? <https://ferrosplanes.com/proceso-galvanizado-ventajas/>

COMENTARIO

Estabilidad de los minerales

Partiendo del concepto de estabilidad:

La estabilidad se define como la resistencia que opone el mineral a toda modificación en su composición química o de su estructura cristalina. Por tanto a mayor estabilidad menor será la alteración.

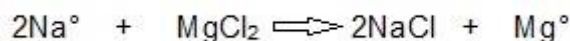
Nos podemos referir a algunos mineral como; halita, magnetita, pirita, caliza, casiterita, blenda, malaquita, algunos son sulfuros, cloruros, carbonatos o sales complejas pero son materiales que en condiciones normales tienen gran estabilidad química con diferente naturaleza; algunos inocuos, resistentes a la corrosión y manejables otros insolubles en agua, y la mayoría de ellos tienen en su estructura el metal que se busca obtener para otras finalidades.

Todos esos minerales pueden ser procesados para la obtención de metales los cuales una vez que se encuentran al estado libre han sido clasificados con base a su actividad química, y es variable dependiendo de la naturaleza química y sus propiedades periódicas.

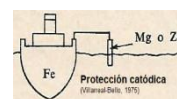
A4. Los estudiantes utilizan la serie de actividad química y el conocimiento de las propiedades periódicas para predecir reacciones de desplazamiento entre metales y explicar la presencia de metales libres en la naturaleza (**N3**).

El orden en que fueron clasificados para establecer la serie de actividad química es una herramienta útil para tener información precisa sobre el carácter metálico, comportamiento de sus reacciones químicas, la exposición a la oxidación, la **resistencia a la corrosión o pasividad metálica** y la característica para usarlos como reactivos o agentes reductores para sustituir a otro metal de potencial químico inferior que se encuentra en forma de compuesto.

Con la serie electromotriz o de actividad química se puede hacer la elección de dos metales, con diferente actividad química para la construcción de pilas voltaicas o galvánicas o protección catódica. También es útil para predecir las reacciones tipo redox; donde el metal más activo digamos sodio frente a una sal como cloruro de magnesio, este último magnesio combinado puede ser reducido o desplazado de la sal porque dos átomos de sodio ceden su electrón para que los acepte cada átomo de magnesio y quede libre o reducido;



En la protección catódica (técnica anticorrosiva) cuando se trata de escoger el material de los ánodos de sacrificio. Los cascos de los buques, de acero, llevan conectados electrodos de **Zn, Al o Mg**, para que, cuando quede descubierta alguna zona del casco frente al medio corrosivo (agua de mar), sean estos electrodos los que se oxiden en vez del hierro. **¿Por qué ocurre la corrosión?** <https://www.itcsa.es/proteccion-catodica-consiste/>



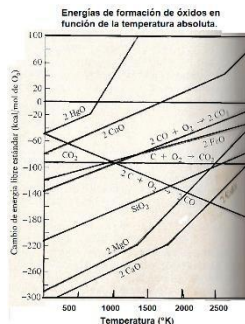
De los óxidos metálicos también existe entre ellos estabilidad química y que es función de la energía involucrada para su formación, uno de los óxidos con gran estabilidad química es el CaO, de mayor a menor sigue el MgO, SiO₂ y FeO.

Existen óxidos metálicos cuyo metal se puede obtener o reducir con el uso de monóxido de carbono a altas temperaturas; y se advierte que entre mas estable es un óxido se requiere de mayor temperatura para reducirlo con **CO**.

El **HgO** es muy inestable ya que el mercurio es uno de los metales nobles resistente a la corrosión. Por ser inestable el **Hg** este se obtiene por descomposición térmica de su óxido.

¿Qué es un diagrama de Ellingham?

Un diagrama de Ellingham es una gráfica que muestra la dependencia de la estabilidad de los compuestos con la temperatura. Este análisis se utiliza generalmente para evaluar la facilidad de reducción de óxidos y sulfuros de metales. Estos diagramas fueron contruidos por primera vez por Harold Ellingham en 1944.



Una consideración básica en la selección de un método para extraer un metal a partir de su mena es que el método sea termodinámicamente factible. Comúnmente el proceso más deseable para tales extracciones es aquel que ocurre con la disminución más grande de energía libre. Mientras más estable sea el óxido metálico, más difícil será la reducción a metal. También habrá menos modos de efectuar tal reducción; mientras más negativa se la energía libre de formación, más estable será el óxido frente a la reducción.

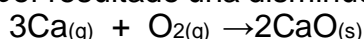
Concepto clave:

- Oxidación metálica

“La tendencia de un metal a reaccionar con el oxígeno se indica por un decremento de la energía libre que acompaña la formación del óxido a medida que transcurre la oxidación, la capa de óxido incrementa su espesor y el metal disminuye”.

Esta gráfica muestra el cambio de energía libre estándar por mol de gas de oxígeno usado contra la temperatura absoluta. Estos datos muestran que, para cada caso citado, la formación de óxido a partir del elemento y del oxígeno es exotérmico porque a 0°K la energía libre es igual al calor de reacción; $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ$ entonces todos los valores de G a 0°K son negativos.

Además, las pendientes de todas las líneas (excepto una) son positivas, indicando que hay una disminución de entropía, ΔS como se esperaría cuando un elemento sólido reacciona con un mol de oxígeno gaseoso para formar un óxido sólido. Ejemplo el **CaO** tiene un quiebre a 1750°K, correspondiente al punto de ebullición normal del calcio, por encima de esta temperatura se forma el óxido sólido a partir de 3 moles de reactantes gaseosos, que da por resultado una disminución muy grande de la entropía.



La gráfica muestra que una línea de un metal yace debajo del otro, el primer metal es capaz de reducir el óxido del segundo. Así el metal magnesio reducirá al CuO y el FeO pero no el CaO.

La línea del **MgO** cambia la pendiente debido al efecto de aumento de entropía y por encima de 2400°K ocurre la reacción entre el **silicio** y el **MgO** con una disminución de energía libre reduciendo al magnesio. La línea con pendiente negativa es la del monóxido de carbono quien actúa como agente reductor de las líneas de los óxidos existentes en la gráfica excepto el **HgO** que es termodinámicamente inestable por lo que no requiere del **2CO(g)** para reducirse.

Se recomienda ver el **Video de you tube** para realizar un resumen y argumentar.

DIAGRAMAS DE ELLINGHAM | Química Inorgánica. 5 dic. 2017

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=cZEEsNGda0>

La ecuación termodinámica que interpreta a cada línea de los óxidos es

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ es un modelo que se interpreta con la ecuación de la recta con ordenada al origen; $[y = b + mx]$, por lo tanto: $y = \Delta G$, $b = \Delta H$, $x = T$ y $m = \Delta S$

ΔG es igual al trabajo útil máximo que puede realizar el sistema sobre sus alrededores en un proceso espontáneo que se lleva a cabo a temperatura y presión constantes.

Es la porción del cambio de energía de una reacción espontánea que está libre para realizar trabajo útil. El resto de la energía pasa al entorno en forma de calor.

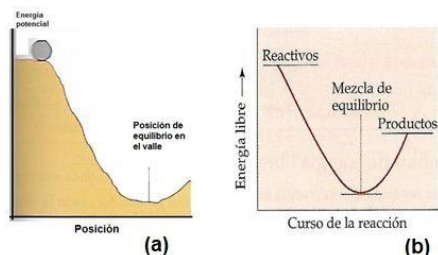
Si ΔG es negativo, la reacción es espontánea en el sentido directo, y si es igual a cero, la reacción está en equilibrio.

ΔS es la medida del desorden molecular, en la gráfica es la pendiente de las líneas de los óxidos.

ΔH es el calor de reacción en la formación de los óxidos.

Al oxidarse un metal el cambio que se produce en la energía libre es igual al trabajo que se realiza o absorbe durante el proceso, por lo que es máximo cuando el proceso es reversible, el cambio de energía libre del sistema es la fuerza motora de la reacción y representa la máxima fracción de energía que puede convertirse en trabajo acompañado por una disminución en ΔG del **sistema** ya que de lo contrario, la reacción no se realizaría. Mientras que los metales no son termodinámicamente estables, los óxidos si lo son en atmósferas de oxígeno, por lo que el cambio en la energía libre estándar (ΔG°) de casi todos los óxidos metálicos es negativo, de esta manera se tiende a producir la oxidación de acuerdo a; $x\text{Me} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Me}_x\text{O}_2$

La tendencia del metal a reaccionar con el oxígeno se puede indicar por el cambio de energía libre que acompaña a la formación de su óxido, como sucede con cualquier proceso espontáneo, la oxidación es posible desde el punto de vista termodinámico si con ella decrece la ΔG , en cambio la rapidez a la que se presenta dicha oxidación esta gobernada por factores de la cinética química (Saucedo Acuña Rosa A., 2000) Desarrollo de óxidos en alta temperatura de elementos puros. Chihuahua, Chih. Mx.



Analogía entre el cambio de energía potencial de una roca que rueda colina abajo (a) y el cambio de energía libre en una reacción espontánea(b).

La posición de equilibrio en (a) está dada por la energía potencial mínima de que dispone el sistema. La posición de equilibrio en (b) está dada por la energía libre mínima de que dispone el **sistema**(Brown-LeMay-Bursten, 1997: capítulo 19).

El término “sistema”

Para estudiar los procesos de transferencia de energía, objetivo de la termodinámica, acostumbramos a enfocar nuestra atención en una porción del universo, a la que llamamos sistema. Fuera de éste tenemos los alrededores del sistema, separados del mismo por una superficie que denominamos frontera (Garritz-Chamizo, 1994)

Trabajo en equipo



Los estudiantes realizarán la siguiente actividad para observar la reactividad química de los metales. Se requiere la supervisión del profesor con los estudiantes para verificar la realización y argumentar con ellos la naturaleza de cada una de las reacciones.

Actividad experimental No. 7

Actividad química

Propósito. Observar la actividad química de los metales.

Marco teórico

La serie electromotriz o serie de actividades químicas explica por qué los metales más activos se combinan rápidamente para formar compuestos estables, mientras que los metales menos activos forman compuestos que se descomponen fácilmente. Esto explica también porque los metales activos no se encuentran libres en la naturaleza.

Planteamiento de hipótesis _____

Sustancias

Pequeñas láminas metálicas o trozos de; Sn, K, Fe, Ca, Pb, Al, Na, Mg, Cu, Ag, Zn y H_2O , HCl, fenolftaleína y papel tornasol.

Materiales

Soporte universal, mechero de Bunsen, vasos pequeños de 250 mL, gradilla con tubos de ensayo medianos, espátula, pinzas para tubo, y pinzas para cápsula de porcelana, tres pipetas de 1mL, 3 goteros, cerillos, bata y lentes protectores. Es recomendable **tener cuidado con las reacciones violentas**, principalmente con los metales de alta reactividad química y con el manejo de los ácidos. Careta protectora.

Procedimiento

1. Numerar los tubos de ensayo colocar un trozo de metal en cada uno (muy pequeño aproximadamente un poco menos de 0.5 gramos), y
2. En primera etapa agregar un mL de agua fría, observar que metales si reaccionan:
3. Después agregar de preferencia los que no reaccionaron en la primera etapa, agregar agua caliente de 30 a 40°C. Observar.

- En una tercera prueba trabajar con el **HCl**, al igual con poco volumen, observar.
Si se puede probar con el **H₂SO₄**. (tener mucho cuidado)
- Agregar una gota de indicador o un trozo de tornasol, para verificar la formación de las bases.

Resultados:

Actividades a realizar:

- ★Elaborar una serie electromotriz experimental de acuerdo a la rapidez o espontaneidad con la que reaccionaron los metales y compararla con la indicada anteriormente o con la que se encuentra en la bibliografía.
- ★Escribir todas las ecuaciones químicas de las reacciones que se experimentaron y balancearlas.
- ★Que los estudiantes intenten predecir la reactividad de un elemento metálico con base a la serie electromotriz.
- ★Apoyados los estudiantes en la información de la serie electromotriz, predecir si es posible que se lleven a cabo reacciones de desplazamiento con metales.



Conclusiones

Cuestionario número 8.

- De la tabla periódica ¿Cuál es el elemento más electropositivo y cual el más electronegativo?
- Del litio y el cesio, como donadores de electrones ¿Cuál de los dos es el **menos metálico**? _____.
- ¿Por qué decrece el potencial de ionización? Explicar
- Cuatro elementos tienen las siguientes primeras energías de ionización (en KJ/mol): 762, 709, 579 y 558. Los elementos son: Ga, Ge, In y Sn.
- ¿Por qué los gases nobles no tienen valores de electronegatividad?
- ¿Cuál de los siguientes cinco metales reacciona rápidamente con el agua:
Be, Ag, Mg, Sn, Pb
- ¿Cuál de los siguientes cinco elementos es el metal más reactivo:
Au, Rb, Mg, Sn, Pb.

8. Balancea las siguientes ecuaciones de las reacciones realizadas en la actividad:

- $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
- $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2$
- $2\text{K} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2$
- $\text{Ca} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
- $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
- $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al(OH)}_3 + \text{H}_2$
- $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$

Elabora un reporte.

A5. Los estudiantes relacionan la actividad química de los metales y la estabilidad de sus minerales, con los procesos de reducción utilizados para la obtención de metales, al analizar información sobre los diferentes métodos de reducción y la energía involucrada (**N2**).

Reacciones de óxido reducción en la obtención de metales. (N3)



El profesor guía a los estudiantes en la predicción de reacciones y en el planteamiento de ecuaciones en las que el estudiante identifica al agente reductor, al agente oxidante, cuál es el elemento que se reduce y cuál el que se oxida. A la par que identifica a las reacciones de obtención de metales como reacciones de óxido-reducción.

La oxidación y la reducción

Los términos “oxidación” y “reducción”, aún cuando aisladamente, esto es, fuera del contexto de la fisicoquímica, pueden tener diversos significados, en nuestro caso se refieren a fenómenos directamente relacionado con el equilibrio eléctrico en los átomos, ya sea en los elementos puros o en el seno de una molécula independientemente de su estructura.

Cuando un átomo de **Na**, en equilibrio eléctrico interno pierde su electrón externo, el elemento en cuestión modifica su comportamiento, adquiriendo ahora la característica ya no de un átomo sino de un ion, se convierte en una partícula cargada positiva, Na^+ .

Ahora bien, las condiciones en que se genera el ion Na^+ no siempre son las correspondientes a la simple pérdida de un electrón en el átomo de Na,



Sino que puede resultar de la descomposición de un compuesto iónico como NaCl, cuando se disuelve en agua, por ejemplo, al disolverse el NaCl, la estructura iónica se disocia, liberándose dos iones, el Na^+ y el Cl^- , esto es



estableciéndose un equilibrio como consecuencia de la acción del agua sobre los iones, consistente en el recubrimiento de los iones con moléculas de agua.



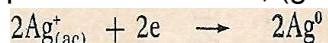
Por consiguiente, en tanto que el segundo fenómeno se le denomina disociación electrolítica, al primero se le conoce como oxidación. Así una oxidación es un fenómeno fisicoquímico en el que se manifiesta una pérdida de electrones por parte de alguna o algunas de las sustancias involucradas.

Sin embargo, dado que en todo proceso hay una tendencia al equilibrio, es fácil entender que a un fenómeno de pérdida de electrones como es la oxidación, debe corresponder uno de captación o aceptación de e^- que es el fenómeno denominado **reducción** y que en consecuencia, se presenta simultáneamente con el de **oxidación**.

Por ejemplo, si introducimos un trozo de alambre de cobre limpio en una solución de AgNO_3 , inmediatamente se realizan y se observan ambos fenómenos: la disolución se comienza a colorear de azul como consecuencia de la oxidación del cobre (pérdida de electrones),



En tanto que la plata se reduce en la superficie del **Cu**, donde los iones **Ag** reciben los electrones que necesitan para su reducción, (ganancia de electrones)

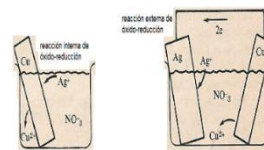


Y que no son, sino los que cede el Cu^0 en el momento mismo de oxidarse.

Ahora bien, a cada una de las dos reacciones referidas se les denomina media reacción (o media celda). En consecuencia, como las dos reacciones se realizan de manera simultánea, la reacción completa o reacción de oxidación-reducción es la suma de ambas, esto es:



Por otra parte, es conveniente hacer notar que las reacciones de óxido-reducción no siempre se llevan a cabo en la forma descrita, donde el flujo de electrones se realiza en el interior del sistema, sino que en muchas ocasiones los electrones circulan por el exterior, es el caso de las pilas o celdas ordinarias (Villarreal-Bello, 1975).



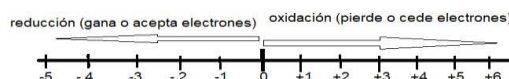
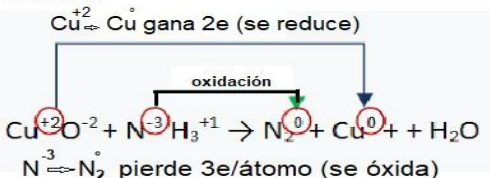
Reacción de óxido-reducción en la reducción de metales

Para el balanceo de este tipo de reacciones se usa de manera arbitraria el concepto de número o estado de oxidación., saber mas acerca de **sugerencia** en; <https://www.fiquipedia.es/home/recursos/quimica/estados-de-oxidacion/>

Para balancear por método redox;

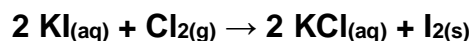
1. Se escribe la ecuación química
2. A cada elemento se asigna el número de oxidación, en compuestos ternarios el elemento central se determina o se calcula, ejemplo si tenemos Na_2SO_4 ; $\text{Na}^{+1}_2\text{SO}^{-2}_4$ entonces $+2 - 8 = -6$ el inverso es $+6$ para el azufre.
3. Se colocan los números de oxidación en los reactantes y productos.
4. Se supervisa cual elemento aumento su número de oxidación y cual disminuyo
5. De la misma manera si la reacción fue de una sal frente a un metal activo este es el agente reductor, a veces es el $\text{H}_2(\text{g})$ o el **CO** en ocasiones son los ácidos u algunos óxidos.
6. Se recomienda usar una escala horizontal algebraica de números con signo.

Reducción del cobre a partir del óxido de cobre (II) con amoníaco.

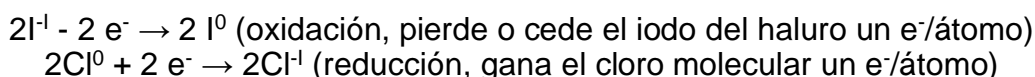


Ejemplos de balanceo de ecuaciones químicas de tipo redox

Consiste en igualar el aumento total de los números de oxidación de los átomos que se oxidan con la disminución total de los números de oxidación de los átomos que se reducen, ejemplos:

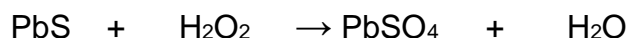


Esta es una reacción redox:



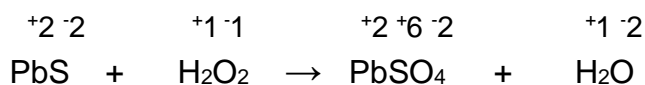
KI es un agente **reductor**, Cl_2 es un agente de **oxidación**.

Otro ejemplo;



Para ajustarla se siguen los siguientes pasos:

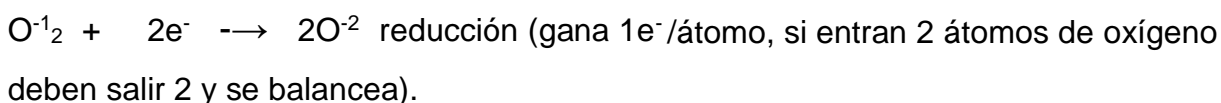
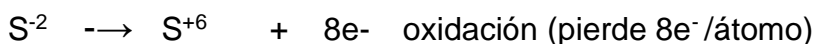
1. Se coloca sobre el símbolo de cada átomo los números de oxidación correspondientes:



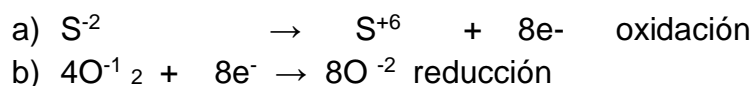
2. Se observa qué átomos se oxidan y cuáles se reducen. En este caso, el **Pb** y el **H** no se oxidan ni se reducen. El **azufre se oxida**, ya que su número de oxidación cambia de S^{-2} a S^{+6} . El **oxígeno se reduce**, ya que su número de oxidación cambia de O^{-1} a O^{-2} .

Recordar que únicamente en los peróxidos como el H_2O_2 (grupo O_2) el número de oxidación es -1 ; en el resto de los compuestos oxigenados su estado de oxidación es siempre -2 .

3. Se escriben las semirreacciones que ilustran dichos procesos



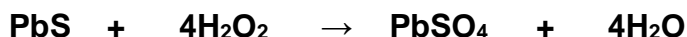
4. Como el número de electrones que gana una especie debe perderlos la otra, se multiplica la semirreacción b) **por 4** y a continuación se suman:



Se observa que hay una igualdad entre los electrones ganados y perdidos, por lo que la suma total establece la siguiente ecuación iónica:

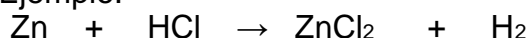


5. Al escribir el **4** como coeficiente en el reactante **H_2O_2** , se observa que entran **8** átomos de oxígeno y **8** de hidrógeno, finalmente la ecuación se balancea con los oxígenos del sulfato al anotar el **4** como coeficiente en el **H_2O** .

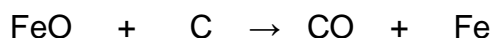


En las reacciones tipo redox siempre existe transferencia electrónica donde un elemento se reduce y el otro se oxida; es un fenómeno simultáneo.

Existe la regla general de que el oxígeno combinado siempre tiene número de oxidación O^{-2} y el Hidrógeno H^{+1} y la suma de los números de oxidación en una fórmula química debe ser cero. Ejemplo:

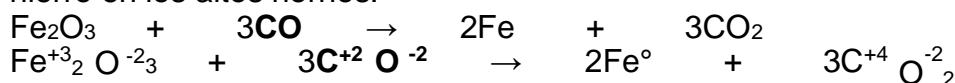


El Zinc es el agente reductor y tiene Zn^0 y el H^{+1} , en los productos el zinc tiene Zn^{+2} y el H_2^0 cero porque el hidrógeno se ha reducido. El cloro no se altera entra y sale igual con Cl^{-1} . El zinc pierde 2e^- o cede al hidrógeno para que se libere en forma molecular. Al reaccionar óxido de hierro (II) con carbono:



El O^{-2} se neutraliza con Fe^{+2} en el FeO , el carbono es el agente reductor con C^0 , este cede $2e^-$ al, óxido para que el hierro quede libre, el carbono se combina con el oxígeno donde pasa como C^{+2} ha aumentado su número de oxidación y se dice que se ha oxidado; el $Fe^{+2} \rightarrow Fe^0$. Ha disminuido su número de oxidación y se ha reducido.

Con el uso de los **agentes reductores** como el monóxido de carbono, se obtiene el hierro en los altos hornos:



el $Fe^{+2} \rightarrow Fe^0$ disminuye su número de oxidación, se reduce, gana $2e^-$ /átomo
 $C^{+2} \rightarrow C^{+4}$ aumenta su número de oxidación, se oxida pierde $2e^-$ /átomo.

Balanceo por redox

$Fe_3O_4 + CO \rightarrow FeO + CO_2$

Los números de oxidación son:

$Fe^{+2.66}_3 O^{-2}_4 + C^{+2} O^{-2} \rightarrow Fe^{+2} O^{-2} + C^{+4} O^{-2}_2$

Semirreacciones:

$Fe^{+2.66}$ se reduce a Fe^{+2} gana 0.666 por átomo de hierro, pero entran 3 de Fe sales $3Fe$;

$Fe^{+2.66} \rightarrow 3Fe^{+2}$ gana $3(0.666e^-)$ se reduce

$C^{+2} \rightarrow C^{+4}$ pierde $2e^-$ se oxida

Al colocar 2 donde existe fierro y carbono no se ajusta la ecuación, sólo con el tres que balancea a la primera semirreacción, si se coloca como coeficiente en el FeO entonces:

$Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3FeO + CO_2$

Segunda ecuación balanceada por redox:

$Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$

Artificio

$Fe^{+2} O^{-2}_2 H^{+1}_2 + O^0_2 + H^{+1}_2 O^{-2} \rightarrow Fe^{+3} O^{-2}_3 H^{+1}_3$

El fierro se oxida, aumenta su número de oxidación pierde $1e^-$

El oxígeno se reduce gana $2e^-$ /átomo, al balancear los átomos de oxígeno, son seis en el ajuste, como veremos en la semirreacción.

Semirreacciones:

$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$ pierde $1e^-$

$3O^0_2 \rightarrow 2O^{-2}_3$ gana $12e^-$

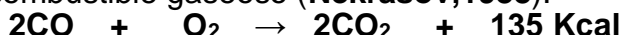
Ajuste final:

$12Fe(OH)_2 + 3O_2 + 6H_2O \rightarrow 12Fe(OH)_3$

Sugerencia: Química mexicana de José a. Chamizo relata el procedimiento de beneficio de la plata inventado por Bartolomé de Medina.

El monóxido de carbono se caracteriza por su tendencia a su poder reductor. Por la acción del calor libera a muchos óxidos metálicos a metales.

En el aire, el **CO** se inflama a los $700^\circ C$ ardiendo con llama azul, el gran desprendimiento de calor que se produce, es la causa de que el **CO** sea considerado como un valioso combustible gaseoso (**Nekrasov,1988**).



Estas dos semirreacciones indican que existió internamente un intercambio de dos electrones; por lo que se procede a balancear la ecuación con esos números (2), al ajustar la ecuación se modifican los coeficientes hasta encontrar el equilibrio entre reactantes y productos.

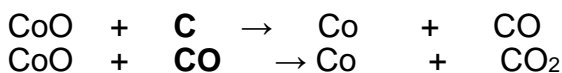
En esta reacción el hierro se reduce y el carbono del agente reductor se oxida.

Argumento

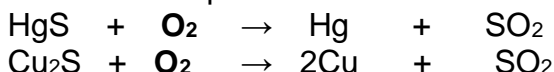
En la mayoría de la obtención de metales existe el proceso de oxido -reducción porque siempre interviene un agente reductor que cede electrones al mineral que contiene el metal que se desea obtener.

Ejemplos de reducción de metales a partir de sus óxidos, sulfuros o minerales.

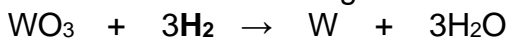
► Reducción con carbón



► Reducción por calentamiento de aire



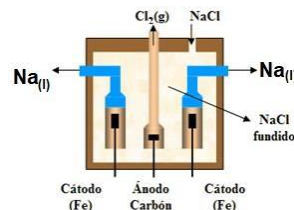
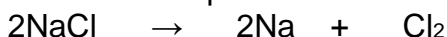
► Reducción con hidrógeno



► Reducción con los metales activos



► Reducción por electrolisis



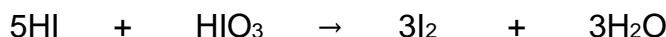
Método Downs para producir sodio

A Downs Cell for the Electrolysis of Molten NaCl The electrolysis of a molten mixture of NaCl and CaCl₂ results in the formation of elemental sodium and chlorine gas. Because sodium is a liquid under these conditions and liquid sodium is less dense than molten sodium chloride, the sodium floats to the top of the melt and is collected in concentric capped iron cylinders surrounding the cathode. Gaseous chlorine collects in the inverted cone over the anode. An iron screen separating the cathode and anode compartments ensures that the molten sodium and gaseous chlorine do not come into contact.
https://chem.libretexts.org/Courses/Prince_Georges_Community_College/Chemistry_2000%3A

Tarea para el estudiante. Celda Downs. ¿Cómo funciona? Describe sus semirreacciones http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/unidad3_21623.pdf

Cuestionario número 9.

1. ¿Qué es oxidación? _____.
2. ¿Qué es reducción? _____.
3. En la siguiente ecuación balanceada:



a) De los reactantes ¿Cuál es el agente reductor? Visitar;

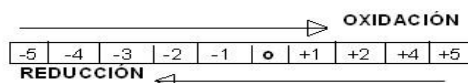
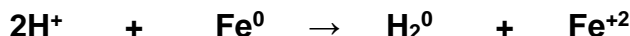
<https://chemequations.com/es/?s=HI+%2B+HIO3+%3D+I2+%2B+H2O>

b) ¿Cuál es el número de oxidación del yodo en reactantes y producto?

[https://www.google.com/search?client=firefox-b-](https://www.google.com/search?client=firefox-b-d&q=%C2%BFEl+HIO3+es+agente+reductor+u+oxidante%3F)

[d&q=%C2%BFEl+HIO3+es+agente+reductor+u+oxidante%3F](https://www.google.com/search?client=firefox-b-d&q=%C2%BFEl+HIO3+es+agente+reductor+u+oxidante%3F)

4. En la redox siguiente ¿quién es el agente reductor? ¿Cuál reactante gana electrones?



En la escala:

Argumenta porque el hierro se oxida y el hidrógeno se reduce.

5. La oxidación del Hierro; $4\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$

Escribe las semirreacciones e indica cual elemento se reduce y cual se oxida.

Trabajo en equipo



Los estudiantes realizarán la siguiente actividad experimental, para conocer las diversas reacciones de oxidación-reducción con base a la observación.

Actividad experimental No. 8

Las oxidación-reducción

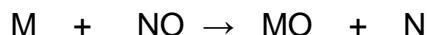
Propósito: Observar algunas reacciones redox por cambio de color

Marco teórico

Se llama reacción de oxidación a toda transformación que ocasiona un aumento de número de oxidación (valencia). Un elemento o un compuesto al fijar oxígeno o perder hidrógeno, se oxida un elemento cuando pasa de un número de oxidación de grado inferior a un grado superior. La reducción es el fenómeno inverso. Hay reducción cuando un compuesto o elemento cede oxígeno, gana hidrógeno o pasa de un número de oxidación (valencia) superior a uno inferior.

Una reacción de oxidación va siempre acompañada de una reacción de reducción.

Si consideramos un compuesto M, que por la acción del compuesto NO se transforma, de acuerdo con el modelo:



Es evidente que se ha producido una reacción de oxidación del compuesto M y una reacción de reducción del compuesto **NO**.

Material: dos vasos de precipitados de 250 mL, un embudo, dos tubos de ensayo, una gradilla.

Sustancias: agua oxigenada, permanganato de potasio, sulfato de hierro (II), agua destilada, hidróxido de sodio y sulfato ácido de sodio.

Preparar el material y los reactivos necesarios.

- a) Disolvamos algunos cristales de KMnO_4 en agua y agreguemos un poco de NaHSO_4 (para acidificar). Mezcleemos algunos mL H_2O_2 . La disolución se decolora y libera oxígeno.
- b) Disolvamos 1 gramo de NaOH en 50 mL de agua y agreguemos un cristal de KMnO_4 , para dar a la disolución un ligero color rosa, filtremos. Veremos que el líquido filtrado es verde en lugar de rosa. El paso a través del papel filtro ha transformado el KMnO_4 , en manganato de potasio K_2MnO_4 .
- c) Disolvamos un cristal de FeSO_4 (II) en un tubo de ensayo que contenga 5 mL.
- d) de agua. Disolvamos dos cristales de KMnO_4 en 5 mL de agua. Gota a gota, vayamos añadiendo solución en la primera. El FeSO_4 se irá oxidando, lentamente a $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Cuestionario:

1. En el inciso a) la reacción al liberar oxígeno ¿cuál sustancia se redujo? ¿**Quién fue el agente reductor?**_____.
2. Determina el número de oxidación del manganeso (Mn) en el permanganato y manganato de potasio ¿El manganeso se oxido? Explica.
3. El cambio de hierro (II) a hierro (III) ¿ Es un fenómeno de oxidación?
4. Escribe las ecuaciones químicas balanceadas de esas cuatro reacciones.

Elaborar observaciones y conclusiones.

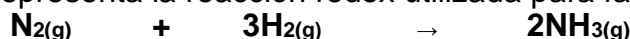
A6. Los estudiantes identifican a las reacciones de obtención de metales como reacciones REDOX, y utiliza el lenguaje simbólico para representar los procesos mediante ecuaciones, a partir del análisis e interpretación del trabajo experimental. **(N3).**



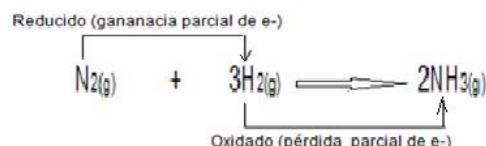
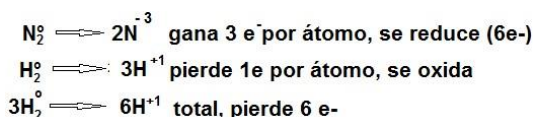
Con esta pequeña lectura el profesor tendrá argumentos para explicar a los estudiantes la utilidad de la electronegatividad en la redox.

Redox y la electronegatividad

La química de las reacciones de oxidación-reducción no se limita a los átomos de un elemento que se cambian a iones, o al proceso inverso. Algunas reacciones redox implican cambios en sustancias moleculares o iones poliatómicos en los cuales los átomos están enlazados de manera covalente con otros átomos. Por ejemplo, la siguiente ecuación representa la reacción redox utilizada para fabricar amoníaco.



Este proceso no implica iones ninguna otra transferencia evidente de electrones: Los reactivos y productos son compuestos moleculares. Sin embargo, es una reacción redox en la cual el nitrógeno es el agente oxidante y el hidrógeno el agente reductor. En situaciones como la formación de NH_3 , en la que dos átomos comparten electrones, ¿cómo es posible decir que un átomo cedió electrones y se oxidó, mientras que otro ganó electrones y se redujo?



La respuesta está en que debes saber cuál átomo atrae electrones con mayor fuerza o cuál átomo es más electronegativo.

Si repasamos el análisis sobre las tendencias y valores de electronegatividad, sería de gran utilidad en este caso.

Al estudiar las reacciones de óxido-reducción, el átomo más electronegativo (nitrógeno) se trata como si se hubiese reducido ganando electrones de otro átomo. El átomo menos electronegativo (hidrógeno) se trata como si se hubiera oxidado mediante la pérdida de electrones (Álvarez Herrera et-al, 2013).

El estado de oxidación es un concepto teórico para el desarrollo del cual se considera que un compuesto covalente es equivalente a uno iónico, aceptando que en la unión de dos átomos de una molécula, el átomo más electronegativo acepta el par de electrones que determina la unión [Aula cultural (2000)].

Cuestionario número 10.

En las siguientes ecuaciones químicas establece el número de oxidación en los reactantes y productos, verifica el agente reductor y balancearlas por redox. En la siguiente ecuación química:

¿Por qué el hidrógeno gaseoso desplaza al cobre?

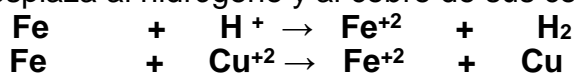


¿Consideras que el amoníaco en la siguiente ecuación química es el agente reductor?



En las siguientes reacciones iónicas.

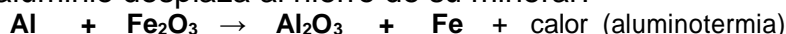
3. ¿Por qué el hierro desplaza al hidrógeno y al cobre de sus compuestos?



4. ¿Es efectivamente el carbono el que reduce al aluminio de la bauxita? _____



5. ¿Por qué el aluminio desplaza al hierro de su mineral?



6. De acuerdo con la gráfica de ELLINGHAM (p. 98) de energías libres de formación:

a) Con la gráfica de energía libre contra temperatura absoluta ¿A que temperatura se espera que ocurre la reacción entre el SiO_2 y el MgO reduciendo al magnesio a metal libre.

b) En que rango de temperatura en $^{\circ}\text{C}$ el monóxido de carbono es un excelente reductor.

7. Del hierro y el aluminio ¿cuál de los dos es más resistente a la corrosión a la temperatura ambiente? _____

8. La ecuación redox: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}^{-2}$

Reductor Oxidante Oxida reduce

- Cuántos **e-/átomo** cede el nitrógeno del amoníaco? Para producir **N⁺²**
- Cuántos **e-/átomo** acepta el oxígeno molecular? Para dar **O⁻²**
- Escribe las dos semirreacciones y ajusta correctamente la ecuación química.

A7. Los estudiantes reconocen una reacción REDOX por el cambio en los estados de oxidación de las especies participantes, e identifica al agente oxidante y al agente reductor, al escribir y analizar las ecuaciones químicas de los procesos de obtención de metales. (N3).

✓ Estrategia 3

¿Por qué es importante cuantificar las reacciones químicas en los, procesos industriales?



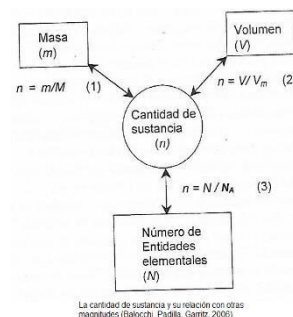
El profesor utiliza la información de las ecuaciones químicas para realizar cálculos mol-mol, mol-masa y masa-masa, considerando grado de pureza y rendimiento de reacción.

Introducción

La recomendación didáctica es la de empezar por aclarar el significado de la magnitud “cantidad de sustancia”, de la cual se deriva el mol como unidad

Para evitar que aparezcan las concepciones equivocadas sobre estos conceptos, Furió, Azcona, Guisasola y Ratcliffe (2000) introducen el esquema para distinguir claramente entre cantidad de sustancia, n, masa, m, volumen, V y número de entidades elementales, N.

La recomendación didáctica derivada de esta figura, es insistir en que la cantidad de sustancia no es ni un número de partículas, ni una masa, ni un volumen, aunque resulte ser proporcional a cualquiera de las tres magnitudes, con una diferente constante de Avogadro, de la masa molar y del volumen molar ver las ecuaciones 1 a 3). Se recomienda hacer ejercicios con estas tres expresiones para transformar cantidad de sustancia en masa y viceversa [Educación química (2006). Volumen 17 Número1].



La relación entre molécula y mol radica en que una molécula es la unidad mínima de una sustancia molecular (por ejemplo, Br_2), y una mol es el número de Avogadro (6.022×10^{23}) de moléculas en esa sustancia. Una mol de bromo (Br_2) tiene la misma cantidad de moléculas que una mol de dióxido de carbono, que una mol de agua o que una mol de cualquier otra sustancia molecular.

Cuando relacionamos las moléculas con la masa molar, la masa molar equivale a 1 mol, o sea, 6.022×10^{23} moléculas.

El término mol también se refiere a cualquier especie química. Representa una cantidad (6.022×10^{23}) y se puede aplicar a átomos, iones, electrones y unidades formularias de sustancias no moleculares (Hein & Arena, 2005).

Al balancear las ecuaciones químicas los coeficientes establecidos por el ajuste con base a que el número de átomos que entran como reactantes debe ser igual al número total de átomos que salen en los, productos, las relaciones estequiométricas se establecen con base a esos coeficientes en términos de moléculas o mol que es lo más común, por ejemplo en la ecuación balanceada de; $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ indica que por cada mol de Nitrógeno molecular se requieren 3 mol de hidrógeno molecular. La relación molar es de **1 a 3**.

Para convertir los mol a gramos se emplea el valor de la masa molar en g/mol, así un mol de N_2 es de 28 g/mol para el hidrógeno su masa molar es de 2g/mol, entonces un mol de H_2 es de 2 gramos pero la ecuación química indica 3 mol entonces se multiplica 2 g/mol (3mol) igual a 6 gramos.

Si aplicamos la ley de la conservación de la masa entonces suma de reactantes igual a suma de productos; $28 + 6 = 2(14 + 3)$.

En ocasiones las cantidades puestas en un reactor químico son arbitrarias, por decir que entran a reaccionar 40 g de N_2 con 6 g de H_2 . El reactivo limitante es el hidrógeno, por que solo necesita 28 gramos de nitrógeno el resto es exceso.

La reacción entre $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$, la relación molecular o en mol es de 1 a 1. Si entran 7 moles de Hidrógeno y 4 moles de cloro, entonces el cloro es el limitante porque solo requiere 4 moles, es relación 4 : 4 y hay 3 moles de H_2 en exceso.

Estequiometría

Muchas reacciones no se completan en un periodo de tiempo razonable, con frecuencia uno de los reactivos se carga al reactor en una cantidad superior a la estequiométrica para mejorar la velocidad de reacción, para desplazar el equilibrio en una dirección favorable, o para limitar la formación de subproductos. Por estas razones con frecuencia en la corriente del producto o en la mezcla reaccionante aparecen reactivos que no cambian; estos reactivos sin convertir pueden eliminarse como un desperdicio, o bien como sucede con más frecuencia, pueden separarse del producto y recircularse el proceso.

Estas alternativas tienen un efecto muy marcado en la economía del proceso. Para describir la cantidad de reactivo consumido y la cantidad de producto formado en un proceso se emplean términos conversión, eficiencia y rendimiento, este último puede referirse a la cantidad de producto formado con relación a la cantidad de reactivo consumido, o bien aludir a la cantidad de producto formado con relación a la cantidad de reactivo cargado a la reacción (Clausen III-Mattson Guy, 1990).

La experiencia nos indica que ninguna reacción química se realiza al 100% y que a veces los reactantes o materia prima para llevar a cabo el proceso no siempre son de alta pureza, por lo que es necesario cuantificar para obtener la cantidad de producto deseado bajo los controles establecidos de presión, temperatura, catalizador y energía y también realizar balances de costo beneficio para que la reacción digamos en una planta industrial tenga viabilidad y hasta cierto punto lo que se busca es que el proceso sea rentable, es esta la razón por la cual se deben cuantificar las reacciones en los procesos industriales.

Todas esas reacciones los profesionales en el campo de la química para su estudio y análisis las interpretan con símbolos y fórmulas químicas, cuya representación esquemática es la ecuación química donde se tiene una **igualdad de reactantes y productos** separados por una flecha.

El mol es la unidad química universal de medida que se considera como referencia para determinar una fórmula empírica a partir de su análisis porcentual y en las ecuaciones químicas balanceadas donde los coeficientes hacen referencia a los moles o volúmenes que entran en un cambio químico. Su valor como ustedes lo conocen es: **Un mol de cualquier sustancia tiene una cantidad de 6.02×10^{23} partículas.**

Por ejemplo, el agua tiene una masa molar de 18 gramos, entonces en esa masa indica que existen 6.02×10^{23} moléculas entonces 18 gramos de agua químicamente equivale a un mol.

Un mol de gas oxígeno tiene 32 gramos y esta cantidad ocupa un volumen de 22.4 Litros en condiciones normales y existen 6.022×10^{23} moléculas de oxígeno.

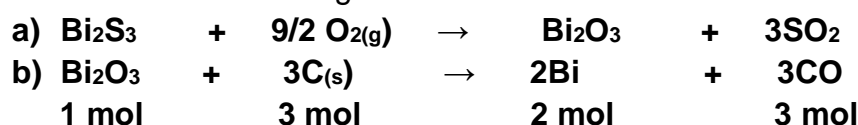
Considerar 79% Nitrógeno y 21 % oxígeno: si se tiene una base de 100% en volumen de gas es igual a 100% en mol entonces un mol de esta mezcla de aire ocupa un volumen de 22.4 Litros en condiciones normales.

La estequiometría es el cálculo de las cantidades de elemento o compuestos que intervienen en reacciones químicas. El conocimiento de la estequiometría les permite a los profesionales en la química determinar las cantidades necesarias de reactivos y las cantidades de productos que se forman.

También les permite producir sustancias químicas industriales y comerciales con poco o ningún desperdicio (Sherman et-al, 1999).

Ejercicios de cálculo químico; relación masa-masa

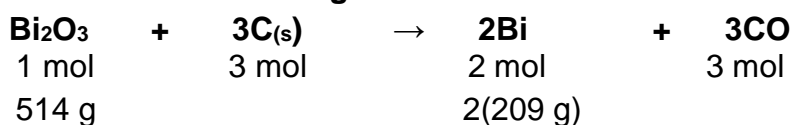
❖ De acuerdo a las siguientes ecuaciones:



Si el mineral de partida tiene 30% de impurezas ¿Qué cantidad de bismuto se obtendrá al reducirlo?

✓ Cálculo de la masa molar del Bi_2S_3 ; $2(209) + 3(32) = 514 \text{ g/mol}$

Base de cálculo 100 gramos de mineral



- ✓ Cálculo teórico suponiendo 100 % de pureza para determinar la cantidad de mineral por gramo de bismuto:

$$\left(\frac{1 \text{ mol de Bi}}{209 \text{ g de Bi}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol de mineral}}{2 \text{ mol de Bi}} \right) \left(\frac{514 \text{ g de mineral}}{1 \text{ mol de mineral}} \right) = \frac{514 \text{ g de mineral}}{418 \text{ g bismuto}} = 1.230$$

Existen en la muestra pura 1.230 gramos de **Bi₂O₃**/g de Bismuto

- ✓ Cálculo de la cantidad de mineral **Bi₂O₃** al 70% que entró en la reacción:

$$\frac{1.230 \text{ g de mineral puro (100 g de mineral)}}{70 \text{ g de mineral}} = 1.757 \text{ g de mineral}$$

La cantidad de mineral existente en la reacción de reducción es de 1.757 gramos con 70 % de pureza. La cantidad (m) de bismuto obtenido con relación masa-masa:

$$514/418 = 1.757/m \quad \text{al despejar} \quad m = 1.44 \text{ gramos de bismuto}$$

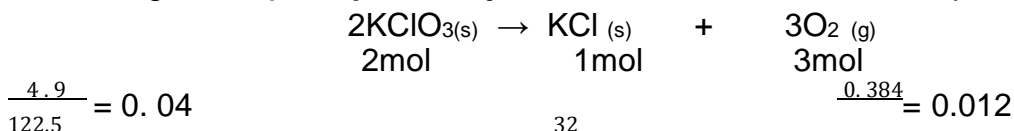
La mayoría de los reactivos de laboratorio no son 100% puros. Supongamos que la etiqueta de un recipiente con NaOH muestra una pureza del 98.2 % De esta información sabemos que el total de impurezas representa el 1.8% de la masa de este material. Podemos escribir varios factores unidad:

Cada inversa de cada uno de estos tenemos un total de seis factores unidad (Smoot, 2007).

$$\frac{98.2 \text{ g de NaOH}}{100 \text{ g de muestra}} \quad \text{y} \quad \frac{1.8 \text{ g de impurezas}}{100 \text{ g de muestra}} \quad \text{y} \quad \frac{1.8 \text{ g de impurezas}}{98.2 \text{ g de NaOH}}$$

Ejercicio:

- ❖ Al calentar 4.9 gramos de clorato de potasio, se produce una pérdida de masa de 0.384 gramos ¿Qué **porcentaje** de KClO₃ inicial se ha descompuesto?



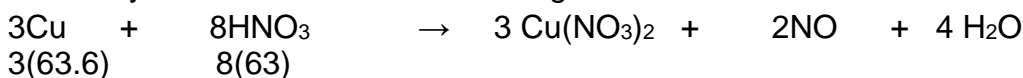
Cálculo teórico de la descomposición de la oxosal, suponiendo al 100% de la reacción:

$$\frac{2 \text{ mol de O}_2}{0.04} = \text{por lo tanto} \quad x = 0.06 \text{ mol de oxígeno}$$

$$3 \text{ mol de KClO}_3 \times x$$

$$\frac{0.06}{0.012} = \frac{x}{100} \quad \text{El porcentaje de clorato de potasio inicial descompuesto es del } 20 \%$$

- ❖ Cuanto cobre se puede oxidar al hacerlo reaccionar con 30 cm³ de ácido nítrico al 68% y con una densidad de 1.405 g/cm³



$$30 \text{ cm}^3(1.405 \text{ g/cm}^3) = 42.15 \text{ g} \times 0.68 = 28.66 \text{ g}$$

$$\frac{190}{8} \times \frac{x}{28.66} \quad X = 190.8(28.66)/504,$$

Respuesta: reaccionarán **10.84 gramos** de cobre.

A8. Los estudiantes interpretan cuantitativamente una ecuación al comprender las relaciones de proporcionalidad y realizar cálculos (mol-mol, masa-masa y masa-mol), en los procesos de obtención de un metal. (**N3**).

Rendimiento de Reacción

En la práctica el *rendimiento real* (cantidad de producto que se obtiene en una reacción) casi siempre es *menor* al rendimiento teórico. Lo anterior porque muchas reacciones son reversibles, así mismo algunos productos pueden seguir reaccionando entre si con otros reactivos para formar aun otros productos.

Para determinar que tan eficiente fue una reacción, los químicos utilizan el concepto de "*porcentaje de rendimiento*" que describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico. (va desde el 1% hasta el 100%).

Cuanto mayor sea el porcentaje de rendimiento, más eficiente es una reacción, es decir, la cantidad de producto obtenido fue más próximo a la cantidad de reactivo que debimos obtener según la teoría.

La cantidad de *reactivo limitante* presente al inicio de una reacción es el que nos marca el rendimiento teórico de la reacción, es decir, la cantidad de producto que se obtendría si reaccionara totalmente el reactivo limitante (dicho de otra manera, el rendimiento teórico es el rendimiento máximo que se puede obtener con determinada cantidad de reactivos).

Se calcula como sigue ►

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 \text{ (rendimiento porcentual)}$$

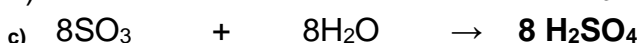
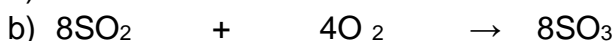
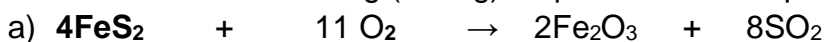
El rendimiento porcentual es importante como indicador de la eficiencia de determinada reacción.

Ejemplo, el rendimiento teórico calculado de una reacción es de 14.8 g y la cantidad de producto que se obtuvo fue de 9.25 g.

El rendimiento porcentual es $9.25/14.8(100) = 62.5 \%$

Un reactivo está presente en exceso cuando hay más de dicho reactivo que el necesario para combinarse con el reactivo limitante en la reacción. **El exceso de cualquier reactivo no afecta al rendimiento teórico del proceso: esto depende del reactivo limitante (Zumdahl 1997). Ejemplos de cálculo.**

❖ ¿Cuántos Kg de ácido sulfúrico puro (H_2SO_4) podrán obtener a partir de una base de cálculo = 1 Kg (1000g) de piritas de hierro puras?



Con las tres ecuaciones se procede a eliminar reactantes y productos, por lo que, considerando reacciones completas y sin impurezas: **1 mol de piritas produce 2 mol de ácido sulfúrico, del reactante de a) y el producto de c) entonces:**

$4\text{FeS}_2 \rightarrow 8\text{H}_2\text{SO}_4$ dividiendo ambos miembros entre cuatro;

$\text{FeS}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4$ (ecuación definitiva para el cálculo)

masa molar de $\text{FeS}_2 = 120 \text{ g/mol}$

masa molar en este caso de $2\text{H}_2\text{SO}_4 = 196 \text{ g/mol}$

Por relación masa-masa tomando como base el kilogramo:

$$\frac{120}{196} = \frac{1000}{x} \text{ despejar (x)}$$

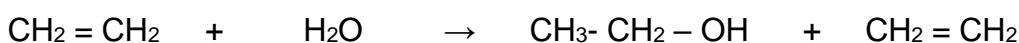
$$196 \quad x$$

Se obtendrán 1.633 Kg de H_2SO_4

Cálculo con el uso del mol:

Relación mol-mol

❖ Si consideramos la reacción:



$$6 \text{ mol} + 10 \text{ mol} = 0.244 \text{ mol} + 5.748 \text{ mol}$$

a) El rendimiento del etanol basado en el etileno cargado es: $\frac{0.244}{6} (100) = 4.07\%$

b) El rendimiento del etanol basado en el etileno convertido es: $\frac{0.244}{6 - 5.748} (100) = 97\%$

c) La conversión del etileno es: $\frac{6 - 5.748}{6} (100) = 4.20\%$

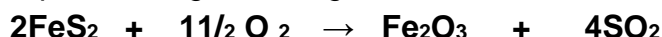
Es importante tener en cuenta una característica de los reactantes o materia prima es decir el **grado de pureza**, y entre otras la disponibilidad de los materiales a reaccionar tales como el **área de contacto, la reactividad o estabilidad química**. De la misma manera considerar el tipo de reacción:

- Reacciones homogéneas
- Reacciones heterogéneas

En ambas es necesario el control de temperatura y presión.

En las reacciones ácido-base el proceso es casi siempre en disolución acuosa y se realizan de manera espontánea, uno de los reactivos puede estar en exceso, y también uno de los dos o los dos serán con un grado de pureza abajo del 100%, por lo que su rendimiento no resultaría ser al 100%.

❖ La tostación de la pirita da lugar a la siguiente reacción:



¿Qué cantidad de **Fe₂O₃** se obtendrá de 200Kg de pirita de 80% de riqueza?

$$M=200 (0.80)= 160\text{Kg}$$

Con relación masa-masa:

$$2\text{FeS}_2 = 239.7 \text{ Kg} \quad \frac{239.7}{159.7} = \frac{160}{x}$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 = 159.7 \text{ Kg}$$

$$11/2 \text{O}_2 = 176 \text{ Kg}$$

$$4\text{SO}_2 = 256 \text{ Kg}$$

resultado:

$$x = 106.60 \text{ Kg de óxido de hierro III}$$

❖ En una tonelada de galena **PbS** con una riqueza del 80% ¿Cuál es la masa de plomo?

En 1000 Kg el 80% = 800 Kg de mineral

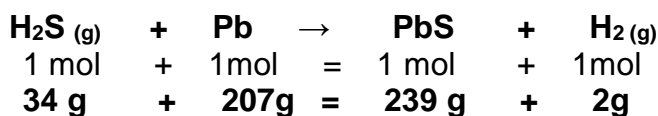
La masa molar del **sulfuro de plomo (II): PbS = 239.2 Kg/Kmol (239.2g/mol)**

Con una relación masa-masa expresado en Kilogramos:

$$\frac{207.2}{239.3} = \frac{x}{800} \quad \text{existen; } x = 692.3 \text{ Kg de plomo}$$

❖ Si hacemos reaccionar **H₂S(g)** en exceso en C.N. sobre una muestra de 5 g de Pb se formará un precipitado (producto) de 0.853 g de PbS sulfuro de plomo (II).

¿Qué % de plomo contenía la muestra?



Con la relación masa-masa en forma proporcional de reactante a producto:

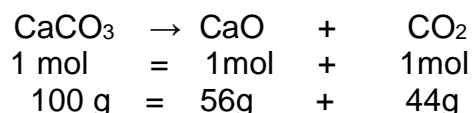
$$\frac{207}{239} = \frac{X}{0.853} \quad \text{se encuentra que } \mathbf{X = 0.739 \text{ g de Pb}}$$

Dentro de los 5 gramos de muestra existe un porcentaje de plomo, por lo que: $5(\%) = 0.739(100)$, donde el símbolo % es la incógnita, al despejarlo:

En la muestra se tiene **14.77% de Pb**.

- ❖ Tenemos una tonelada del mineral caliza con una riqueza en carbonato de calcio de un 95% y queremos saber cuántos kilogramos de óxido de calcio se podrán obtener de ella, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 70%.

La ecuación química de la reacción:



1000Kg de caliza (0.95)= 950 Kg

La fórmula general para determinar el rendimiento (R) es:

$$\mathbf{R = \text{masa obtenida} / \text{masa calculada} (100)}$$

Con relación masa-masa, con base a la unidad Kg sabemos que:

$$\frac{100}{56} = \frac{950}{X} \quad \text{al despejar la incógnita X:}$$

$$\mathbf{X = 532 \text{Kg de CaO}} \quad (\text{masa calculada o teórica})$$

Ahora determinamos los Kilogramos de óxido de calcio **CaO** que se podrán obtener:

$$70 = \frac{532}{532} (100) \quad \text{despejamos (masa obtenida)}$$

La cantidad obtenida = 372.4 Kg de cal viva cuyo nombre químico de acuerdo a la nomenclatura Stock; óxido de calcio.

Reactivo limitante

Una reacción química se produce en condiciones estequiométricas cuando las cantidades de reactivos (en moles) están en las proporciones idénticas a las de la ecuación química ajustada.

Es frecuente que se use un exceso de alguno de los reactivos para conseguir que reaccione la mayor cantidad del reactivo menos abundante.

El reactivo que se consume en su totalidad es el que va a limitar la cantidad de producto que se obtendrá y se denomina **reactivo limitante**. Los otros reactivos se llaman **en exceso** y no se consumen totalmente.

¿Cómo puedes saber cuál es el reactivo limitante?

Por ejemplo, en la reacción del aluminio con el oxígeno para formar óxido de aluminio, mezclas para que reaccionen dos moles de aluminio con dos moles de oxígeno.

Cuando en una reacción química intervengan cantidades de dos o más reactivos, antes de realizar los cálculos estequiométricos debes determinar cuál es el reactivo limitante, ya que será la referencia para todos los cálculos relacionados con la ecuación química ajustada.

La ecuación ajustada es: **$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$**

y haciendo uso de la proporción estequiométrica el aluminio y el oxígeno:

$$\frac{4 \text{ mol de Al}}{3 \text{ mol de O}_2} = \frac{2 \text{ mol de Al}}{n(\text{O}_2)} \quad \text{entre}$$

$n = 1.5$ moles de O_2

Por tanto, únicamente reaccionan 1.5 moles de O_2 y quedan sin reaccionar 0.5 moles de oxígeno. El reactivo limitante es el aluminio, que se consume totalmente.

Ver más ejemplos en: 3.2 Reactivos limitante y en exceso – ies dmjac,

[esdmjac.educa.aragon.es/departamentos/fq/temasweb/fqdmiral/FQ1BAC/FQ1BAC Tema 2 Reacciones químicas/32_reactivos_limitante_y_en_exceso.html](http://esdmjac.educa.aragon.es/departamentos/fq/temasweb/fqdmiral/FQ1BAC/FQ1BAC_Tema_2_Reacciones_químicas/32_reactivos_limitante_y_en_exceso.html)*

Actividad experimental No. 9

Estequiometría

Rendimiento teórico, rendimiento porcentual y reactivo limitante

Propósito.

Conocer, comprender y aplicar los conceptos relacionados con la estequiometría y aplicarlos en el análisis de las reacciones químicas para la identificación del reactivo limitante, además de calcular el rendimiento teórico, rendimiento real y rendimiento porcentual de un cambio químico.

FUNDAMENTOS TEÓRICOS.

Una pregunta básica que se plantea en el laboratorio y en la industria química es: "¿Qué cantidad de producto se obtendrá a partir de cantidades específicas de las materias primas (reactivos)?" O bien, en algunos casos la pregunta se plantea de manera inversa:

¿Qué cantidad de materia prima se debe utilizar para obtener una cantidad específica de producto?"

Estos cuestionamientos se atienden al aplicar la estequiometría. Ésta se define como la relación cuantitativa entre especies químicas reactivas. Una ecuación química balanceada indica las proporciones de combinación o estequiometría en moles de las sustancias reactivas y sus productos. Para realizar los cálculos estequiométricos se recomienda atender los siguientes 3 pasos:

1. Transformar la masa conocida en gramos de una sustancia en el número de moles correspondiente,
2. Obtener las relaciones molares entre las sustancias involucradas en el problema, puede ser reactivo-reactivo para identificar al reactivo limitante, o reactivo limitante-producto para calcular el rendimiento teórico.
3. Reconvertir los datos obtenidos en moles en las unidades métricas que precisa la respuesta y verifique que el resultado obtenido sea razonable en términos físicos. Independientemente de que las unidades utilizadas para los reactivos (o productos) sean moles, gramos, litros u otras unidades, para calcular el rendimiento teórico (cantidad de producto formado) en una ecuación se utilizan moles.

Este método se denomina método del mol, que significa que los coeficientes estequiométricos en una reacción química se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia. Cuando un químico efectúa una reacción, generalmente los reactivos no están presentes en cantidades estequiométricas exactas. Como consecuencia, algunos reactivos se consumen mientras que parte de otros se recuperan al finalizar la reacción. El reactivo que se consume primero en la reacción y que por tanto detiene el proceso, se denomina reactivo limitante, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente.

Planteamiento de hipótesis_____

Material y reactivos

Una Balanza granataria un vaso de precipitados HCl 1.0 M, 2 vasos de precipitados, una probeta de 100 mL, NaHCO_3 (aproximado al 99% de pureza), un vidrio de reloj una espátula.

Nota:

a)*El grado reactivo del HCl al 37% tiene una concentración $M = 12 \text{ mol/litro}$ Entonces un 1.0 mol (**36.46 g**) existen en 83.3 mL y 0.1M (3.646) esta en 8.33mL

Aclaración: para **preparar** la **disolución 0.1 M** o 0.1 N se disuelven 3.64 g de ClH en 1 litro de agua destilada.

b)Si partimos de ClH de riqueza 37% y densidad 1.19, hemos de disolver $(3.646/0.37) = 9.8 \text{ g/L}$ o en volumen $(9.8/1.19) = 8.2 \text{ mL/L}$.

**Una disolución 1.0 M de HCl existen 98 gramos en un litro (g/L)

Procedimiento

1. En la balanza granataria pesar **5.0 g de NaHCO_3** y colocarlos en un vaso de precipitados de 100 mL.
2. Agregar cuidadosamente, gota a gota, depositándolo por la pared del vaso de precipitados 15 mL de HCl grado reactivo(a) porque $3.646(15)/8.33 = 6.56 \text{ g de HCl.}^*$ (una opción).
La otra opción, segunda agregar 20 mL de ácido al 37% de una disolución 1.0 M** agregamos entonces $98(20)/1000 = 1.96 \text{ g de HCl}$.
3. Dejar reaccionar, observando con atención lo que sucede.
4. Escriba la ecuación balanceada.
5. Identificar a qué tipo de reacción corresponde.
6. Identificar al reactivo limitante.
7. Calcular el rendimiento teórico de cada uno de los productos.

Conclusiones

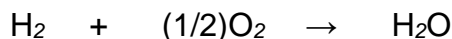
Referencias:

- 1.Brown, Lemay, & Bursten Química La ciencia Central Novena Edición
 - 2.Raymond Chang Química Séptima Edición
- <https://ingenieria.mx.l.uabc.mx/index.php/descargas/finish/87-practicas-de-quimica-general-1829/220-practica-8-estequiometria-rendimiento-y-reactivo-limitante>

Otro ejemplo de estequiometría

- ❖ Se tienen 3.0 g de H_2 y 32.0 g de O_2 , si se planea obtener agua quemando el hidrógeno, ¿cuánto de H_2O deberíamos obtener? (rendimiento teórico). Si se obtuvieron 26.3 g de H_2O , ¿Cuál fue su porcentaje de rendimiento?

Antes que nada anotamos la ecuación balanceada de la combustión del hidrógeno, que viene implícita en el problema.



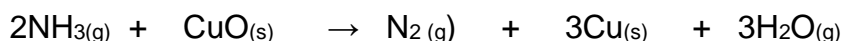
Por cada mol de H_2 (2.0 g) se necesita medio mol de O_2 (16 g) y obtener 18.0 g de H_2O . Con los reactivos se tendrían 1.5 moles de H_2 y 2 medios moles de O_2 , por lo que el reactivo limitante será H_2 .

Si se sabe que por cada mol de H_2 se obtendrá un mol de H_2O , y este (el hidrógeno) es el reactivo limitante al finalizar obtendremos 1.5 moles de H_2O que son (18.0g x 1.5 = 27.0g) 27.0g (rendimiento teórico).

Si se obtuvieron 26.3g de H_2O en la práctica, el porcentaje de rendimiento será: (26.3g/27.0g)x100% = 97.4% de rendimiento. **Referencia:**

<http://zona-quimica.blogspot.mx/2010/07/rendimiento-de-reaccion.html>

❖ En la siguiente reacción, suponiendo 100% de pureza en reactivos:



Al reaccionar 18.1 g de NH_3 con 90.4 g de CuO , se obtienen 10.6 g de N_2 . Si en realidad se produjesen 6.63 gramos, el $\frac{6.63 \text{ g de Nitrógeno}}{10.6 \text{ g de Nitrógeno}} (100) = 62.5 \%$ rendimiento porcentual del **nitrógeno** sería;

Cuestionario número 11.

1. *Se hacen reaccionar 7.5 moles de cloro (Cl_2) con 5.5 moles de aluminio (Al) para formar AlCl_3 ¿Qué afirmaciones son ciertas? **les dmjac**
- () El reactivo limitante es el cloro
 - () El reactivo limitante es el aluminio
 - () No reaccionan 0.5 moles de aluminio
 - () se forman 5 moles de AlCl_3

Video de you tube: <https://www.youtube.com/watch?v=MQ8bipwt0MQ>

REACTIVO LIMITANTE | Química Básica. 23 oct. 2017.



En equipo, técnica de expertos, resolver los siguientes problemas.

2. Calcular cuántos gramos de óxido de hierro (III) se obtendrá a partir de un cuarto de kilogramo de disulfuro de hierro, **si la reacción de combustión es completa**. Balancea: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$

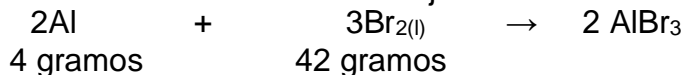
Respuesta: **166.56 g de Fe_2O_3**

3. En una descomposición electrolítica del agua se producen 5.04 g de hidrógeno ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen? Respuesta **40.32 g**.

4. Si se tiene una mezcla de aire puro de 79% de nitrógeno y 21% de oxígeno en volumen.

- a) ¿Cuántos gramos de cada gas existen en un mol?
- b) ¿Cuántos gramos de esta mezcla de aire existen en 22.4 litros en condiciones normales?

5. La reacción de aluminio metálico con bromo, un no metal líquido, es espontánea, es decir, no se necesita energía externa para iniciar la reacción. Las cantidades de sustancias que se mezclaron se muestran debajo de los reactivos (Burns, 2013):



- ¿Cuál es el **reactivo limitante**? Mostrar con cálculos. Argumentar.
- ¿Cuál es el rendimiento teórico de AlBr_3
- Si el rendimiento real es de 32.2 gramos de AlBr_3 ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

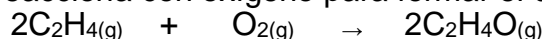
Respuestas: Aluminio, rendimiento teórico de AlBr_3 = 30.5 g; 81.5 %

Durante la descomposición de esta sal; $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_{2(g)}$

6. En un experimento se calienta una muestra de 25 gramos de KClO_3 que produce 10 gramos de oxígeno. Calcular el rendimiento de oxígeno (Brescia 1990: cap.4).

Respuesta: 98 %(realizar los cálculos).

7. El gas eteno o etileno reacciona con oxígeno para formar el óxido de etileno:



Si se obtiene 180 gramos de producto a partir de 120 gramos de eteno ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento? **Respuesta 95.2 %**

8. El tetracloruro de carbono fue preparado por reacción de 500 g de disulfuro de carbono con cloro: $\text{CS}_2 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{S}_2\text{Cl}_2$

Si se obtuvieron 800 g de CCl_4 ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento? **79.2%**

9. Cuando se hace reaccionar 250 gramos de trióxido de dicromo con 100 gramos de aluminio, se forma cromo y óxido de aluminio. (reducción metálica) **ies dmjac**

¿Cuál es la masa del cromo obtenido? **Respuesta, m= 171.1 gramos**

Sugerimos para reforzar "Khan Academy" resolución de problema en:

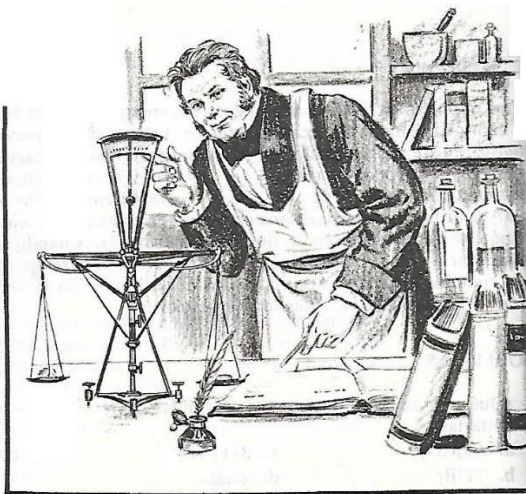
👉 <https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/stoichiometry-and-molecular-composition-ap/limiting-reagent-stoichiometry-ap/a/limiting->

A9. Los estudiantes comprenden que las reacciones químicas no suceden al 100% al analizar información sobre el rendimiento de un proceso y realizar cálculos del mismo, a partir de las características de la materia prima y de las condiciones de reacción (N3).

Jons Jakob Berzelius
(1779- 1848)

Jons Jakob Berzelius fue uno de los muchos médicos interesados en la química y de los grandes contribuyentes a su progreso. Sus primeros estudios los realizó en una provincia sueca cerca de Estocolmo, donde nació.

Una de sus actividades fue el análisis de casi 2000 materiales simples y compuestos para determinar la proporción de sus elementos. En esto invirtió 10 años. Inventó un sistema de nomenclatura, el sistema actual de símbolos y fórmulas. También descubrió algunos elementos: selenio, silicio y torio. Durante toda su vida, Berzelius colaboró con los comités y comisiones nacionales relacionados con la ciencia, la agricultura y educación para mejorar el nivel de vida de sus compatriotas suecos. (Smoot-Price, 1988)



✓ Estrategia 4



¿Por qué son importantes los metales?

La siguiente lectura aporta **al profesor información** para abordar en clase los usos y la importancia de los metales para la sociedad.

Introducción

Los metales fueron los primeros materiales que revolucionaron el modo de vida de la humanidad, acompañándola, virtualmente, desde el inicio de su existencia, salvo algunas excepciones, como lo son los metales preciosos (platino, oro y plata) los metales rara vez se encuentran en la naturaleza en forma pura, por lo que tuvieron que desarrollarse métodos para obtenerlos puros.

El cobre parece haber sido conocido desde los tiempos prehistóricos; fue utilizado para hacer utensilios e instrumentos de guerra antes de iniciarse el uso del hierro. Los antiguos conocían siete metales: oro, plata, mercurio, cobre, estaño, hierro y plomo, que designaron con los nombre y símbolos de siete grandes cuerpos celestes; el Sol, la luna, Mercurio, Venus y Júpiter, Marte y Saturno. De los 31 metales de transición sólo tienen importancia unos 18 (Babor, capítulo 31, 1977).



Símbolos alquímicos (Babor, 1977).

Esta importancia radica en que los metales resultan insustituibles en muchas aplicaciones debido a sus particulares propiedades mecánicas y electrónicas (Duffó G.S. 2005)

En la actualidad, nuestro mundo es inconcebible sin metales, pero resulta que muchos de ellos tienden a agotarse. Están en ese caso el mercurio, magnesio, aluminio, titanio, la plata, el oro y el plomo, entre otros.

Los aceros son las **aleaciones metálicas** de uso más corriente. El hormigón armado con perfiles de hierro es un ejemplo común de aplicación en una estructura compuesta, las chapas y perfiles de hierro y de acero se usan en enormes cantidades en la industria automotriz y naval. La mayoría de las grandes estructuras metálicas, y también son de acero.

Los aceros inoxidables, que contienen cantidades variables de cromo y de níquel, además de otros componentes menores, son cada vez más empleados en la construcción de equipos industriales, recipientes sometidos a condiciones químicas agresivas. Existen otras aleaciones resistentes a la corrosión, que en ciertas condiciones compiten exitosamente con los aceros. Un ejemplo son algunas aleaciones de titanio, mucho más livianas que los aceros, a igualdad de resistencia mecánica y química.

El aluminio también es un metal que se emplea en enormes cantidades y en múltiples usos. La industria aeronáutica lo usa en muchos elementos estructurales y de recubrimiento de los aviones, a veces combinado con titanio. Uno de los usos más notables es para perfeccionar envases para bebidas. En artículos domésticos para cocina, el aluminio compite con el acero inoxidable y el hierro esmaltado.

La mayoría de los cables eléctricos son de cobre, tanto los de alta tensión como los de baja potencia. En estos usos también se emplea el aluminio. En los últimos años hay cierta tendencia al predominio de este último en las instalaciones de alta tensión, ya que su peso específico es menor y su conductividad, parecida.

El cobre por su resistencia a la corrosión se usa para construir calderas, **alambiques**, concentradores, monedas y techados.

COMENTARIO

Búsqueda de metales en células y fuentes naturales de agua.

Los metales como el potasio, sodio, calcio, magnesio, hierro, cobre y zinc tienen un papel relevante para los seres vivos. La presencia de los iones metálicos en las células es fundamental para transportar oxígeno, formar los huesos, llevar a cabo la contracción muscular y la transmisión de impulsos nerviosos entre otras funciones. La investigación enfocada en la proteína transportadora de potasio un receptor natural resultó en el premio Nobel de Química para Roderick MacKinnon en 2003.

Por otra parte, muchos metales tienen una alta toxicidad y su identificación en fuentes naturales de agua, como ríos y lagos, es un tema de gran impacto social. En 1987, los investigadores Donald James Cram j. Pedersen y Jean-Marir Lehn fueron distinguidos con el premio Nobel de Química por el descubrimiento de compuestos llamados éteres corona, los cuales pueden atrapar iones metálicos e imitar el comportamiento de algunas **enzimas** (La química entre nosotros, 2016).

Por su existencia en los organismos vivos y en el suelo, en el uso como catalizadores de reacciones inorgánicas y orgánicas, así como en las industrias de la construcción, automotriz y mecánica-eléctrica. En odontología y ortopedia para elaborar prótesis, como bactericidas y otros de uso en las industrias farmacéutica, alimentaria, aeronáutica, en telecomunicaciones, robótica e informática, celulares, pinturas y otros.

El oro

En las dos últimas décadas el oro (Aurum) ha dejado de ser considerado un metal inerte para transformarse en objeto de numerosos estudios sobre sus propiedades a nivel nanoscópico, como catalizador y en biomedicina. Los descubrimientos realizados muestran el gran potencial de este metal y auguran muchas aplicaciones en diversas áreas.

El oro es uno de los metales más codiciados: desde la antigüedad, muchas civilizaciones lo han empleado con fines ornamentales y como moneda de cambio, debido a su resistencia frente a la oxidación, la humedad y la mayoría de los agentes corrosivos le permite conservar su color amarillo y brillo a pesar del paso del tiempo. Hoy en día, su **inercia química** (resistente a la corrosión) ha sido aprovechada en los lugares más insospechados. Por ejemplo, la mayoría de las bolsas de aire de los automóviles poseen contactos de oro para asegurar un correcto funcionamiento cuando sea necesario.

Por su baja toxicidad, los chefs más atrevidos lo han incluido en su lista de ingredientes para satisfacer los gustos de sus comensales más extravagantes; en gastronomía, debido a que el oro puro es un metal muy blando, se emplea en forma de láminas o polvo, de esta manera se pueden decorar exquisitos postres; por tratarse de un metal inerte, abandona el organismo sin efectos secundarios en alrededor de 24 horas.

Sin embargo, la aparente baja reactividad del oro, que lo ha hecho tan atractivo desde el punto de vista estético, había sido la causa de que los químicos no se hubieran interesado por este metal. Sólo hasta finales del siglo pasado se observó que, bajo ciertas condiciones, el oro presenta una reactividad especial que lo distingue de otros metales [Porcel García Susana, (2016) La química entre nosotros. UNAM].

Kilate:

Se refiere a la pureza del metal y toma como referencia el oro puro, que tiene 24 kilates. En este caso el oro de 10 kilates tiene 10 partes de oro y 14 de otros metales.

Los isótopos en medicina

Los isótopos de un elemento, en particular los isótopos radiactivos que se utilizan para seguir la ruta de los átomos en un proceso químico o biológico, se llaman trazadores.

Isótopo	Vida media	usos
^{24}Na	15 h	Monitoreo de circulación sanguínea.
^{43}K	22.4	Tomografía miocárdica.
^{47}Ca	4.5 d	Estudio del metabolismo del calcio.
^{51}Cr	27.8 d	Determinación del volumen de eritrocitos, diagnóstico.
^{60}Co	5.3 años	Esterilización de equipo médico, tratamiento contra el cáncer.
^{99}Tc	60 h	Diagnóstico por imágenes de varios órganos y huesos, y la ubicación de la placenta.

(Raymond Chang-Kenneth A. Goldsby, 2013: capítulo 19)

Tarea para el estudiante.

- a) El oro blanco: ¿por qué el **litio** es tan importante para el mundo (y para Argentina)?

☞ <https://www.forbesargentina.com/today/el-oro-blanco-por-litio-tan-importante-mundo-y-argentina-n2394>

- b) ¿Cuál es la importancia del **litio** en nuestro país?

- c) ¿Cuáles son los usos importantes del **titanio**?

☞ <https://www.rocasyminerales.net/titanio/>

- d) La importancia del **cromo** en los seres vivos

☞ <https://www.google.com/search?client=firefox-b-d&q=Importancia+del+cromo+en++los+eresd+vivos>

Pero para conocer el porqué de su importancia es necesario estudiar lo que se propone a continuación.

Propiedades físicas de los metales (N2)

Aunque cada metal tiene características propias, hay un conjunto de propiedades que los definen, como se muestra en el siguiente cuadro.

Propiedad	Significado común
Alta conductividad eléctrica.	Buenos conductores de la electricidad.
Alta conductividad térmica.	Buenos conductores del calor.
Brillo metálico.	Apariencia plateada o dorada.
Maleabilidad.	Capacidad para deformarse (bajo presión), sin romperse.
Ductilidad.	Factibilidad de ser formados en hilos delgados.
Tendencia a formar cationes.	Facilidad de que sus átomos pierdan uno o más electrones al enlazarse químicamente o encontrarse en disolución.

Los metales en su estado natural, son relativamente blandos; es decir muy fáciles de deformar, sin embargo por diversos tratamientos puede conseguirse que aumenten su dureza. También pueden fabricarse **aleaciones, que son mezclas** de distintos metales y que originan materiales más duros que sus componentes originales.

Mezclas metálicas

Un metal puro no tiene, a menudo, las propiedades exactas que se necesitan para un uso específico, por ejemplo, a veces es necesario un metal que sea tanto duro como buen conductor de la electricidad.

Nombre común	Mezcla de metales	usos
Latón	Cobre-Zinc	Plomería, partes de computadoras, iluminación.
Bronce	Cobre-Zinc-Estano	Soportes, campanas, medallas
Oro de 10 kilates	Oro-Plata-Cobre	Joyería
Peltre	Estano-Antimonio-Plomo	Cubiertos
Acero inoxidable	Hierro-Cromo-Níquel	Instrumentos, tarjas

La aleación tiene propiedades fisicoquímicas diferentes a las de los metales originales, por ejemplo el oro puro (denominado de 24 quilates) es demasiado blando para usarlo en joyería. Para hacerlo más fuerte se mezcla con plata y cobre, lo que en una proporción de 25 % da lugar a una aleación conocida como oro de 18 quilates.

El cobre es buen conductor pero blando.
El zinc es más duro pero no es muy buen conductor.

Si se funde la **mezcla exacta de cobre y zinc**, y se deja enfriar y se solidifica, tiene las dos propiedades que se necesitan, **tal mezcla es una aleación**. Esta se llama latón.

Aleación	Propiedades particulares	Contiene	Porcentaje
Acero inoxidable	Resistencia a la corrosión	Hierro Cromo níquel	74 18 8
Soldadura	Su punto de fusión es muy bajo pero forma un sólido muy fuerte	Plomo Estaño	50 50

Las aleaciones del mercurio se llaman amalgamas. Las de plata y zinc son muy utilizadas por los dentistas para rellenar las cavidades dentales. El mercurio, que **solo es muy venenoso**, cuando se encuentra en esta amalgama no representa mayor problema para la salud.

Las hojas de rasurar tienen una aleación de Cromo-Platino.

Nitinol

When combined in just the right amounts, nickel and titanium create Nitinol. Known for its unique superelastic and shape memory properties - the ability to remember and return to a specified shape after deformation when exposed to a predetermined temperature - this alloy is revolutionizing the way the medical device and other high-performance industries manufacture next-generation solutions.

👉 <https://fwmetals.es/materials/nitinol/>

©2020 Fort Wayne Metals Research Products Corp - Turning

Formado por níquel y titanio. Se utiliza en tratamientos y en ganchos para reparar fracturas de los huesos.

Se aplica en **ortodoncia**, dado que permite la colocación sencilla de endodoncias, que son deformables en frío, pero que se convierten en rígidas con el calor corporal. También se aplica en el **tratamiento de fracturas**, reduciendo el tiempo de recuperación y mejorando la fusión del hueso; por ello es habitual que los cirujanos traten ciertas fracturas enrollando cable alrededor del hueso para empujar las piezas sueltas y hacer que se unan.

Este proceso de transformación del material es la base de las dos características esenciales de esta aleación: recordar su forma y super elasticidad. La propiedad de super elasticidad implica que en ambos estados es un material muy maleable.

Otros metales con memoria son aleaciones formadas por Ag-Cd, Au-Cd, Cu-Al-Ni.



El nitinol es una aleación que regresa a su forma original con facilidad.

El zamak

Inicialmente bautizado como 'Zama' o 'Mazak', la New Jersey Zinc Company optó finalmente por el término **Zamak**, para destacar la importancia del zinc como elemento principal. Esta palabra está compuesta por las iniciales en alemán de los elementos que forman la aleación: Z (Zinc), A (Aluminium), Mg (Magnesium) y 👉 <http://lalos.com.br/esp/lo-que-es-zamak/K> (Kupfer, cobre).

Piezas comerciales en aleación Zamak



Características de cada elemento en la aleación zamak

El **zinc** es un metal relativamente denso, que presenta excelente durabilidad. Las aleaciones de zinc para fundición también son más resistentes mecánicamente que la mayoría de otros materiales.

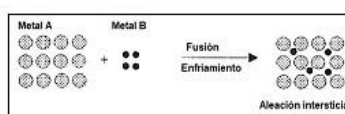
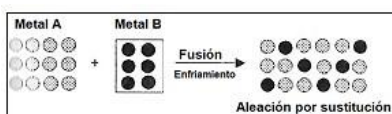
Las piezas fundidas en aleaciones de zinc, además de excelente resistencia a varias condiciones agresivas, poseen óptima calidad y bajo costo de producción. Ellas poseen resistencia considerable a la corrosión y al desgaste.

El **aluminio** es el elemento más eficiente para unirse al zinc, para aumentar la fluidez y refinar el granulado pretendido en la estructura de la aleación fundida.

El **magnesio** es utilizado en bajas concentraciones y su objetivo principal es compensar los efectos de las impurezas metálicas y reducir la corrosión intergranular. También resulta en una aleación más dura y una pequeña reducción de ductilidad.

El **cobre** aumenta la resistencia mecánica, rigidez y resistencia a fluencia.

Cuando los átomos de los metales que forman una aleación son casi del mismo tamaño pueden



reemplazarse fácilmente sin romper ni alterar la estructura cristalina del metal que se encuentra en mayor proporción. Tenemos entonces una **aleación por sustitución**, ejemplo **Au-Ag**. Si la diferencia de los átomos es mayor, los más pequeños ocupan huecos dejados por los átomos mayores-las posiciones intersticiales- por lo que se les conoce como aleaciones intersticiales, por ejemplo el acero, podríamos decir que los pequeños átomos del carbono están disueltos en el hierro. Al aumentar la cantidad de carbono, el acero se vuelve más duro. Con 0.2% se tiene acero blando (clavos y cadenas); con 0.6% se tienen aceros medios (los rieles o vigas); y con 1% aceros de alta calidad (cuchillos, resortes, herramientas y similares). Además del carbono se forman aleaciones con Cromo y Níquel con los que se produce el acero inoxidable (Garritz-Chamizo, 1994: capítulo 6).

Tarea para el estudiante.

Investiga la composición de la aleación **Alpaca** y sus aplicaciones. ¿La alpaca en el sector comercial con que nombre se le conoce?

👉 [https://www.ecured.cu/Alpaca_\(aleaci%C3%B3n\)](https://www.ecured.cu/Alpaca_(aleaci%C3%B3n))

¿Qué es la Metalografía?

👉 <https://metalografia.es/?p=6> (Posted on June 5, 2019 by metallography)

Trabajo en equipo



El estudiante buscará información que le permita diseñar una actividad experimental para identificar las propiedades físicas y químicas de los metales.

Actividad experimental No. 10

Identificar las propiedades físicas y químicas de los metales

Todos los metales:

¿Consideran que reaccionan con las mismas sustancias y lo hacen con la misma facilidad? ¿Conducen el calor y la electricidad y se dilatan de igual manera? ¿Son sólidos? ¿Únicamente forman óxidos básicos? ¿Hay excepciones? ¿Cuáles? ¿Cuáles tienen propiedades bactericidas? ¿El **cobre** es bactericida? **indagar información**

Elaborar una **hipótesis** que dé respuesta a las preguntas formuladas y deberán **indicar las razones que los llevaron a plantearla**.

El estudiante buscará información para el diseño de esta actividad.

Bajo los siguientes lineamientos:

Propósito:

Material:

Sustancias:

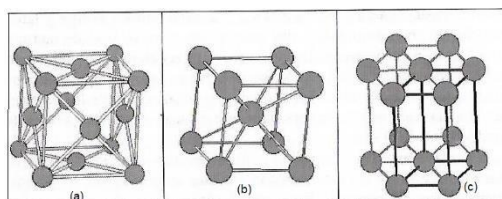
Desarrollo:

Registro de datos:

Observaciones, conclusiones y argumentar en clase. **Elaborar un reporte.**

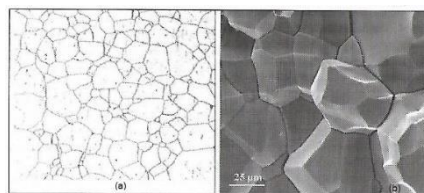
Relación: Estructura- propiedades- usos

La mayoría de los metales y aleaciones metálicas tienen a sus átomos distribuidos según alguna de las estructuras cristalográficas de las mostradas e la siguiente figura y se denominan **(a)** cúbica centrada en las caras, **(b)** cúbica centrada en el cuerpo y **(c)** hexagonal compacta.



A su vez los metales están formados por una gran cantidad de cristales (o granos) que pueden ser observadas al microscopio óptico luego de atacar a los metales con reactivos químicos determinados mediante proceso denominado metalografía o mediante la fractura de dichos materiales bajo determinadas condiciones, y su posterior observación al microscopio de barrido.

En (a) lo que se observa es la raza de los límites de granos, mientras que en (b) se observan los granos directamente.



Los metales o sus aleaciones se utilizan con éxito en diversos implantes, por ejemplo, en prótesis de cadera, donde se utilizan acero inoxidable, aleaciones cobalto-cromo y titanio-aluminio-vanadio, que pese a los problemas que puedan originar, actualmente no existe material que los pueda sustituir (Duffó G.S., 2005).

Casi todos los implantes para sustituir hueso requieren ser de metal, porque tienen propiedades mecánicas más adecuadas. No obstante, los que tienen una respuesta de biocompatibilidad y que por lo tanto, son de uso médico, son sólo tres; las aleaciones de titanio, el cobalto-cromo y el acero inoxidable. En el ámbito mundial ha ganado terreno el titanio (Rodil Sandra, 4 de agosto 2014. Gaceta UNAM).

Tarea para el estudiante.

El uso del, circonio en el sector salud; medicina y odontología.

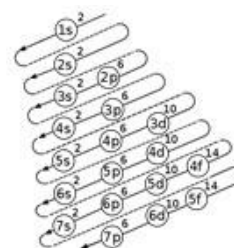
☞ <http://www.conceptsrsl.com/zirconoenmedicina.asp>

COMENTARIO

El concepto de **configuración electrónica** establece la forma en que se determina el ordenamiento de los electrones dentro de un átomo asociado a un elemento dado. Esto permite que sea posible apreciar a un nivel atómico todo lo referente a las propiedades de un elemento y el mecanismo de sus reacciones químicas.

$^{79}\text{Au} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^9$

$^{22}\text{Ti} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$





El profesor apoya al estudiante para que éste explique, a nivel partícula y con ayuda del modelo de enlace metálico, algunas de las propiedades de los metales que observó en la actividad experimental (el brillo metálico, la conductividad eléctrica, maleabilidad entre otras). A10

Enlace metálico

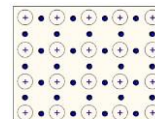
Las propiedades de los metales no se explican en términos de enlaces ordinarios, iónicos a covalentes. Una de estas propiedades es la conductividad eléctrica.

Esta propiedad depende de una fuente de electrones. Los electrones de valencia de los metales no son compartidos entre átomos, sino que están libres para moverse alrededor de todos los núcleos en el metal. Los llamamos electrones libres y forman el enlace metálico.

Podemos explicar este fenómeno afirmando en un sentido figurativo que los núcleos de los metales “nadan en un mar de electrones”. Las propiedades metálicas están determinadas por los electrones de valencia y la valencia metálica representa el número de electrones libres que pueden intervenir en el enlace metálico.

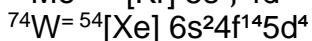
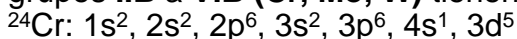
Existen compuestos formados por dos metales, por ejemplo, el mercurio y el potasio forman cinco compuestos, KHg , KHg_2 , KHg_3 , KHg_5 y KHg_{13} . No existen una explicación simple de la manera como se forman estos compuestos (Guayasamin Guerrero G., 1987).

El enlace metálico se produce cuando se unen átomos de un mismo metal, dando como resultado estructuras muy compactas formando redes tridimensionales. Las sustancias metálicas tienen propiedades muy características, como el brillo y la conductividad eléctrica, de aquí se deduce que los **electrones libres** implicados en este tipo de enlace deben tener gran libertad de movimiento.

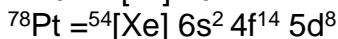
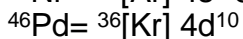


Modelo del mar de electrones:
cationes metálicos inmersos en
una gran cantidad de
electrones móviles.

El número de electrones disponibles en un elemento para la formación de enlaces metálicos determina las propiedades físicas de dicho elemento. Los elementos de los grupos **IA** y **IIA** tienen 1 y 2 electrones libres. Los elementos de los grupos **IIB** a **VIB (Cr, Mo, W)** tienen de tres a seis electrones libres.



El número de electrones de los elementos de los grupos **VIIB** y **VIIIB (Ni, Pd, Pt)** sigue siendo seis, pues sus electrones del **subnivel “d”** no participan en la formación de enlaces metálicos.



El **número de electrones libres por átomo** comienza a disminuir con los metales de los grupos **IB** y **IIB**. En los grupos **IIIA** a **VIIIA**, los no metales, las propiedades no metálicas decrecen con rapidez (Smoot-Price, 1998: capítulo 9).

Hoy se acepta que en los metales el enlace no es entre átomos sino más bien entre cationes metálicos y lo que fueron sus electrones. Así por ejemplo el metal, sodio es un conjunto ordenado de cationes Na^{1+} y un “mar de electrones” distribuidos entre ellos. Aquí, el compartimiento de electrones ocurre entre todos los núcleos metálicos, que poseen valores iguales de electronegatividad.

COMENTARIO

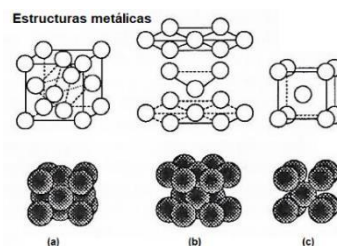
El **hierro** es un **metal** que **se oxida** fácilmente **porque** sus electrones no están entrelazados con un enlace muy fuerte. En presencia del **O₂**, **H₂O** o **HOCl**, el **hierro** tiende a perder electrones **rápidamente**. El cloro es el agente oxidante **porque** gana electrones.

El hecho de que los electrones estén deslocalizados explica por qué estos elementos son buenos conductores tanto del calor como de la electricidad, ya que ambos fenómenos están asociados al libre movimiento de sus electrones (banda de energía parcialmente llena). Los metales son conductores, mientras que los, sólidos iónicos o covalentes, donde los pares de electrones están bien localizados, no lo son.

Cuando un pedazo de metal se somete a presión externa, los cationes metálicos pueden resbalar unos sobre otros, debido a la capa de electrones que los separa. El metal se deforma pero no se rompe, a diferencia de los cristales iónicos. Esta es la explicación de su maleabilidad y de la ductilidad. Los núcleos de los metales se organizan en estructuras ordenadas.

Imagina que colocamos sobre una superficie lisa 14 bolas de billar. Si después se agregan más bolas en una segunda capa se colocarían en los huecos que forman cada tres bolas de la primera capa. Para añadir bolas en una tercera capa hay ahora dos opciones o escogemos los huecos de la segunda capa que están directamente sobre las bolas de la primera, o usamos aquellos que se encuentran sobre huecos de la primera capa. Si se escoge la primera opción se obtiene una estructura llamada hexagonal de empaquetamiento compacto, mientras que la segunda da lugar a la estructura cúbica centrada en las caras (Garritz-Chamizo, 1994).

Prácticamente todos los átomos metálicos se agrupan de acuerdo con alguna de ellas, **(a)** cúbica centrada en las caras, Cu, Ag y Au, **(b)** hexagonal de empaquetamiento compacto, Be, Mg, Cs, y **(c)** cúbica centrada en el cuerpo, que no corresponde a un empaquetamiento denso, K, Rb, Cs.



No obstante, el modelo no explica adecuadamente todas las propiedades. Por ejemplo, según el modelo la fuerza de los enlaces entre átomos metálicos debería aumentar a medida que lo, hace el número de electrones de valencia, con consecuente incremento en el punto de fusión.

En cambio, los metales del grupo 6B o VIB (**Cr, Mo, W**), que están en el centro de los metales de transición, tienen los puntos de fusión más altos en sus periodos respectivos. Los puntos de fusión a uno y otro lado del centro son más bajos lo que implica que la fuerza de los enlaces metálicos aumenta primero al crecer el número de electrones y luego disminuye. Se observan tendencias similares en otras propiedades físicas de los metales, como el calor de fusión, la dureza y el punto de ebullición.

Para explicar algunas de las propiedades físicas de los metales, necesitamos un modelo más refinado que el de mar de electrones para describir los enlaces metálicos. Se obtiene un mejor modelo aplicando los conceptos de la teoría de orbitales moleculares a los metales (Brown-LeMay-Bursten, 1998: capítulo 23).

A10. Los estudiantes diseñan un experimento para observar algunas de las propiedades físicas de los metales, y explica algunas de ellas, a partir del modelo de enlace metálico. (**N3**)

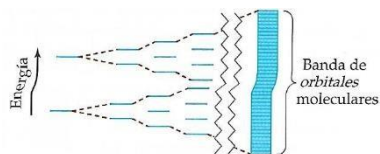
COMENTARIO

Modelo de orbitales moleculares para los metales.

Los orbitales atómicos de valencia de un átomo metálico se traslapan con los de varios de los vecinos más cercanos, los que a su vez se traslapan con orbitales atómicos de otros átomos adicionales.

El modelo de orbitales moleculares es igual al número de orbitales atómicos que se traslapan.

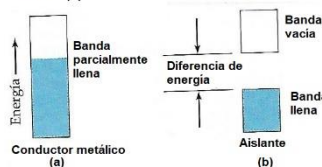
En un metal el número de orbitales atómicos que interactúan o se traslapan es muy grande. Por tanto, el número de orbitales moleculares también es muy grande. La figura muestra de manera esquemática lo que sucede cuando un número creciente de átomos metálicos se junta para formar orbitales moleculares. A medida que los orbitales atómicos se traslapan, se forman combinaciones de orbitales moleculares de enlace y antienlace.



El modelo de orbitales moleculares puede explicar fácilmente las tendencias que muestran las propiedades de los metales de transición, como el punto de fusión.

Los electrones disponibles para formar enlaces metálicos no llenan totalmente los orbitales moleculares disponibles; podemos pensar en la banda de energía como un recipiente parcialmente lleno de electrones. El llenado incompleto de la banda de energía da origen a propiedades metálicas características.

Los conductores metálicos tienen bandas de energía parcialmente llenas, como se muestra en (a). Los aislantes tienen bandas de energía llenas y vacías, como en (b).



Para el silicio y el germanio, la diferencia de energía es muy pequeña como para que, a temperaturas ordinarias, unos cuantos electrones tengan la energía necesaria para saltar de la banda llena (banda de valencia) a la banda vacía (banda de conducción). En consecuencia, existen algunos orbitales vacíos en la banda de valencia que permiten la conductividad eléctrica. Los electrones de la banda superior de energía también actúan como portadores de la corriente eléctrica. Por consiguiente el silicio y el germanio son semiconductores, otros el galio y el arsénico (Brown-LeMay-Bursten, 1998).

Cuestionario número 12.

1. ¿Quién estableció el modelo de enlace metálico y en qué año?

☞ http://www.ugr.es/~mota/QGI-Tema7_EnlaceIII_Enlace_metalico.pdf

2. ¿Qué es una aleación y qué relación tiene con el tema de enlace metálico?

3. ¿Qué características tiene el enlace metálico?

4. ¿Cuál es la diferencia entre propiedades de maleabilidad y ductilidad?

Ordena a los metales de máxima a mínima maleabilidad:

5. ¿Cuál es la diferencia entre conductividad y resistividad?

¿Qué relación existe entre ambas variables?

Elabora una gráfica (x,y) con los datos de la tabla, observa su tendencia y relación:

6. El acero y el latón son metales? Por qué

Elementos o materiales	Conductividad	resistividad
Plata	0,6305	0,0164
cobre	0,5958	0,0172
oro	0,4464	0,0230
aluminio	0,3767	0,0278
Latón	0,1789	0,0590
Cinc	0,1690	0,0610
Cobalto	0,1693	0,0602
Níquel	0,1462	0,0870
hierro	0,1030	0,0970
Acero	0,1000	0,1000
platino	0,0943	0,1050
Estaño	0,0839	0,1200
plomo	0,0484	0,2815
Magnesio	0,0054	2,700

7. Porque disminuye el carácter de enlace metálico con los elementos del grupo IIIA al VIIA?
8. Con base a la tabla periódica cuales son los elementos/metales semiconductores de la electricidad? **Nota:** En ciertos sólidos, los electrones llenan por completo los niveles permitidos de una banda de energía (Brown-LeMay-Bursten, p. 884; aislantes y semiconductores, capítulo 23 metales y metalurgia).
9. Completa en los espacios vacíos con una palabra en la siguiente lectura, usando y conjugando los términos metalúrgicos: **reducción, trituración, amalgama, lixiviación, fusión, ebullición, metal, agua, molido, mena, partículas, ganga, flotación, ácido.**

Cuando el metal oro se encuentra en estado nativo, la mena finamente _____ se pone en contacto con el mercurio. Las partículas de oro se disuelven en él produciendo una _____ de la que se recupera el oro separando por destilación al mercurio. Este procedimiento se llama amalgamación.

Cuando la concentración del metal en la _____ es demasiado baja para reducirlo económicamente en un horno, la mena puede tratarse con disoluciones de reactivos químicos, como cianuro sódico, ácidos, etcétera, que **disuelven** el metal. Este proceso se denomina _____. El _____ puede obtenerse por precipitación con cinc o hierro (para el oro y la plata) o por electrólisis (para el cobre).

Algunos metales de punto de _____ muy alto, como el tántalo, el molibdeno y el wolframio, no pueden fundirse y moldearse fácilmente. Dichos metales se preparan en polvo _____ sus óxidos con hidrógeno. El metal pulverizado se prensa luego en forma conveniente, y las piezas así obtenidas se calientan y someten a fuerte presión. El calor y la presión conjuntamente sueldan o funden las _____ metálicas en una masa homogénea.

Arrastre con _____.

Este método se emplea para eliminar el mineral soluble, y de menor densidad, del mineral insoluble y de mayor densidad. Fue utilizado en la época de la fiebre del oro en California a mediados del siglo pasado para el lavado del oro en los ríos.



Los estudiantes trabajaran en individual **y en equipo.**

Traduce el siguiente párrafo al español

Mercury and silver: a profitable union

The amalgamation of silver and mercury was the defining characteristic of Mexican mining from 1555 to 1905. Mercury was needed for silver production, and silver was essential to the colonial and nineteenth-century economy as it was the primary export product and a major source of fiscal revenue. However, the supply of mercury was hard to maintain because Mexico did not have mines capable of meeting the industry's needs, and so it was almost entirely imported.

Referencia: Herrera Canales Inés. **ARTES de México.** Número 86.

Dato curioso

Los pigmentos blancos clásicos de óxido de zinc y especialmente de óxido de titanio se utilizan en productos cosméticos para proteger del sol. Esto se debe a que ambas sustancias son fluorescentes, por lo que absorben la radiación ultravioleta, dañina para la piel, y la reemiten como radiación visible, que es inocua (García B. D. 2016).

COMENTARIO

Minerales y elementos traza

Alrededor del 96% en masa del cuerpo consta de combinaciones químicas de los elementos carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. El 4% restante se compone de elementos minerales y elementos traza. Los minerales son iones inorgánicos que deben formar parte de una dieta saludable. En la siguiente tabla se da una lista de tales minerales. Entre otros usos, éstos sirven para formar los electrolitos del organismo.

Elemento	% de peso del cuerpo	Elemento	% de peso del cuerpo
Calcio	1.5 a 2.2	Cloro	0.15
Fósforo	0.8 a 1.2	Sodio	0.15
Potasio	0.36	Magnesio	0.05
Azufre	0.25	Hierro	0.004

Calcio- El catión Ca^{2+} , es un compuesto importante de los huesos y los dientes. Tanto unos como otros son básicamente una subestructura proteínica con un depósito de la sal mineral denominada **hidroxiapatita**. El 90% del calcio del organismo se localiza en los huesos y dientes; el ion calcio es importante también en los fluidos del cuerpo. Se considera que el calcio participa en la regulación del transporte de iones de las membranas celulares y tal parece que se necesita en la activación de ciertas enzimas y la coagulación de la sangre. El consumo diario del calcio que se recomienda para los adultos es de 800 miligramos.

Fósforo- Casi el 85% del fósforo (**P**) del cuerpo se localiza en combinación con el calcio, en los huesos y los dientes. El fosfato dihidrogenado y los aniones HPO_4^{2-} se encuentran en los fluidos corporales como sistema tampón. El fósforo se incorpora a muchos compuestos importantes del organismo, tales como el ATP, los fosfolípidos, el ADN y el ARN. Por lo general se tiene suficiente fósforo en una dieta normal.

Sodio- El catión sodio Na^+ es de más alta concentración en los fluidos extracelulares (fluido intersticial y plasma sanguíneo). La cantidad del ion sodio influye en la presión osmótica de estos fluidos extracelulares. El ion sodio puede penetrar por las membranas celulares, y la transmisión nerviosa y el uso de los músculos implica un intercambio temporal del ion sodio extracelular con el ion potasio celular.

Cloruro- el anión cloruro Cl^- es de más alta concentración en los fluidos extracelulares y también está presente en fluidos celulares. Junto con el ion sodio, influye en la presión osmótica de los fluidos extracelulares. El cloruro es un activador de las enzimas de amilasa y se requiere para la formación del ácido clorhídrico gástrico.

Potasio- K^+ es el principal ion positivo de los fluidos celulares, en donde influye en la presión osmótica al interior de las células. El ion potasio, K^+ celular se intercambia temporalmente con el ion sodio, Na^+ extracelular durante la transmisión nerviosa y la concentración muscular.

Azufre- casi todo el azufre que entra al organismo lo hace en la forma de los aminoácidos que lo contienen; metionina, cistina y cisteína. En el cabello forma enlaces de disulfuro ($\text{R-S-S-R}'$). <https://invdes.com.mx/los-investigadores/el-azufre-y-su-importancia-en-la-vida-humana/> ►



Magnesio- Gran parte del magnesio del organismo se encuentra en forma de catión Mg^{2+} en los huesos. La función de este elemento no se conoce por completo, pero se ha encontrado que el ion magnesio se localiza en concentraciones relativamente elevadas en los fluidos celulares.

Parece ser que el magnesio es necesario para la función de muchas enzimas importantes relacionadas con la respiración y el metabolismo de proteínas y carbohidratos.

Además el magnesio es también parte importante de las moléculas clorofílicas que participan en la fotosíntesis.

Entre las buenas fuentes de magnesio están las nueces, los granos de cereal, las verduras de muchas hojas y los alimentos del mar.

COMENTARIO

El cromo es un elemento de número atómico 24 y se caracteriza por ser un metal de transición duro, frágil, de color gris acerado y muy resistente a la corrosión.

Elementos traza, cantidad aproximada en el cuerpo, g/Kg

Elemento	g/Kg	Localización o función del cuerpo
Cromo	0.08	Se relaciona con la función de la insulina en el metabolismo de la glucosa.
Cobalto	0.04	Se requiere para el funcionamiento de varias enzimas, forma parte de la vitamina B ₁₂ .
Cobre	1.4	Se requiere para la función de las enzimas respiratorias y otras enzimas. Más información en: https://www.revista-portalesmedicos.com/revista-medica/el-metabolismo-del-cobre-dentro-del-organismo-humano-patologias-y-deteccion/ (16 sep. 2019) — Existen dos enfermedades relacionadas con el exceso y la carencia del nivel de <i>cobre en el organismo</i> como son la enfermedad de Wilson en el ...
Iodo	0.4	Se localiza en la glándula tiroides
Manganeso	0.3	Se necesita para el funcionamiento de varias enzimas digestivas.
Molibdeno	0.07	Se requiere para el funcionamiento de varias enzimas.
Flúor		Se encuentra en huesos y dientes; se considera que es esencial pero se ignora su función.

T.R. Dickson (1992) Química ecológica. Capítulo 14. LIMUSA. México-España.

Cuestionario número 13.

1. Investiga la fórmula de la hidroxiapatita:

☞ <https://www.rocasym minerales.net/hidroxiapatita/>

☞ <https://www.google.com/search?client=firefox-b-d&q=hidroxiapatita+dental>

2. ¿Qué es un sistema tampón? Buffer

3. Explica que es presión osmótica. Elabora un modelo.

4. ¿En que contribuye el exceso de la sal NaCl en la dieta?

5. Investiga y dibuja las estructuras químicas de los aminoácidos; metionina, cistina y cisteína.

6. Escribe cinco propiedades bactericidas del cobre. Ver de enero 13 de 2019

☞ <https://consejominero.cl/faq-items/el-cobre-tiene-propiedades-bactericidas/>

7. ¿Cuáles son algunos de los efectos del magnesio en la salud? Apoyo en:

☞ <https://immunologyplus.com/magnesio-el-mineral-secreto/By>

M. Zale

diciembre 8 de 2020:

“Cuando los niveles de magnesio están bajos, el cuerpo libera hormonas del estrés y sustancias que contraen los vasos sanguíneos provocando una propensión a coagular la sangre con los peligros que ello conlleva, endurecimiento de las arterias e hipertensión”.

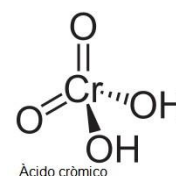
8. ¿En qué productos de higiene personal se encuentra el Flúor? (F)

9. ¿Qué pasa si consumo demasiado Cromo? Ver:

☞ <https://www.sectorasegurador.es/cromo-alimentacion/>

“En caso de que estés consumiendo cromo en su forma **hexavalente**,

debido a una exposición prolongada a compuestos que utilizan cromo en industrias como la del metal, tintes de tejidos, conservantes para la madera, tintas de impresión, pirotecnia o tratamiento de aguas, tienes altas probabilidades de sufrir cáncer de pulmón o cáncer en las fosas nasales o en el circuito respiratorio”.



✓ Estrategia 5



El profesor orienta una investigación y análisis de casos sobre los problemas de contaminación y problemas ambientales de salud, producto de las actividades minero-metalúrgicas en México.

¿Cuáles son los beneficios y consecuencias de la industria minero-metalúrgica?

Introducción

El problema de extraer un metal de su mineral, y darle una aplicación tecnológica, **es siempre una fuente potencial de contaminación**, aparte de los diversos procesos de purificación, fundición y manufactura. La vida ha evolucionado y se ha adaptado según la disponibilidad de los elementos en la corteza terrestre. Básicamente cada vez que el hombre explota depósitos un tanto raros de compuestos metálicos concentrados, existe un problema potencial de contaminación.

Si se extraen metales como **Co, Cu, Zn, Pb, Hg**, etcétera, pero no se hacen esfuerzos para impedir que tales metales ingresen al ecosistema, probablemente se causará una radical sobrecarga que afecte los sistemas vivientes. En algunos casos, como el del hierro, no se presenta ningún problema (salvo el estético por el óxido en las carrocerías) por el uso exagerado del metal. El hierro no puede hacer nada más que oxidarse y reingresar a la corteza terrestre, la cual ya contiene cantidades relativamente grandes de dicho metal.

Aunque es difícil calcular las cantidades de metal producido por medios naturales y las que son resultado de las intervenciones del hombre, las mejores estimaciones indican que, por ejemplo, para **Ag, Au, Cd, Cu, Hg, Pb, Sb, Ti, y Zn** las cantidades que ingresan al mar cada año varían entre 4 y 600 veces las cantidades que pierde el mismo y, en consecuencia, tales elementos plantean problemas de probable contaminación.

“Los problemas no surgirán quizá en el mar en su totalidad, sino en volúmenes localizados de agua con concentraciones particularmente altas de estos elementos”.

Un segundo problema relacionado con la explotación de los recursos minerales consiste en que, después de que termina la actividad minera, los problemas todavía pueden persistir. Por ejemplo, las minas de carbón, ya sea activas o abandonadas, arrojan el equivalente a ocho millones de toneladas anuales de ácido sulfúrico (H_2SO_4), el cual contamina más de 10 000 millas de acuíferos, sólo en la región de los montes Apalaches.

La lluvia es un fenómeno extremadamente importante en cualquier ciclo ambiental. Sin embargo, aunque el agua es importante para nosotros, incluso ella causa problemas: es un disolvente tan efectivo que gradualmente extrae de la corteza terrestre toda clase de materiales indeseables. Muchos de ellos son tóxicos para los seres humanos.

Nota:

1 **Milla** terrestre = 1609.344 m, y 1 Milla náutica internacional = 1852 m.

Metales tóxicos

Metales tan conocidos y utilizados como el plomo, mercurio, cadmio, níquel, vanadio, cromo, cobre, aluminio, arsénico o plata, etc., son sustancias tóxicas si están en concentraciones altas. Especialmente tóxicos son sus iones y compuestos.

Muchos de estos elementos son micronutrientes necesarios para la vida de los seres vivos y deben ser absorbidos por las raíces de las plantas o formar parte de la dieta de los animales. Pero cuando por motivos naturales o por la acción del hombre se acumulan en los suelos, las aguas o los seres vivos en concentraciones altas se convierten en tóxicos peligrosos.

¿Cuáles son los principales metales tóxicos de la basura electrónica?

(Muy interesante, página 124, año XXVII, No 11, octubre 2010)

Metal	Desecho electrónico	Efectos en la salud
Cadmio	Tablero de circuitos semiconductores. Baterías recargables.	Dolor estomacal, diarrea, vómito. Daños al sistema nervioso central. Daños al sistema inmunitario.
Cromo	Anticorrosivo en piezas de acero.	Erupciones cutáneas. Malestar estomacal, afecciones respiratorias y debilitamiento del sistema inmunitario.
Mercurio	Interruptores, cubiertas y tubos fluorescentes.	Daños al sistema nervioso, daños a funciones cerebrales, reacciones alérgicas, irritaciones en la piel, cansancio y cefalea.
Plomo	Tableros de circuitos.	Daños renales, afecciones del sistema nervioso, daño cerebral e infertilidad masculina.
Selenio	Tableros electrónicos.	Afecciones cutáneas, molestias oculares, afecciones pulmonares y malestar estomacal.

Vanadio

ABSTRACT (THE IMPORTANCE OF VANADIUM IN LIVING ORGANISMS)

The discovery of high vanadium concentrations in living organisms and the constant development of bioinorganic chemistry have promoted the interest in understanding the biological role of this metal and its possible applications in medicinal inorganic chemistry. The design of new metal-based drugs depends largely on the physicochemical properties of the metallic center under physiological conditions.

Referencia: Traducción en <https://www.elsevier.es/es-revista-educacion-quimica-78-articulo-la-importancia-del-vanadio-seres-S0187893X14705646>. Vol. 25. Núm. S1. páginas 245-253 (Julio 2014)

Contaminación por vanadio

<https://www.dicyt.com/noticias/la-contaminacion-por-vanadio-en-combinacion-con-el-consumo-de-bebidas-azucaradas-ocasiona-danos-en-el-organismo>. 17 enero 2018.

Intoxicaciones por mercurio

En el siglo XIX era frecuente que los trabajadores de la industria textil de fabricación de sombreros sufriera enfermedades neurológicas. Da una idea de la extensión de este problema el que se solía decir: "Loco como un sombrerero". Estas enfermedades se producían porque se usaban compuestos con mercurio para la fabricación de los sombreros. Ver antecedentes en la siguiente página y comentar en clase:

👉 <https://www.xataka.com/medicina-y-salud/el-mal-del-sombrerero-loco-las-enfermedades-que-desaparecen-cicatrizan-en-forma-de-historias-extraordinarias>

Intoxicación por plomo

La intoxicación con plomo causa daños en el cerebro y algunos historiadores han especulado con la posibilidad de que el debilitamiento del Imperio Romano hubiera podido estar relacionado, al menos en parte, con una disminución en la capacidad mental de las clases dirigentes romanas, provocado por una intoxicación con plomo. Los romanos guardaban el vino en recipientes con plomo y la acidez de esta bebida hacía que algo del plomo se disolviera y fuera ingerido por las personas cuando tomaban el vino.

Dato curioso

Exiliado en la isla de Santa Helena, Napoleón pasó allí sus últimos años y murió en 1821, al parecer, como consecuencia de un cáncer de estómago. Sin embargo, recientes análisis realizados a muestras de su cabello han revelado una alta concentración de arsénico en su organismo y precisamente la exposición al arsénico del pigmento verde de Scheele está relacionada con un mayor riesgo de carcinoma gástrico. Por lo visto las Paredes del dormitorio de la lujosa residencia del militar francés estaban pintadas de color verde de Scheele y pudo ser ésta la causa de su fallecimiento. Además, el clima húmedo de Santa Helena pudo propiciar la proliferación de hongos en las paredes y la formación de arsano, (AsH_3).

El arsano, arsina o hidruro de arsénico es un compuesto inorgánico gaseoso a temperatura ambiente, es inflamable y altamente tóxico, constituido de hidrógeno y arsénico (García Bello Deborah, 2016).

Video de you tube

Trihidruro de Arsénico o "Arsano" / Arsenic trihydride or "Arsine". 12 de enero. 2014 (2.19 minutos) https://www.youtube.com/watch?v=GTV_21pu64w

Contaminación artificial

La agricultura usaba algunos pesticidas inorgánicos como arseniatos de Pb y Ca, sulfato de Cromo, etcétera, que eran muy tóxicos. Se han usado hasta hace no mucho tiempo, especialmente en las plagas forestales. Ahora ya no se usan, pero como son muy persistentes en el ambiente, sigue habiendo lugares con concentraciones altas de estos productos. Algo similar sucedió con el uso de alquilmercuriales para recubrir semillas que desde 1960 están prohibidos.

El uso de los lodos de depuradoras como abonos es, en principio, una buena idea que permite aprovechar los desechos de las plantas porque contienen una elevada cantidad de materia orgánica, magnífico nutriente para las plantas. Pero si el agua que llega a la depuradora no es solo urbana, sino que viene también de instalaciones industriales, es muy frecuente que contenga metales tóxicos que quedan en los lodos e intoxican las plantas y el suelo si se usan como abonos.

Los vertederos de minas y las industrias metalúrgicas son otra fuente de contaminación con metales muy importante en las zonas en las que están situadas. En los vertederos se suele producir lixiviación cuando el agua de lluvia disuelve y arrastra las sustancias tóxicas y las transporta por los ríos o contamina las aguas subterráneas.

Sugerimos que el estudiante visite la siguiente página:

<https://es.slideshare.net/raulcc1950/la-mineria-y-su-impacto-ambiental-en-mxico>

Palabras clave:

➤ Remediación y biorremediación

Cuestionario número 14. Trabajo en equipo para argumentar en clase.

1. Una fábrica de asbesto contaminó su área de trabajo con cromatos (cromo VI), una alternativa para renovar el terreno fue por **remediación** ¿En qué consiste esta estrategia para renovar ese suelo contaminado?
<http://revistas.unam.mx/index.php/aidis/article/view/14465>
2. ¿Cuál es el impacto ambiental de la industria minera?
<http://metaurgiadesarrollo.blogspot.mx/2011/10/minerias-y-medio-ambiente.html>

3. ¿Cuál es el principal beneficio económico en el reciclado del aluminio?*

Revisar:

* [Chang R.- Goldsby Kenneth A. (2013) Química. Capítulo 21. p. 952. Mc Graw Hill]


4. ¿Qué significa calcinar o tostar en metalurgia? ¿Por qué el calcinado o tostación es una causa importante de la contaminación del aire y de la lluvia ácida?

5. En el sector salud y ambiental ¿Qué tienen en común los minerales; oro, plata, platino, óxido de cinc y óxido de titanio? Menciona algunos usos dentro de la industria farmacéutica y alimentaria así como en odontología, medicina, ortopedia y en química orgánica.

6. El amoníaco ($\text{NH}_3(\text{g})$) es un producto estratégico para la vida, ¿Cuál ha sido su impacto para la salud humana y en el medio ambiente?

 https://www.atsdr.cdc.gov/es/phs/es_phs126.html

7. ¿Cuáles son las técnicas de remediación de aguas ácidas?


 <http://repositorio.upct.es/bitstream/handle/10317/3882/pfc5663.pdf;jsessionid>

8. En que consiste la técnica de **biorremediación** y en que casos se aplica?

 <https://faircompanies.com/articles/biorremediacion-10-metodos>



Profesor le recordamos que el programa de Q-III, propone como cierre el video: México a cielo abierto

 <https://vimeo.com/31452551>

Conclusión

La minería es el primer eslabón de cualquier cadena productiva. Sin los minerales, el mundo actual es impensable. Todo se construye con la minería, desde un barandal o una tubería, hasta los más sofisticados conductores que utilizan los modernos sistemas de comunicación.

Para el desarrollo de nuestro país, el papel de la industria minera nacional es de gran relevancia. Hoy la minería aporta el 2.5 % de Producto Interno Bruto nacional e incide directa e indirectamente en la vida de 130 millones de mexicanos, no sólo con generaciones de fuentes de empleo en zonas donde no existen otras posibilidades de desarrollo económico, sino con las vías de comunicación, integración comunitaria y aportaciones a la salud y a la educación.

Por ello, la actividad minera debe ser entendida como una industria generadora de progreso, de seguridad social, de estabilidad política, y sobre todo, como un aporte importante para mejorar calidad de vida y para un óptimo desarrollo regional.

A11. El estudiante elabora argumentos que justifican la necesidad que tiene la sociedad de regular las actividades mineras, al contrastar el impacto económico y ambiental de la explotación de minerales en algunas comunidades del país, a partir del análisis crítico de documentos que ubican las problemáticas relacionadas con el tema. **(N3).**

Evaluación de los aprendizajes

Es conveniente evaluar las experimentaciones con un reporte guiado por una rúbrica que señale objetivo, hipótesis, desarrollo, observaciones, conclusiones o por una V de Gowin, como los aprendizajes 1, 3, 6 y 10.



El desarrollo de la capacidad de indagación, análisis, de argumentación y comunicación, de los aprendizajes de habilidades, como el 11 demandan el uso de una escala o de una rúbrica en las que se plasmen los criterios a evaluar, como el impacto positivo o negativo de la industria sobre el ambiente.



Sugerimos al profesor **como una estrategia de reforzamiento** aplicar el siguiente cuestionario para verificar el logro del conjunto de aprendizajes esperados en forma general para el control de su evaluación parcial de los estudiantes.

EJERCICIO PARA EVALUAR LA UNIDAD 2 DE QUÍMICA III

Alumno (a) _____ Equipo No. ____ Grupo ____

Escribe en el paréntesis la letra que corresponde a la respuesta correcta en cada una de las siguientes preguntas:

() 1. En la extracción de un mineral se obtienen rocas de diverso tamaño por lo cual deben ser ajustadas a un tamaño de partícula manejable (de 6 a 10 mm hasta 0.1 mm) para la extracción de la mena. El proceso para lograr esto se llama.

A) Fragmentación. B) Molienda. C) Lixiviación. D) Flotación. E) Electrólisis

() 2. Tipo de mena con poco valor económico y que por lo tanto no es explotable:

A) Haluros. B) Carbonatos. C) Óxidos. D) Silicatos. E) Sulfuros.

() 3. Nombre que recibe la roca sin valor que contiene la mena cuando se extrae de su yacimiento:

A) Mena. B) Veta. C) Ganga. D) Escoria. E) Fundente.

() 4. Son sustancias naturales, sólidas, cristalinas e inorgánicas de composición uniforme y estructura definida:

A) Amalgamas. B) Coque. C) Metales. D) Minerales E) Asbesto.

() 5. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto Cu_2S ?

- A) Sulfato de cobre (I)
- B) Sulfito de cobre (II)
- C) Sulfuro de cobre (II)
- D) Sulfuro de cobre (I)
- E) Sulfuro de cobre (III)

Cu - S - Cu

Cu = S

() 6. ¿Cuál es el número de oxidación con el que trabaja el metal en la siguiente fórmula química FeS_2 ?

A) Fe^0 B) Fe^{+1} C) Fe^{+2} D) Fe^{+3} E) Fe^{+4}

() 7. Relaciona la fórmula química con la clase de mineral al que pertenece.

I. FeS_2 Pirita

II. Au Oro

III. NaCl Halita

IV. Cu_2O Cuprita

V. PbCO_3 Cerusita

a) Clase 1 Nativos.

b) Clase 2 Sulfuros.

c) Clase 3 Óxidos.

d) Clase 4 Haluros.

e) Clase 5 Carbonatos.

A) I:b – II:c – III:b – IV:e – V:d

B) I:b – II:a – III:e – IV:b – V:e

C) I:c – II:d – III:a – IV:b – V:e

D) I:a – II:e – III:b – IV:d – V:c

E) I:b – II:a – III:d – IV:c – V:e

() 8. Nombre que recibe el proceso físico para separar la ganga de un mineral. Implica la agitación del material en un recipiente con un agente espumante y se basa en la diferencia de densidades.

A) Lixiviación. B) Refinación. C) Flotación D) Concentración E) Tamizado.

() 9. Proceso químico que consiste en lograr que un determinado metal cambie su estado de oxidación, en la mena a su estado elemental o libre.

A) Tostación B) Reducción. C) Lixiviación. D) Calcinación. E) Floculación.

() 10. Elige la ecuación química en la cual se reduce un metal.

- A) $2\text{Ca} + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{CaO}$
- B) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{NaCl}(\text{s})$
- C) $\text{PbCO}_3 + \text{CO}(\text{g}) \longrightarrow \text{Pb} + 2\text{CO}_2\uparrow$
- D) $2\text{FeS} + 3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{FeO} + 2\text{SO}_2\uparrow$
- E) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

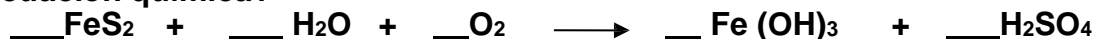
() 11. Conociendo los números de oxidación de los elementos, entre los reactivos y los productos de la siguiente ecuación química:



Se puede afirmar que el cobre

- A) gana dos electrones y el C pierde tres.
- B) gana dos electrones y el C pierde dos.
- C) gana dos electrones y el C pierde uno.
- D) pierde dos electrones y el C gana dos.
- E) gana un electrón y el C pierde dos.

() 12. ¿Cuáles son los coeficientes que balancean correctamente la siguiente ecuación química?



Selecciona un inciso:

- A) 3, 12, 16 \rightarrow 2, 7.
- B) 8, 13, 10 \rightarrow 1, 3.
- C) 4, 14, 15 \rightarrow 4, 8.
- D) 6, 14, 19 \rightarrow 7, 9.

() 13. Al silicato de sodio; Na_2SiO_3 producido en el alto horno se le conoce como

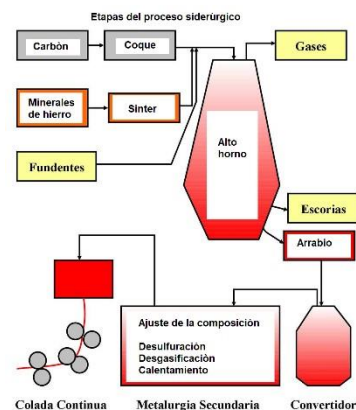
- A) ganga. B) mineral. C) escoria. D) espuma.

() 14. ¿Qué nombre recibe el gas reductor que al reaccionar con los minerales de hierro en el alto horno, a una temperatura de 1500°C , se obtiene hierro al estado libre o reducido?

- A) Dióxido de azufre.
- B) Dióxido de carbono.
- C) Dióxido de nitrógeno.
- D) Monóxido de carbono.
- E) Monóxido de nitrógeno.

() 15. El hierro para hacerlo más resistente a la corrosión la industria siderúrgica le adiciona

- A) bromo y zinc.
- B) sodio y calcio.
- C) cromo y níquel.
- D) cobre y azufre.

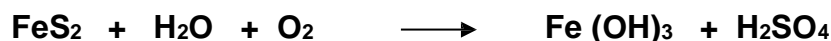


() 16. Metal más activo de la serie electromotriz considerado como el “oro blanco” ampliamente utilizado en las pilas de celulares, computadoras portátiles y se perfila como el maná de los autos eléctricos que ven en él una alternativa al petróleo.

- A) Zn B) Al C) Mg D) Li

() 17. En el drenaje de una mina de pirita hay 42 kg de mineral (FeS_2):

- a) ¿Cuántos kilogramos de hidróxido de hierro (III) se producen?
b) ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico produce la reacción?

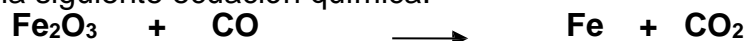


Datos. Fe: 55.8 u m a S: 32 u m a H: 1 u m a O: 16 u m a

Justifique el problema y elija un inciso.

- A) 30.4 Kg de hidróxido de hierro (III) y 62.7 Kg de ácido sulfúrico.
B) 24.7 Kg de hidróxido de hierro (III) y 56.3 Kg de ácido sulfúrico.
C) 37.4 Kg de hidróxido de hierro (III) y 68.7 Kg de ácido sulfúrico.
D) 52.0 Kg de hidróxido de hierro (III) y 74.6 Kg de ácido sulfúrico.

() 18. Dada la siguiente ecuación química:



Para obtener 2 mol de hierro se necesita _____ mol de óxido de hierro (III) y se obtienen _____ mol de dióxido de carbono.

Selecciona un inciso:

- A) 1 y 1. B) 1 y 3. C) 1 y 2. D) 2 y 3. E) 2 y 2.

() 19. La obtención de un metal tiene relación con su costo de extracción y su precio en el mercado. ¿Cuál de las siguientes menas es la más rentable?

- A) Mena con una elevada concentración de un metal pesado, por ejemplo: **PbS**.
B) Mena con una concentración baja de un metal noble, por ejemplo: **Au₂S₃**.
C) Mena con una baja concentración de un metaloide del grupo V A: **Sb₂(SO₃)₃**.
D) Mena con una concentración baja de hierro, tal es el caso de la pirita: **FeS₂**.
E) Mena con una elevada concentración de hierro, tal es el caso de: **Fe₃O₄**.

() 20. Es el enlace responsable de la fuerza y resistencia de los metales permitiendo al mismo tiempo cierto grado de deformación:

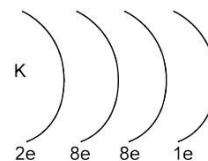
- A) Enlace metálico.
B) Enlace electrovalente.
C) Enlace covalente puro.
D) Enlace covalente polar.

() 21. De los siguientes compuestos uno no es mineral.

- A) FeS_2 B) CuSO_4 C) PbCO_3 D) Al_2O_3

() 22. Con base en la información proporcionada en el siguiente diagrama, se puede decir que el potasio es un metal.

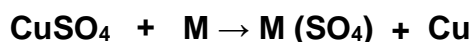
- A) Poco reactivo ubicado en el grupo IV y en el periodo I
B) Poco reactivo ubicado en el grupo I y en el periodo IV
C) Muy reactivo ubicado en el grupo IV y en el periodo I
D) Muy reactivo ubicado en el grupo I y en el periodo IV



() 23. La figura de Andrés Manuel del Río es particularmente importante para la historia de la minería en México. A él se le atribuye el descubrimiento del metal.

- A) W B) Ti C) Cr D) V E) Au

() 24. ¿Qué metal (M) desplaza al cobre en la siguiente ecuación química?



- A) Ag B) Au C) Mg D) Pt E) Hg

() 25. Mezcla de metales que da por resultado una amalgama y, de amplio uso en odontología.

- A) Hg – Cu B) Hg-Al C) Hg-Mg D) Hg-Ag

() 26. Los seres vivos obtenemos los iones metálicos necesarios para las funciones metabólicas a partir de

- A) carbohidratos. B) proteínas. C) minerales. D) vitaminas.

() 27. El mineral metálico encargado de transportar el oxígeno y el dióxido de carbono a la sangre es el

- A) sodio. B) hierro. C) potasio. D) magnesio.

() 28. Metal considerado desde la antigüedad como tóxico, y que provocó una enfermedad denominada “saturnismo”; fue un factor causal de la caída del imperio romano, debido a su amplio uso en tuberías y vasijas de barro:

- A) cromo. B) níquel. C) plomo. D) cobalto.

() 29. El metal que se usa para galvanizar al hierro forjado por inmersión en caliente a una temperatura de 450°C:

- A) cobre. B) aluminio. C) plata. D) zinc.

() 30. Metal cuyas aleaciones se usan para la construcción de aviones:

- A) hierro. B) estaño. C) titanio. D) manganeso.

() 31. Metal neurotóxico, provoca daños al cerebro siendo uno de ellos la sordera:

- A) cobre. B) arsénico. C) plata. D) plomo.

() 32. Es el proceso natural que surge en las minas abandonadas, cuando penetra agua en sus profundidades, y poco a poco va sacando azufre de los residuos extraídos (minerales indeseables) y de otros minerales que permanecen allí:

- A) Oxidación. B) Reducción. D) Lixiviación. E) Trituración.

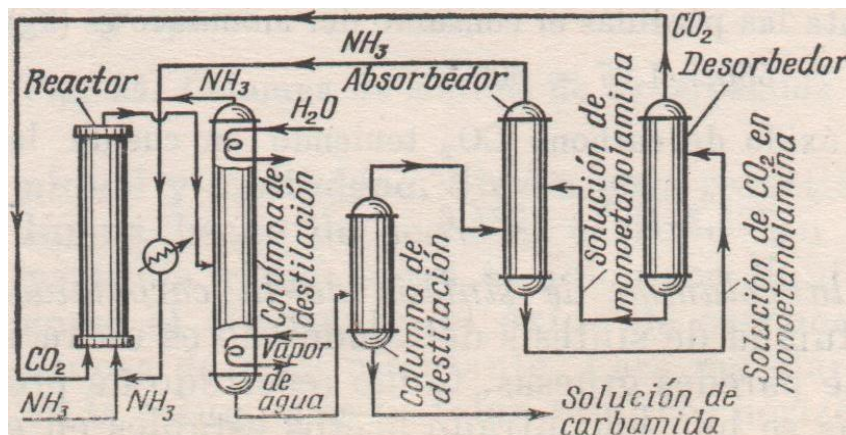
Fecha de entrega _____ Plantel Oriente

Nombre del profesor de Química-III _____

UNIDAD 3



Control de los procesos industriales en la fabricación de productos estratégicos para el país.



PROFESORES

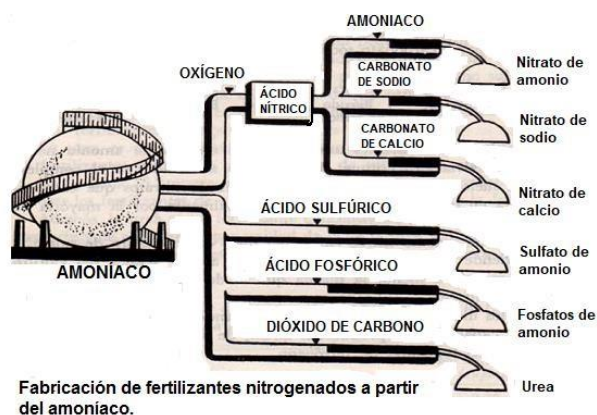
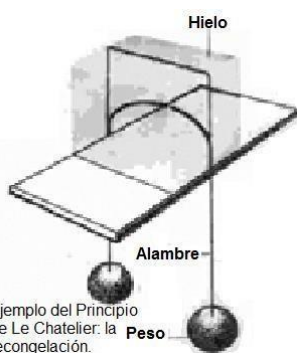
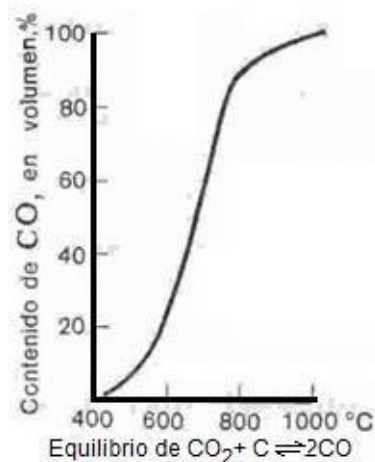
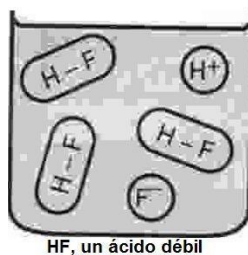
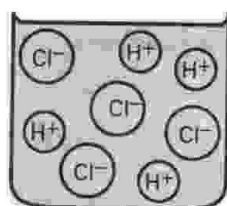
FRANCISCO ÁLVAREZ HERRERA

VERÓNICA E. DZUL ARANDA

ELIZABETH DINORAH AGUIRRE YUH

ISAÍAS ÁLVAREZ HERNÁNDEZ

JOSÉ MANUEL DZUL ARANDA



Desarrolla tu pensamiento crítico hoy para que puedas afrontar mejor el futuro.

PRESENTACIÓN

El contenido de esta Unidad **3** amplía y profundiza el conocimiento sobre las **cadenas productivas**, por lo que consideramos necesario que los estudiantes comprendan los procesos industriales y sus condiciones de operación principalmente la síntesis del amoníaco, y la obtención de los ácidos más importantes como son; nítrico, sulfúrico y fosfórico incluyendo el de la urea, por ser de gran utilidad en la industria química.

Incluimos **los conceptos clave** como son rapidez de reacción, energía de activación, rendimiento de reacción, reversibilidad y equilibrio químico, **pH**, equilibrio de reacciones ácido-base. El desarrollo de la temática de los ácidos y bases es amplio para que el profesor tenga los recursos necesarios y planee sus clases y así realizar las estrategias sugeridas o las que él considere pertinentes para aplicarlas en el aula-laboratorio.

Además dentro de la temática reversibilidad y equilibrio en las reacciones químicas, se hace uso de nuevos conceptos como el equilibrio químico, energía de ionización y de disociación, donde están implícitos enlace químico, reacción química, balanceo y nomenclatura. Al hablar de los factores que afectan la rapidez de una reacción, surge también el concepto de energía de activación, que se relaciona con la teoría de las colisiones.

Con la cinética de una reacción química se proponen actividades experimentales o de laboratorio, así como otras que favorecen el logro de los aprendizajes esperados con respecto a esta temática.

Incluimos serie de cálculos químicos de estequiometría, análisis de datos cinéticos, problemas de rapidez de reacción, cálculo de la constante de equilibrio, y la aplicación del principio de Le Chatelier a reacciones reversibles homogéneas.

Las temáticas con las que hemos detectado cierto grado de dificultad para el aprendizaje del estudiante:

Nomenclatura.

Energía de enlace.

Modelo de Bronsted-Lowry.

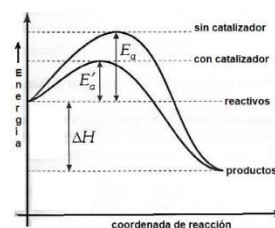
Equilibrio ácido-base.

Interpretación de gráficas o modelos de rapidez de reacción.

Reversibilidad y equilibrio químico.

Disoluciones amortiguadoras y cálculo de constante de equilibrio.

Factores que influyen en las reacciones reversibles y el principio de Le Chatelier.



Al final de la unidad, proponemos ejercicio para evaluar con reactivos de opción múltiple.

La inteligencia de las personas también está sujeta a la ley de equilibrio químico.

Foto vía Shutterstock.

<https://viajealaesencia.com/aplicar-la-ley-de-equilibrio-quimico-a-tu-vida/>



Orientaciones generales para el profesor

Dentro del desarrollo de reacción química está implícito el concepto de procesos químicos, ya que existen varios ejemplos de síntesis industriales como son la obtención del amoníaco, de la urea, del ácido fosfórico, ácido nítrico y sulfato de amonio.

Para el proyecto sobre la producción de productos estratégicos sugerimos los procesos anteriores con todos esos rubros que indica el programa para indica el **A1**. Para cada pregunta generadora se aporta información al profesor para la discusión y argumentación en clase con los estudiantes con la certeza de que el desarrollo secuencial de esta tercera unidad lograra satisfactoriamente un buen rendimiento académico, porque en esta guía, todos los contenidos temáticos están desarrollados para facilitarle al docente el proceso de enseñanza-aprendizaje.

Se le sugiere al profesor para cada pregunta generadora la estrategia para el desarrollo de sus clases sin ningún obstáculo en el logro de los diez aprendizajes que contiene esta tercera unidad. Por lo que con el uso de esta guía deseamos éxito al profesor en su práctica docente de esta asignatura de Química III.

Propósito:

Al finalizar la unidad, los estudiantes:

Comprenderán cómo la industria química controla con eficiencia los procesos de elaboración de productos estratégicos, a través del análisis de las actividades industriales y del estudio de los conceptos de rapidez y equilibrio químico, para reconocer la importancia de los conocimientos químicos. **Tiempo 28 horas.**

Recuerda para la elaboración del proyecto debe centrarse en lo siguiente:

- Cadena productiva.
- Tipo de reacción.
- Importancia de la cadena productiva.
- Integración de los conocimientos de química.

Los estudiantes solicitaran al profesor de manera frecuente que revise el avance de los proyectos de acuerdo al progreso del desarrollo de la presente unidad.

*Programas de estudio para las asignaturas QUÍMICA III y IV. Primera edición 2016.

Evaluación

Nivel de desempeño del estudiante para la unidad 3 de química III.

El estudiante expresa en forma oral y escrita cómo los conocimientos químicos permiten dirigir los procesos industriales en el sentido de aprovechar eficientemente los recursos, disminuir la contaminación y ahorrar energía. Investiga documental y experimentalmente sobre las condiciones de reacción de los procesos químicos. Analiza de forma crítica información sobre nuevas evidencias que modifican conocimientos previos, al considerar aspectos energéticos, condiciones de reacción, reversibilidad y equilibrio. Desarrolla sentido de responsabilidad que le permite participar en la toma de decisiones sobre la forma en que se conduce la industria química en el país.

"Inteligencia es lo que usas cuando no sabes que hacer". J. Piaget.

✓ Estrategia 1



¿Cómo efectuar reacciones químicas con mayor rapidez y eficiencia? Reacción química (N1)

Proceso químico industrial

El concepto de proceso químico ya se argumentó en los aprendizajes de las unidades uno y dos, tanto la industria química como la minero metalúrgica sintetizan productos y obtienen metales mediante métodos específicos donde interviene la reacción química. Todo proceso es una secuencia de etapas donde intervienen técnicas para preparar la materia prima o mineral posteriormente intervienen sistemas cerrados o abiertos para realizar la reacción química tales como hornos o reactores químicos, donde se llevará a cabo la transformación de la materia prima o mineral.

En cualquier proceso químico interviene energía, por ejemplo en la fotosíntesis, fermentación, electrolisis, tostación y reducción metálica, en la obtención de jabón, sosa, urea, aspirina así como en la obtención de metales. En la industria existen procesos químicos, bioquímicos y metalúrgicos. Ejemplos el proceso Solvay, el método de cámaras de contacto para obtener H_2SO_4 , los procesos para la obtención de la urea y del sulfato de amonio, la síntesis de NH_3 , el alto horno, las etapas para obtener el cobre a partir de su mineral, el proceso para obtener sulfato de amonio, las síntesis de los polímeros, la elaboración de la cerveza, la obtención de productos lácteos. Todos ellos parten de un recurso natural o de una materia prima que posteriormente los aplican en la industria química la transformación y subsecuentes cadenas productivas.

Los procesos metalúrgicos difieren de los industriales de química inorgánica y orgánica. En el primero se tienen equipos diseñados para el chancado, de flotación y hornos, en el segundo se tienen compresores, torres de destilación, absorbedores, reactores químicos, evaporadores, cristalizadores, torres de enfriamiento, y bombas hidráulicas.

El conjunto de todo equipo industrial integrado por tuberías de agua caliente, fría y vapor y gas, líneas de corriente eléctrica, bandas transportadoras, filtros, aire comprimido, compresores, bombas de vacío, separadores, concentradores, cristalizadores, reactores químicos, torres de destilación, de absorción o desorción tanques de almacenamiento, fermentadores, aire acondicionado, manómetros, termopares y sensores electrónicos es lo que se diseña en una planta química industrial de acuerdo a el producto a sintetizar o fabricar.

Si para el estudio de una reacción química nos interesa conocer su naturaleza térmica en un sistema cerrado o abierto solo lo delimitamos a proceso exotérmico, endotérmico y cinética de la reacción. Según el interés del fenómeno a estudiar o experimentar se puede incluir, proceso isotérmico o adiabático.

Las condiciones de reacción como presión, temperatura, volumen y concentración molar son los parámetros de medición y control para estudiar el proceso cinético y termodinámico de una reacción en equilibrio químico.

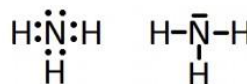
Como ya se comentó anteriormente en un proceso químico industrial intervienen variables termodinámicas; cambio de calor de reacción o entalpía, entropía, energía libre y cinéticas tales como energía de activación, catalizador, temperatura y teorías que apoyan para comprender la trayectoria de la reacción.



El profesor selecciona información breve sobre la problemática que tuvo el proceso Haber en la producción de amoníaco respecto a lograr un mayor rendimiento a partir de la rapidez de reacción y equilibrio químico y las condiciones de reacción y uso de catalizadores, así como su impacto en la industria de los fertilizantes para que los estudiantes la analicen, la discutan y concluyan que las condiciones de reacción influyen en su rendimiento. **A1**

Lectura

Problemas de la síntesis del amoníaco



Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco

El lector conoce ya que los esfuerzos de muchos científicos de obtener amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno no se coronaron con éxito a pesar de aprovechar todos los métodos conocidos en aquella época: calentamiento, descargas eléctricas, catalizadores, aumento de la presión. Pero la reacción inversa, la de descomposición de amoníaco fue descubierta todavía en el año de 1913.

El amoníaco se descomponía por calentamiento bajo presión atmosférica en presencia de hierro. Más tarde se hizo otra observación muy importante: en las condiciones indicadas una pequeña cantidad de amoníaco a pesar de todo queda en la mezcla gaseosa por mucho que dure la reacción de descomposición. En el curso de casi todo el siglo XIX las búsquedas de las condiciones para la síntesis de amoníaco revestían un carácter empírico. Sólo en la primera década del siglo XX los fisicoquímicos Le Chatelier, W. Nerst y F. Haber, aprovechando la teoría sobre el equilibrio químico y la cinética química investigaron teóricamente y experimentalmente el equilibrio del amoníaco con el nitrógeno e hidrógeno en un ancho intervalo de condiciones. También fue estudiada la cinética de la síntesis.

Los trabajos de estos científicos permitieron explicar por qué las investigaciones anteriores llevaron a la conclusión pesimista acerca de la imposibilidad de realizar la síntesis de amoníaco en la industria.

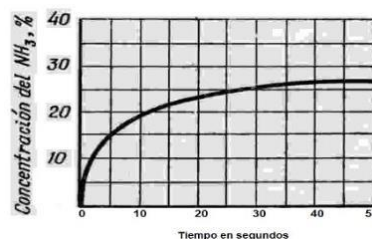
En el periodo de la elaboración del método industrial de síntesis de amoníaco fueron realizadas numerosas investigaciones para encontrar catalizadores activos. Se ensayaron miles de sustancias según el principio “ensayar todo lo probable, así como todo lo improbable”. Lo más asombroso fue el resultado de estos trabajos: aquel hierro cuyas propiedades catalíticas respecto de la reacción de descomposición de amoníaco se descubrieron hace 150 años resaltó el más apropiado también para la síntesis.

Más precisamente, no el hierro puro que con bastante rapidez pierde su actividad, sino el hierro “activado”: el catalizador de hierro adquiere una larga vida (conserva su actividad durante varios años), sí contiene en cantidades insignificantes las adiciones como el óxido de aluminio y el óxido de potasio.

Las adiciones en los catalizadores que aumentan su actividad y su estabilidad se llaman activadores o promotores.

En presencia de catalizadores más activos la rapidez de la síntesis llega a ser notable tan sólo a temperaturas no inferiores de 300 hasta 500°C.

De acuerdo con las leyes generales de la cinética química la rapidez de reacción disminuye con la disminución de la concentración de las sustancias iniciales: a medida que se desarrolla la reacción la concentración del $\text{NH}_3(\text{g})$ aumenta al principio con gran rapidez, luego decrece y finalmente, al acercarse al equilibrio, muy lentamente según la siguiente gráfica ►



El contenido de $\text{NH}_3(\text{g})$ en la mezcla gaseosa dentro de los primeros 10 segundos desde el comienzo de la reacción es igual aproximadamente al 19%, y para lograr el equilibrio son necesarios cerca de 40 segundos, es decir durante los siguientes 30 segundos éste aumenta sólo en 7.5 %.

De un modo breve la reacción se puede caracterizar así: exotérmica, reversible, catalítica y heterogénea.

La cadena productiva del amoníaco

A este importante proceso de la síntesis del amoníaco se dedicaron muchos científicos desde los albores del siglo XIX. Sin embargo, no fue sino hasta los primeros años del siglo XX cuando un químico alemán, Haber, logró resolver el problema.

En 1813 se instaló en Oppau la primera fábrica de amoníaco sintético. Los dos elementos gaseosos, para combinarse y producir amoníaco, deben ser sometidos a temperatura y presión elevadas, en presencia de un catalizador.

El amoníaco a la temperatura ordinaria es un gas. Se encuentra en la atmósfera en pequeñas cantidades, procedente de la putrefacción de las sustancias orgánicas y de las emanaciones de gases volcánicos.

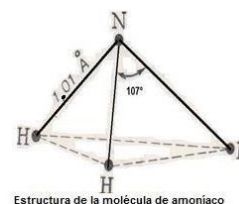
Es incoloro y tiene un olor intenso penetrante; irrita los órganos respiratorios y es tóxico por las alteraciones profundas que causa en la sangre.

En 1785, el francés Berthollet demostró por primera vez que el amoníaco contiene nitrógeno e hidrógeno. Se licúa fácilmente y al evaporarse absorbe calor, por lo cual se emplea en la fabricación de hielo y en la industria de la refrigeración.

El $\text{NH}_3(\text{g})$ es bastante soluble en el agua; produciendo la solución **hidróxido de amonio**, es alcalina y se clasifica como una base débil, fórmula NH_4OH , se utiliza como agente de limpieza, para la extracción de alcaloides y en la preparación de sales amónicas y de colorantes de anilina.

A partir del amoníaco, por medio de otro proceso, se obtiene el ácido nítrico. La enorme importancia de los dos procesos industriales que acabamos de mencionar se abordará con más claridad posteriormente.

Si pensamos que los vegetales tienen necesidad, para vivir y para producir las sustancias orgánicas, ellas requieren de; agua, de dióxido de carbono y de sales nitrogenadas derivadas del ácido nítrico. Ahora bien, mientras que en la superficie terrestre hay una continua renovación del CO_2 y del H_2O , la cantidad de sales de nitrógeno de que disponen las plantas es bastante limitada.



Sin embargo, gracias a los abonos químicos, constituidos por derivados del nitrógeno, que se obtienen precisamente a partir del amoníaco sintético, se cultiva la tierra de manera intensiva.

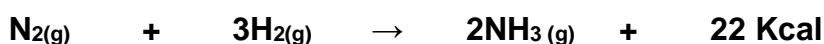
El amoníaco es producto de base de la industria química.

Proceso Haber-Bosch

El hidrógeno se puede obtener a partir del metano, de acuerdo a la reacción con el agua cuyo producto es el gas de síntesis:



Ambos gases se mezclan y son sometidos a presión y temperatura moderada para que se realice la reacción química de obtención del amoníaco:



La rapidez de la reacción es extremadamente lenta a temperatura ambiente. Para que una reacción sea una operación práctica a gran escala, debe proceder con una rapidez apreciable y debe dar un alto rendimiento del producto deseado. Al aumentar la temperatura se acelera la reacción anterior, pero al mismo tiempo se promueve la descomposición de moléculas de NH_3 en N_2 y H_2 lo que reduce el rendimiento de NH_3 .

La temperatura apropiada para el mayor rendimiento es de unos 500°C para que las condiciones cinéticas y de equilibrio produzcan **un gran rendimiento** al transformarse el nitrógeno en amoníaco. La reacción es exotérmica y reversible.

Haber (1868-1934), encontró la solución aplicando el Principio de Le Chatelier y de Van't Hoff, que se refiere al efecto producido por los cambios de temperatura en el equilibrio. Aun en condiciones óptimas de presión y temperatura, sin un catalizador adecuado la rapidez de reacción para formar el amoníaco es muy lenta, de aquí la necesidad de usar dicho catalizador, realizado en el año 1909 y Bosch industrializa el proceso en 1913.

Fritz-Haber, recibió el premio Nobel de Química en 1918 y Carl Bosch en 1931 por solucionar los problemas de la agricultura a gran escala.

¿Cuáles son las particularidades del aparato en que se realiza la reacción a alta presión y temperaturas de hasta 550°C ?

Esquema de síntesis del amoníaco a presión de 30 MN/m^2 ($300 \text{ kg/cm}^2 = 300 \text{ atm.}$)

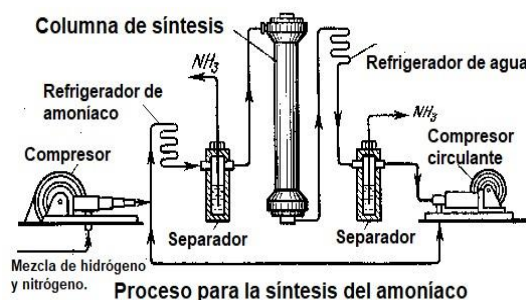
El carácter químico del NH_3 se manifiesta en reacciones de tres tipos: de adición, de desplazamiento de hidrógeno y de oxidación.

Nota: MN (Mega Newton)

En el sistema internacional de unidades (**SI**) la correlación entre la unidad de presión $P = 1 \text{ N/m}^2$ y la atmósfera técnica es la siguiente: $1 \text{ atm.} = 98.1 \times 10^3 \text{ N/m}^2$ o también 0.0981 MN/m^2 ($1 \text{ MN} = 10^6 \text{ N}$). Un bar es igual a $100,000 \text{ pascals}$ (10^5 N/m^2)

$1 \text{ atm.} = 98100 \text{ N/m}^2 = 9.81 \text{ N/cm}^2 = 1 \text{ Kgf/cm}^2$; entonces, 1 bar aprox. a 10 N/cm^2

👉 <https://www.salamarkesa.com/unidades-presion-equivalencias/>



Actividad experimental No. 11

Obtención de amoníaco

Propósito

Obtener amoníaco en el laboratorio y comprobar sus propiedades más importantes.

Material

Vaso de precipitados de 125 mL, balanza, piseta con agua destilada, tubo de vidrio en forma de L, parrilla o mechero, dos tubos de ensayo con tapones mono horadados, pinzas para tubo de ensayo, bandeja.

Sustancias

Cloruro de amonio concentrado, hidróxido de calcio, papel tornasol e indicador fenolftaleína.

Procedimiento

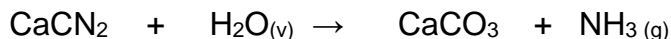
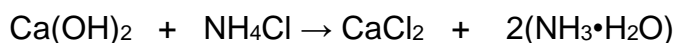
1. En un vaso de precipitados de 125 mL mezclar 2 gramos de NH_4Cl con 1.5 gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y agregar de 5 a 8 gotas de H_2O destilada.
2. Vaciar la mezcla en un tubo de ensayo provisto de tapón y de un tubito de vidrio en forma de L y calentemos.
3. Recoger el amoníaco en un tubo de ensayo y llevemos a cabo las pruebas de control con papel tornasol y con ensayos de solubilidad en agua y en etanol.



Observaciones conclusiones

Cuestionario

1. ¿Cuál es la característica del olor del gas que se obtuvo? _____.
2. ¿Por qué se requiere el matraz invertido para obtener el gas? _____.
3. ¿Cómo se comprueba que el matraz invertido está lleno de $\text{NH}_3(\text{g})$? _____.
4. ¿Qué demuestra la reacción del amoníaco con la fenolftaleína? _____.
5. Balancear por tanteo las siguientes ecuaciones químicas:



Elige la opción que corresponda o complete cada enunciado y subráyalo.

Comparado con el aire el amoníaco es un gas

- A) ligero. B) pesado. C) inerte. D) inodoro.

En agua, el amoníaco forma cuando se disuelve

- A) un ácido. B) una sal. C) un óxido. D) una base.

Al reaccionar el ácido sulfúrico, con el amoníaco se forma

- A) óxido. B) sal. C) hidróxido. D) hidrácido.

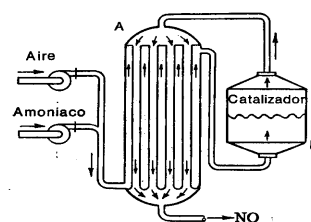
Los Procesos industriales de los tres ácidos más importantes de la industria química básica.

Los **procesos industriales**, o también llamados procesos de fabricación. Es todo aquel conjunto de formas y pasos que se dan para **transformar la materia prima en un producto final**.

Para ello se emplean distintos métodos, basados en la manipulación y realización de operaciones para acondicionar dicha materia prima, que luego será separada y finalmente modificada en el producto que se pretenderá alcanzar. Para así tener como finalidad satisfacer fácilmente las necesidades, al mismo tiempo que se logra mejorar su calidad de vida.

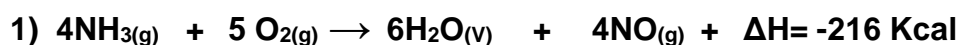
Obtención industrial del ácido nítrico

El método de Ostwald para la obtención del ácido nítrico consiste en la oxidación catalítica del amoníaco, mediante el oxígeno del aire por medio de un **catalizador de platino**, calentando a unos 800°C. En la figura se tiene el **proceso** industrial para su obtención: (A) es el intercambiador de calor y (B) el catalizador. ►



Prácticamente se utiliza una mezcla de 10% amoníaco y 90 % aire, en volumen.

Las reacciones que se llevan a cabo en el equipo industrial son tres, sus ecuaciones químicas son las siguientes:



El óxido nítrico, se convierte posteriormente en dióxido de nitrógeno:



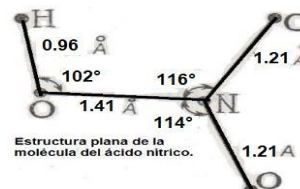
Esta segunda reacción es ligeramente exotérmica y reversible, por lo que una temperatura muy elevada retardará la formación del NO_2 , mientras que una temperatura baja favorece su formación. Posteriormente al reaccionar con agua:



El óxido nítrico se oxida de nuevo por el exceso de oxígeno presente y vuelve a entrar en reacción.

El HNO_3 que se obtiene tiene una concentración aproximada del 50%, por lo que es necesario concentrarlo.

Para ello se mezcla con H_2SO_4 concentrado y se destila, durante el proceso casi toda el agua es retenida por el ácido sulfúrico, cuyo destilado alcanza una concentración de HNO_3 al 98%.



Concepto clave:

► Reversible

Es de una reacción cuyos productos regresan a su estado manteniendo el equilibrio químico.



Características del ácido nítrico

El ácido nítrico anhidro (sin agua) es un líquido incoloro, que al estar almacenado se vuelve amarillo rápidamente, hierve a 84°C. El ácido nítrico puro (al 100%) se congela a - 41. 2°C.

Este ácido es inestable a temperatura ambiente. Sus soluciones acuosas son más estables, con la particularidad de que la estabilidad crece con el aumento de la dilución. Al mismo tiempo, a medida que disminuye la concentración, sus propiedades oxidantes se manifiestan con menos fuerza.

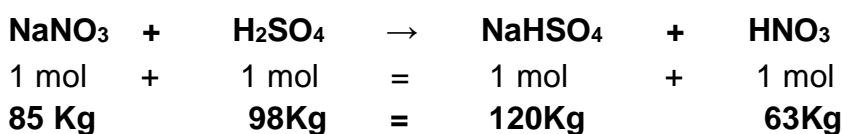
Características de los preparados comerciales del ácido nítrico.

Densidad (g / cm ³)	Riqueza (% en peso de HNO ₃)
1.20	33
1.30	48
1.33	54
1.40	65

Ejercicios de cálculo químico

- ❖ ¿Qué cantidad en Kilogramos de nitrato sódico hace falta para producir 1000 litros de ácido nítrico al 57% y una densidad de 1.35 g/cm³?

❖



$$(1.35 \text{ Kg / L})(1000 \text{ L}) = 1350 \text{ Kg} (0.57) = 770 \text{ Kg}$$

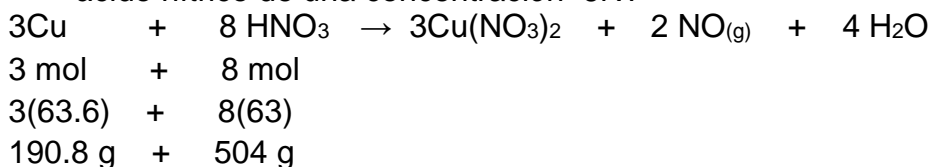
Por razones y proporciones:

$$85 \div 63 = X \div 770$$

$$X = (85)(770) / 63$$

Respuesta: 1038 Kg de NaNO₃

- ❖ ¿Cuántos gramos de cobre de alta pureza reaccionarán con 175 mL de ácido nítrico de una concentración 6N?



Por tener el ácido nítrico un hidrógeno en su molécula, su masa equivalente es igual a su masa molar:

Con una concentración de **N** = 6 eq / L igual a **M** = 6 mol / L, por lo tanto:

$$6 \text{ mol}(63 \text{ g / mol}) = 378 \text{ gramos en } 1000 \text{ mL (1Litro) de disolución.}$$

Por razones y proporciones; 190.8 Cu ÷ 504 de ácido = masa de cobre ÷ 378

$$143.1 \text{ g de Cu} \div 1000 \text{ mL} = \text{Cu} \div 175 \text{ mL}$$

Resultado, reaccionan **25.042** gramos.

Obtención del H₂SO₄

El ácido sulfúrico es la base de la industria química, se usa en la refinación del petróleo, en la fabricación de fertilizantes, en los acumuladores, como catalizador en las reacciones orgánicas, para la obtención de otros ácidos y muchas otras aplicaciones.

La materia prima para la obtención industrial del ácido sulfúrico es el azufre o piritita, cualquiera de estos dos se queman en hornos para obtener el dióxido de azufre:

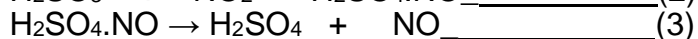
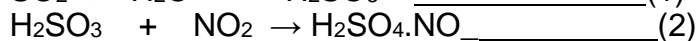
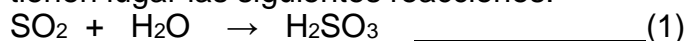


La combustión de la piritita es una reacción exotérmica con gran efecto térmico, es irreversible y heterogénea.

El método de las cámaras de plomo

Por definición, un catalizador es toda sustancia que, añadida en pequeñas cantidades, nos permite aumentar la velocidad a la que transcurre una reacción, recuperándose al final del proceso en la misma proporción y estado en el que se añadió. Cuando decimos que en el método de las cámaras de plomo se utiliza una catálisis homogénea, nos referimos a que el catalizador está en el mismo estado de agregación que los reactivos (en este caso, gaseoso).

Para este proceso de producción se utiliza como catalizador NO_2 . La corriente de SO_2 se introduce en una serie de cámaras de ladrillo cuya cara interna está recubierta por plomo, caliente y mezclada con aire y vapor de agua. Dentro de estas cámaras, y gracias al NO_2 , tienen lugar las siguientes reacciones:



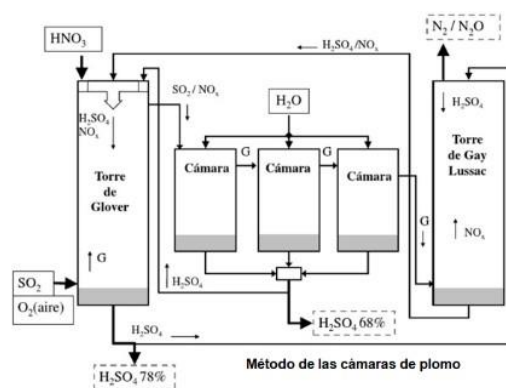
Balance global:



Como puede comprobarse, el NO_2 , como catalizador, no participa en la reacción global. Su función es la de ceder Oxígeno en la reacción (2) para formar NO , que se vuelve a oxidar en (4) para regenerar el NO_2

El problema de este proceso está en que el ácido sulfúrico así obtenido tiene una concentración del 65%, muy baja para los usos comunes del ácido sulfúrico.

Por ello, para conseguir concentrarlo un poco más, la disolución de ácido se lleva a una torre (que se denomina Torre de Glover), en donde se pone en contacto con los gases de SO_2 calientes procedentes de la tostación. Así, los gases le ceden el calor a la disolución de ácido, que se concentra hasta niveles del 78%, que tampoco son excesivamente buenos.



Por otro lado, los gases que quedan en las cámaras de plomo son ricos en compuestos nitrados (procedentes del catalizador) que hay que eliminar. Por ello, estos gases son llevados a otra torre (llamada torre de Gay-Lussac) en donde se ponen en contacto con ácido sulfúrico concentrado.

Los gases resultantes pueden ser emitidos a la atmósfera, mientras que el ácido que ha captado los compuestos nitrogenados se lleva a la torre Glover, en donde, dichos compuestos son captados por la corriente de SO_2 , que los incorpora como catalizador para entrar en la cámaras de plomo (Antonio José Sánchez, 2011).

<http://www.cvatocha.com/documentos/quimica/sulfurico.pdf>

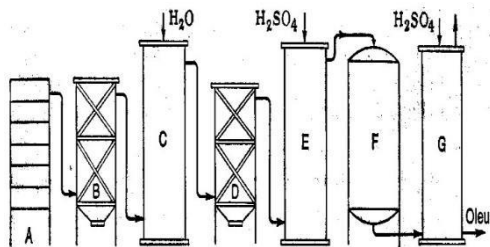
Obtención del ácido sulfúrico por el método de contacto

Las etapas principales por este método son:

1. Producción del dióxido de azufre.
2. Purificación y desecación del dióxido de azufre.
3. Oxidación del dióxido a trióxido de azufre.
4. Combinación del trióxido de azufre con agua para formar el ácido sulfúrico.

Descripción del método de contacto

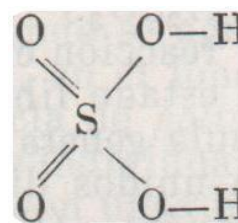
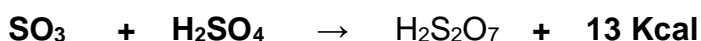
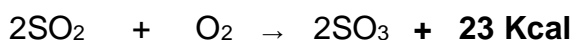
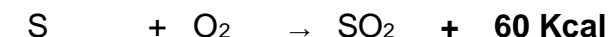
En el siguiente esquema con siete equipos se describe el proceso. Los gases formados en el horno (A) pasan sucesivamente al filtro eléctrico seco (B), a la torre de rociado (C), al filtro eléctrico húmedo (D), a la torre de desecación (E), a la cámara catalítica (F) y a la torre de absorción (G).



Proceso de la industria química para la obtención del ácido sulfúrico por el método de contacto.

En la parte inferior de la última se recoge el óleum formado, y por la parte superior de la misma salen los gases residuales (nitrógeno y otros). La mayoría de las fábricas usan como catalizador vanadio (V_2O_5).

Las reacciones químicas que se llevan a cabo en el método de contacto se representan con las siguientes ecuaciones químicas:



Estructura del ácido sulfúrico.

Ejercicios de cálculo químico

❖ ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico se obtendrán a partir de 1550 Kg de azufre? Masa atómica del azufre 32 uma, masa molar del H_2SO_4 es de 98 g/mol.

Suponer una pureza del 100%

Como se puede observar en las ecuaciones químicas anteriores, un mol de azufre da un mol de ácido: $S \rightarrow H_2SO_4$

Relación masa-masa: $32 \div 98 = 1550 \div x$ Se obtendrán 4746.88 Kg de H_2SO_4

- ❖ ¿Qué cantidad de solución de H_2SO_4 al 58% se necesita para obtener 150 gramos?

Base de cálculo: 100 gramos de ácido sulfúrico.

Con base a una relación proporcional:

$$58 \text{ g de ácido} \div 100 \text{ g de solución} = 150 \text{ g} \div x$$

Por lo tanto se necesitan **259 gramos** de solución.

El ácido sulfúrico concentrado, generalmente tiene una densidad de **1.84 g/cm³** y contiene **95%** de pureza.



Se sugiere al profesor que proponga el siguiente **COMENTARIO** a los estudiantes para que ellos reflexionen acerca del control de las variables en un proceso industrial:

Algunos principios generales de la producción industrial del **SO₂**

Al elegir las condiciones óptimas de la producción del óxido de azufre (IV) los lectores han tenido en cuenta algunos de los principios generales de optimización del control de las reacciones químicas en la industria.

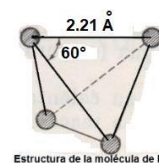
1. ¿A que principios generales se atienden a hacer la elección de la materia prima?
2. ¿Qué es lo que determina la selección de las temperaturas y concentraciones óptimas de las sustancias reaccionantes en las reacciones irreversibles?

Respuesta:

Se trata de realizar las reacciones químicas a mayor rapidez, ya que como consecuencia de ello aumenta el rendimiento de los reactores. Para aumentar la **rapidez química de las reacciones** irreversibles es conveniente que se desarrollen a temperaturas y concentraciones de las sustancias iniciales lo más altas posibles (Epshtein D.A., 1998).

El proceso del ácido fosfórico

A partir de la combustión del fósforo, a alta temperatura se obtienen moléculas dimeras de óxido de fósforo (V):

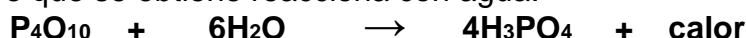


La combustión del fósforo es una reacción irreversible, exotérmica y homogénea. La rapidez de reacción a alta temperatura se debe al desprendimiento de una gran cantidad de calor, es grande.

Descripción del proceso

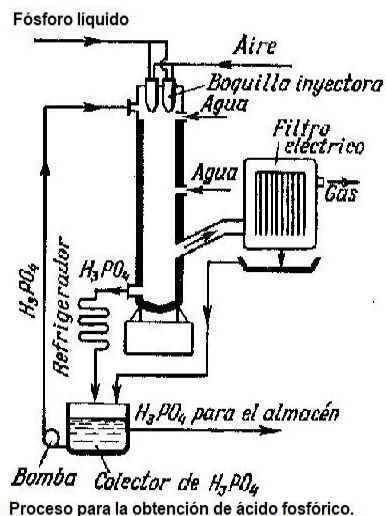
Es necesario crear una superficie bastante grande de contacto del fósforo líquido y del aire, para que bajo presión disperse al fósforo.

El óxido de fósforo que se obtiene reacciona con agua:



En dependencia de la temperatura y la correlación de las cantidades de sustancias reaccionantes pueden obtenerse soluciones de ácido fosfórico de distintas concentraciones y un ácido de concentración bastante elevada, llamado superfosfórico. El siguiente diagrama de flujo muestra la obtención de este ácido ►

En este proceso las tareas principales son la creación de una **gran superficie de contacto de los reactivos** y la **evacuación del calor de reacción**. Estas dos tareas se resuelven al mismo tiempo al hacer transcurrir la reacción en el medio del ácido fosfórico enfriado circulante. También es importante unir los aparatos de combustión del fósforo con los de absorción del óxido de fósforo (V).



El proceso se realiza en una torre hueca, el fósforo es dispersado por el aire cuya mayor parte se suministra por la tubería instalada en el centro de la parte superior de la torre. En distintos niveles a la torre se introduce agua, y por arriba, el ácido fosfórico enfriado. El gas cuya temperatura es de 100°C entra en el filtro eléctrico, donde es capturado el ácido fosfórico humeante. La reacción pasa por las etapas de formación del ácido metafosfórico y otros. **También es muy exotérmica y heterogénea e irreversible a temperaturas bajas.**

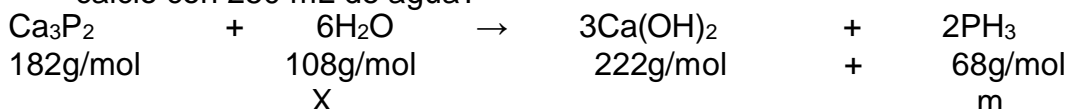
El rendimiento del ácido fosfórico a partir del fósforo es del 98%.

Características de los preparados comerciales de ácido fosfórico ►

Densidad (g / cm ³)	Riqueza (% en peso de H ₃ PO ₄)
1.20	34
1.30	46
1.40	56
1.60	75

Ejercicio de cálculo químico

❖ ¿Cuánta fosfina se obtendrá si se hacen reaccionar 4 gramos de fosfuro de calcio con 250 mL de agua?



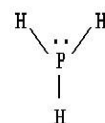
Relación masa-masa: determinación de la cantidad de agua necesaria:

$$182 \text{ g de fosfuro de calcio} \div 4 = 108 \div x$$

Sólo se necesitan $x = 2.37$ gramos de agua.

$$108 \div 68 = 2.37 \div m$$

m = 1.492 gramos de fosfina



Estructura de la fosfina.

Nota:

Los dos tipos de fósforo son el blanco y rojo, denominadas formas alotrópicas. Cuando se calienta el fósforo rojo a 500°C funde lentamente o se vaporiza formando **P₄**, a más de 800°C la molécula se disocia en **P₂**.

Fósforo blanco

Se forma cuando se calienta el fosfato cálcico con presencia de sílice y carbón, a una temperatura de 1400°C, condensándose los vapores, que no son otra cosa que el fósforo blanco, **P₄**:



Fósforo rojo

Se obtiene calentando el fósforo blanco, en una atmósfera inerte, a 250 °C de temperatura. Es de color rojo, amorfo, y más bien poco soluble tanto en agua como en disolventes orgánicos.

En el comercio el H_3PO_4 se vende en forma de solución al 85%, de una consistencia de un jarabe, no es venenoso y no tiene poder oxidante (**Nekrasov, página 309**).

Tarea para el estudiante.

¿Qué es el **fósforo negro** y cuales son sus usos?

 https://www.ecured.cu/F%C3%B3sforo_negro



Con base en las conclusiones del grupo y orientación del profesor, los estudiantes en equipos colaborativos, planean una investigación sobre la producción de cualquiera de los siguientes productos estratégicos; ácido fosfórico, amoníaco, ácido nítrico y ácido sulfúrico, entre otros. El proyecto debe centrarse en los siguientes aspectos:

- Cadena productiva (diagramas de procesos de obtención), en la que identifica reactivos y productos y las condiciones de reacción.
- Tipo de reacción (síntesis, reversible o no reversible; exotérmica o endotérmica).
- Importancia de la cadena productiva.
- Integración de los conocimientos químicos.
- El profesor revisará periódicamente el avance de los proyectos de acuerdo al progreso del curso. **A1**

A1. Los estudiantes reconocen las dificultades de rendimiento de la reacción que tuvo en sus inicios la producción de amoníaco y otros productos estratégicos al analizar información y elaborar un proyecto relacionado con la industria de los fertilizantes.

Cuestionario número 1.

- ¿Por qué no debe mezclarse directamente el trióxido de azufre con el agua para formar el ácido sulfúrico?
- ¿Cuál de los dos procesos de cámaras de plomo y de contacto produce ácido sulfúrico con alto grado de pureza? ¿Cuál de los dos requiere catalizadores costosos?
- En el método de Ostwald los costos son muy elevados al oxidar el amoníaco para obtener el ácido nítrico en presencia de platino a 800°C. ¿Consideras que en esta reacción el platino permanece inerte? Argumenta tu respuesta.
- ¿Por qué en el proceso Haber, a temperatura constante la reacción para obtener el amoníaco en fase gaseosa se desplaza a la derecha a altas presiones?
➤ <http://www.quimitube.com/produccion-industrial-amoniaco-sintesis-de-haber-principio-le-chatelier>.
- De acuerdo a la IUPAC el ácido fosfórico u ortofosfórico se denomina ácido tetraoxofosfórico (V). ¿Por qué (V)?
- ¿Cuál de los ácidos nítrico, sulfúrico y fosfórico es resistente a la oxidación, reducción y evaporación.
- Balancea la siguiente ecuación química: $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$



Con la siguiente lectura el profesor promueve que los estudiantes deduzcan el concepto de rapidez de reacción y los factores que la afectan al analizar la información. Se Proponen actividades experimentales, para que el profesor las considere en su planeación didáctica.

Rapidez de las reacciones químicas

En un entorno suceden constantemente cambios químicos espontáneos entre las sustancias que nos rodean. En algunos porque la nueva sustancia que se forma tiene propiedades diferentes que se pueden observar, por ejemplo; es de otro color, huele distinto o tiene diferente estado de agregación. ¿Ocurrirían estos cambios a la misma rapidez?

Un ejemplo lo podemos observar en la casa, lo que se necesita es una manzana, un plátano un rallador, papel nuevo y papel viejo. Al colocar en un plato pedazos de manzana y plátano sin cáscara y lo exponemos al medio ambiente y observamos que sucede a los 10, 30 y 60 minutos y si ahora rallamos ambas frutas y observamos. Y finalmente comparamos el papel nuevo con el viejo. Esto nos lleva a las siguientes cuestiones;

¿En que se diferenciaron los cambios cuando la fruta estaba sin rallar y de cuando estaba rallada?

¿Con que sustancia del ambiente reaccionaron las frutas y el papel?

Asimismo, en el hogar y en la industria realizamos una gran cantidad de reacciones químicas que se llevan a cabo con diferente rapidez.

La rapidez con que se realizan los cambios químicos es muy variable. En la actividad que se realizó se pudo apreciar que, simplemente rallando la fruta, aumentó la rapidez de reacción con el oxígeno y que tiene que pasar mucho tiempo para que podamos apreciar que el papel este cambiando.

Podemos decir que las reacciones tienen diferente rapidez de reacción:

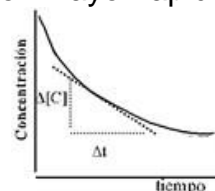
- Algunas tardan años en realizarse, como la oxidación del, papel.
- Otras son lentas, como la oxidación de un clavo de hierro.
- Algunas de ellas, como la explosión de la pólvora. Son instantáneas.
- Existen reacciones, como la del gas de cocina con el oxígeno, que son instantáneas; sin embargo, estas sustancias pueden estar mezcladas sin reaccionar, hasta que haya una chispa que inicie la reacción.

Concepto de rapidez de reacción (N1)

Hasta el momento sabemos que una ecuación química balanceada da mucha información cuantitativa de los reactivos y productos de una reacción, pero no nos dice que tan rápida se realiza la reacción, y cual es su mecanismo real de la reacción así como si la reacción es reversible y si requiere de controlar variables como presión, temperatura, concentración, agitación, y uso de un **acelerador** para que se lleve a cabo la reacción con mayor rapidez.

En el laboratorio la rapidez de una reacción puede medirse de varias formas, por ejemplo la rapidez de descomposición de amoníaco puede estudiarse observando la reacción en un aparato de volumen constante y midiendo el cambio de presión, en otros casos la rapidez se mide siguiendo cambios de color en reactivos y productos, cambios en espectros de absorción, variaciones en conductividad eléctrica, etcétera. Podemos también determinar la rapidez de la reacción en un tiempo dado de la pendiente de la tangente de la curva de concentración contra tiempo.

Experimentos con un gran número de reacciones han mostrado que cuatro factores afectan la rapidez de una reacción química: la naturaleza de reactivos, la concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia o ausencia de un catalizador.



De manera especial la naturaleza de los reactivos es un factor que no podemos controlar, algunas reacciones que hemos realizado y observado; el cinc metálico reacciona lentamente con el ácido clorhídrico, el sodio reacciona muy vigorosamente y el cobre no reacciona en absoluto, el hierro se oxida muy lentamente con el oxígeno del aire, el magnesio se quema muy rápido en el aire, estas propiedades dependen de las estructuras atómicas y moleculares de las sustancias y de la fuerza de los enlaces químicos rotos y formados durante la reacción.

Un cerillo se quema lentamente en el aire, pero en oxígeno puro la reacción es muy rápida: un aumento en la concentración de uno de los reactivos “oxígeno” incrementa grandemente la rapidez de la reacción. Para dar cuenta de este fenómeno tenemos como herramienta la ley de acción de masas:

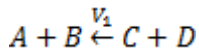
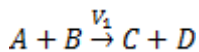
“La rapidez de una reacción química en un instante es proporcional a la concentración de los reactivos, donde cada concentración está elevada a una potencia igual al número de mol de aquella especie participante en la reacción” (Miller, 1981).

La definición de equilibrio es simplemente balance, entre dos reacciones en competencia; una reacción forma productos a partir de los reactivos, mientras que la otra es la reacción inversa que forma los reactivos a partir de los productos.

Ejemplo:

El modelo de la reacción en equilibrio es; $A + B \rightleftharpoons C + D$

Deberán considerarse dos velocidades por ser reversible:



Modelo matemático:

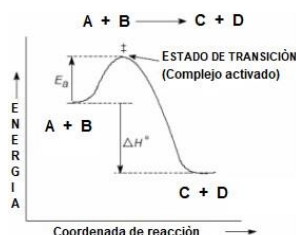
$$v_1 = K_1 [A] \cdot [B]$$

$$v_2 = K_2 [C] \cdot [D]$$


Dónde:

K_1 y K_2 = son las constantes de proporcionalidad, que dependen de diversos factores como temperatura, naturaleza de las sustancias.

El punto de equilibrio en un proceso reversible se tiene cuando ambas reacciones proceden a la misma rapidez, de tal modo que las concentraciones de reactivos y productos permanezcan constantes.



Factores que modifican la rapidez de reacción: (N2)

 **Trabajo en equipo:** Con las siguientes actividades **el profesor promueve** que los estudiantes correlacionen la rapidez de las reacciones químicas con las variables: tamaño de partícula, concentración, temperatura y uso de catalizador.

Actividad experimento No. 12

Rapidez de reacción

Propósito. Identificar los factores que afectan la rapidez de reacción.

Marco teórico

Existen reacciones que se efectúan en cuestión de fracción de segundos, otras son moderadas o más lentas y otras deben pasar bastante tiempo, inclusive años para que terminen su proceso, todo depende de su magnitud de vida media. La determinación de la rapidez de reacción es fundamental en el diseño de los procesos industriales, ya que se necesita conocerla para calcular el volumen del recipiente o reactor químico donde se llevará a cabo la transformación química.

La cinética de las reacciones primero se estudian a nivel de planta piloto de manera experimental, y lo que siempre se busca son los cambios de concentración con respecto al tiempo transcurrido. Si se desea saber la transformación de un reactivo, decimos que se estudia la degradación o disminución de esa sustancia y el modelo matemático le asignamos un signo negativo. En el caso contrario medir la rapidez con la que aparece un producto se maneja el signo positivo.

Se ha observado que no todas las reacciones se llevan a cabo con la misma rapidez; es decir, algunas son casi instantáneas, y otras, demasiado lentas. Como ejemplos de reacciones rápidas se pueden citar las neutralizaciones, o sea, las reacciones entre un ácido y una base. Por otro lado, las reacciones de oxidación y reducción son muy lentas.

Planteamiento de hipótesis: _____.

Material

Una gradilla, siete tubos de ensayo, una pinza de Moss, una pipeta de 5 mL, un mechero de Bunsen, probeta de 100 mL, matraz balón de 250 mL con tubo de desprendimiento, 7 etiquetas pequeñas, 10 mL de HCl, diluido al 25% y unos dos gramos de **MnO₂** (mineral que se utiliza como catalizador inorgánico).

Procedimiento

1. Coloca en la gradilla los tubos de ensayo numerados del 1 al 7.
2. Agrega un gramo de granalla de cinc a los tubos 1 y 2. Añádeles 2 mL de HCl; calienta el tubo 1; compara las reacciones y registra tus observaciones.
3. Añade 0.5 g de polvo de cinc a cada uno de los tubos 3 y 4. Vierte 2mL de HCl concentrado en el primero y 2mL de HCl diluido al 25% en el segundo. Fíjate en lo que sucede en los tubos y realiza el registro correspondiente.
4. En los tubos 5 y 6, vierte 2 mL de HCl diluido al 25%, luego añade a uno 0.5 gramos de granalla de cinc; al otro 0.5 gramos de polvo de cinc. Observa en cuál de ellos se efectuó más rápido la reacción.
5. Coloca medio gramo de dióxido de manganeso en el tubo 7 y agrega 2mL de agua oxigenada. Tápalo y observa la efervescencia; destapa el tubo y acerca un cerillo encendido; fíjate en lo que sucede con la flama.

Cuadro de registro con las siete pruebas, escribir las observaciones			
Tubo	Sustancias	Factores que afectan la velocidad de reacción	Cómo se manifiesta la velocidad de reacción

Elige la opción que responda o complete el enunciado y subráyalo

Las sustancias que intervienen en el resultado final de una reacción acelerándola o retardándola son los

- A) ácidos. B) álcalis. C) catalizadores. D) óxidos.

¿Cómo afecta la absorción de calor en una reacción?

- A) la acelera. B) la retarda. C) no interviene. D) inhibe la reacción.

El factor correspondiente al tamaño de las partículas que intervienen en una reacción es

- A) el calor. B) la concentración. C) la presión. D) la superficie de contacto.

Otra opción es usar un matraz con 50 mL de H_2O_2 y MnO_2 con tubo de desprendimiento y recibir el oxígeno en una probeta graduada llena de agua dentro de una tina o cuba hidroneumática, controlar el **tiempo** a intervalos de $\frac{1}{2}$ o 1 minuto y medir el **volumen** de gas generado en cm^3 al desplazar el agua. ►

Más adelante, en la página, se plantea un problema similar, sólo que es con el uso de una jeringa.



Hacer una gráfica con base a la tabla de datos experimentales, y reflexionar sobre la acción catalítica durante la descomposición del peróxido de hidrógeno.

No es aconsejable decir que la rapidez de reacción aumenta al incrementar la temperatura, existen procesos donde es todo lo contrario, un ejemplo es en la síntesis del amoníaco.

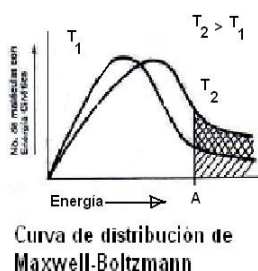
Observaciones y conclusiones

Argumento

A medida que vamos avanzando se están reconociendo las diferentes áreas de la química, en este caso cuando se hacen estudios sobre la rapidez de las reacciones y sus mecanismos, decimos que de esto se ocupa la **cinética química**.

Desde el punto de vista cinético las reacciones para su estudio se dividen en dos tipos; homogéneas es decir en una fase y las heterogéneas en dos o más fases, en este caso pueden existir hasta los tres estados físicos. En general una reacción depende del mecanismo, **una reacción será más rápida si lleva un mecanismo que incluya una mínima energía de activación.**

Dependencia entre rapidez de reacción y temperatura



En esta gráfica (No. De moléculas con energía cinética contra Energía) notamos dos curvas, una representa la temperatura T_1 y la otra la T_2 . El punto **A** aún representa la energía mínima. Ahora vemos que ha aumentado el número de moléculas debajo de la línea, en el punto **A**. Este aumento de temperatura ha dado la energía suficiente para que ocurran choques más efectivos.

La forma de la curva nos muestra, que un pequeño aumento en la cantidad de energía suministrada a la reacción, produce un aumento bastante grande en el **número de moléculas energéticas**.

Se dice que un aumento de 10°C duplica la velocidad de una reacción.

Las observaciones experimentales han demostrado que un aumento pequeño en la temperatura aumenta la rapidez de las reacciones sencillas. Aunque también existen excepciones, como es el caso de la siguiente reacción:



el efecto de aumentar la temperatura tiende a disminuir la rapidez de reacción La magnitud de aumentar la temperatura depende de la **“energía de activación”**.

► **Trabajo en equipo;** actividad para que los estudiantes observen el efecto de la temperatura en la rapidez de reacción química.

Actividad experimental No. 13

El efecto de la temperatura en la rapidez de reacción

Propósito. Observar la influencia de la temperatura en la rapidez de la reacción química.

Marco teórico

El yodo se encuentra en pequeñas cantidades en cada célula del cuerpo humano, pero en la glándula tiroides del cuello está en dosis más elevada. Abunda en las algas marinas, por lo que muchas veces se obtiene quemándolas y tratando sus cenizas. Sólo se emplea en pequeñas dosis para esterilizar el agua potable. Más frecuente es su empleo como antiséptico.

El yodo y el almidón reaccionan dando color azul. Aprovecharemos esta particularidad para medir el efecto de la temperatura en la rapidez de reacción.

Planteamiento de hipótesis _____

Material y sustancias

Cinco gramos de almidón, **tintura de yodo o yodopovidona antiséptica** (se adquiere en farmacias), agua destilada, gotero, vaso de precipitados de 100 mL, termómetro, cronómetro, o reloj digital, recipiente para baño maría.

Procedimiento



A la temperatura ambiente, disolver $\frac{1}{2}$ **gramo** de almidón en **50 mL** de agua y agita hasta que no queden grumos, agrega **tintura de yodo** gota a gota y ve diluyendo, mide el tiempo que tarda en formarse el color azul.

Prepara una segunda solución y caliéntala diez grados más, agrega la tintura de yodo y mide el tiempo.

Temperatura en. °C				
Tiempo en segundos				

◀ Repite incrementando

la temperatura de 10° en 10° grados Celsius.

Verifica cual de las dos variables es la dependiente, tomando en cuenta que una es la que controlamos y la otra es la que se mide. Elabora una gráfica.

Dibuja la línea y reflexiona sobre la pendiente en cada punto trazado.

¿Qué relación existe entre ambas variables? _____.

¿En que instante se tiene una rapidez máxima de reacción? _____.

Observaciones y conclusiones.

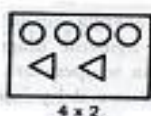
▶ A continuación **el profesor** propone los siguientes hechos a los estudiantes para que ellos argumenten y reflexionen con relación a esas experiencias de reacción química de uso cotidiano:

- a) Las velocidades de las reacciones químicas se duplican aproximadamente 10°C de incremento de temperatura:
- ▶ A medida que se incrementa la temperatura, la frecuencia de las colisiones entre las moléculas se incrementan en la misma medida que lo hace la energía promedio de las colisiones. Ambas contribuyen al incremento en la rapidez de la reacción.
 - b) Los huevos se cuecen lentamente en agua hirviendo a grandes alturas, en donde el agua hierve a temperaturas menores de 100°C .
 - ▶ El cocimiento de los huevos inicia una reacción química que ocurre con más lentitud a temperaturas más bajas.
 - c) El H_2 y el O_2 no comienzan a reaccionar para formar agua sino a temperaturas muy altas (a menos que se inicie con una chispa)
 - ▶ La energía promedio de las moléculas en colisión a temperatura ambiente no basta para iniciar una reacción entre el H_2 y el O_2 .
 - d) La leche se agria si se deja a la intemperie durante un día o dos, pero se conservará durante dos semanas en el refrigerador.
 - ▶ El agriamiento de la leche es una reacción química que se hace más lenta a medida que disminuye la temperatura. Se conserva bien durante varios días en el refrigerador.
 - e) La madera arde explosivamente en O_2 puro, pero lentamente en el aire, que contiene un 20% de O_2 .
 - ▶ Una concentración más alta de oxígeno incrementará la rapidez de combustión.
 - f) El carbón pulverizado arde más rápido que un trozo de carbón.
 - ▶ Cuando se pulveriza un sólido, se aumenta el área superficial para las colisiones con moléculas de oxígeno. Por lo tanto, arde más rápido.
 - g) El H_2 y el O_2 reaccionan en forma fácil a temperatura ambiente en presencia de platino finamente molido.
 - ▶ El platino es un catalizador. En vista de que la energía de activación en presencia de un catalizador disminuye. La reacción puede ocurrir a una temperatura más baja.

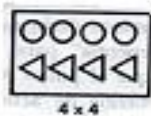


Se proporciona al profesor un modelo para explicar a los estudiantes el efecto de la variación de la concentración, con relación a la frecuencia de colisiones.

Efecto de la variación de la concentración



La rapidez de una reacción química depende de la frecuencia de colisiones y ésta depende del número de moléculas que existen en la unidad de volumen.



Frecuencia de colisiones entre moléculas

Consideremos estos tres bloques; en el primer ejemplo las cuatro moléculas tienen sólo cuatro oportunidades de chocar, $2 \times 2 = 4$; en el segundo hay 8 probabilidades $4 \times 2 = 8$ y hay 16 oportunidades de choque en el tercero, $4 \times 4 = 16$

Estos tres ejemplos muestran que al aumentar la concentración el número total de choques aumenta, por lo tanto, el número de colisiones efectivos debe también aumentar. Podemos decir que la rapidez de reacción es proporcional al producto de las concentraciones:

Rapidez de reacción \propto [A] [B]

El símbolo [] significa “concentración de” y se expresa en mol/L

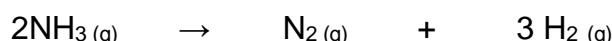
Ejemplo:

La rapidez de reacción es proporcional a la concentración de los reactivos o productos elevada al exponente o a la potencia que se ha establecido al escribir los coeficientes de la ecuación balanceada”.

$$\text{El modelo general es: } r = - \frac{dC}{dt}$$

Donde la letra “d” indica diferencial, la “C” es la concentración y la “t” el tiempo.

Ejemplo, al tener la ecuación balanceada de la descomposición del amoníaco;



rapidez NH_3^2 aquí el símbolo alfa es el signo de proporcionalidad, para eliminarla y establecer una ecuación, se usa una constante (**k**) del lado derecho:

$$dC / dt = - k \text{NH}_3^2$$

también se puede escribir, $-v_r = k \text{NH}_3^2$

La letra **k**, representa la constante específica de la velocidad de reacción.



Trabajo en equipo; se sugiere al profesor la siguiente actividad.

Actividad experimental No. 14

Efecto de la concentración

Propósito. Observar la rapidez de disolución de una tableta de Alka-Seltzer al variar los volúmenes de disolvente.



Planteamiento de hipótesis_____

Con el uso de tabletas de Alka Seltzer dividirla en cuatro partes iguales y disolver en un **volumen de agua** de 50, 100, 150 y 200 mL, tomar tiempos de disolución y concentrar los datos para hacer gráficas.

Triturar la tableta a polvo fino en cuatro partes de volúmenes, medir los **tiempos** y comparar con los datos anteriores.

También se sugiere tener **volumen constante** de agua y variar las masas en cada matraz o unidades; uno, dos tres y cuatro tabletas, medir tiempos. En todos los casos observar la rapidez de disolución.

Determinar las variables y elaborar las gráficas para realizar el análisis de la cinética de este proceso.

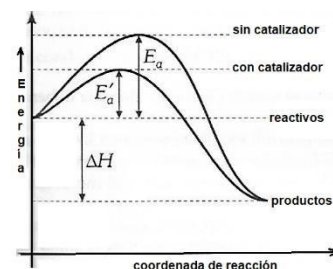
Elaborar observaciones y conclusiones

Nota:

Hay reacciones en que la rapidez de reacción no es función de la concentración, en estos casos la cinética de la reacción está condicionada por otros factores del sistema como por ejemplo la radiación solar, o la superficie específica disponible en una reacción gas-sólido catalítica, donde el exceso de reactivo gas hace que siempre estén ocupados todos los centros activos del catalizador.

Efecto de los catalizadores

La cinética química proporciona el mejor argumento de que los catalizadores no afectan a los sistemas en equilibrio. Tomando como base el concepto de rapidez de reacción química, esta depende de la rapidez con que las partículas sobrepasan la barrera de energía potencial entre los estados inicial y final. Considerando la reacción para obtener amoníaco, la siguiente figura muestra la barrera de energía potencial para la reacción ►

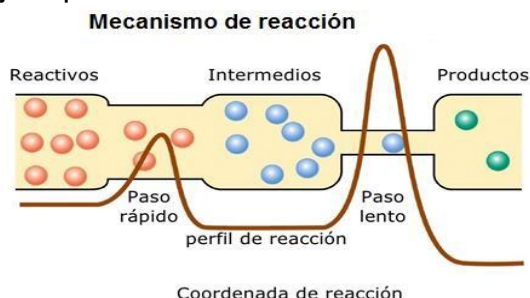


Una reacción que no sea posible sin catalizador tampoco lo es con él. No modifican el equilibrio (García Pérez, 2000).

Catálisis

Las sustancias que aceleran una reacción química y que al mismo tiempo no se consumen en la reacción neta se denominan catalizadores. Las formas como trabajan los catalizadores son casi tan variadas como las clases de reacciones químicas implicadas. Sin embargo todos los catalizadores trabajan para brindar un camino adicional o mecanismo para la reacción.

A este nivel es necesario indicar la diferencia entre los conceptos de estabilidad cinética y estabilidad termodinámica. Muchos sistemas son termodinámicamente inestables a temperaturas ordinarias y existen únicamente debido a que la rapidez a la cual reaccionan es baja.



<https://www.google.com.mx/search?q=Figura+sobre+cinética+química>

Tales sistemas son estables sólo en sentido cinético y si ocurre algún cambio que aumente la rapidez de la reacción, la reacción prevista ocurrirá espontáneamente. Algunos ejemplos de sustancias termodinámicamente inestables son el peróxido de hidrógeno, el ozono, el trinitrotolueno (TNT) y la nitroglicerina.

6.2 Catálisis heterogénea en la síntesis del NH_3

En la catálisis heterogénea, la superficie del catalizador sólido por lo general es el sitio donde se lleva a cabo la reacción. La etapa inicial en el proceso Haber implica la disociación del N_2 y del H_2 en la superficie del metal. Aunque las especies disociadas no son en realidad átomos libres porque están unidos a la superficie del metal, estos son muy reactivos. Las dos moléculas de reactivos se comportan de manera muy diferente sobre la superficie del catalizador. Los estudios han demostrado que el H_2 se disocia en hidrógeno atómico a temperaturas de -196°C (el punto de ebullición del nitrógeno líquido). Por otra parte, las moléculas de nitrógeno se disocian aproximadamente a 500°C . Los átomos de N y de H , son muy reactivos, y se combinan con rapidez a altas temperaturas para producir el amoníaco (Chang-Goldsby, 2013: capítulo 13).

A2. Los estudiantes comprenden que las reacciones que se llevan a cabo con diferente rapidez de acuerdo a la naturaleza de los reactivos y las condiciones de reacción al experimentar o analizar información (**N2**).

Teoría de las colisiones. (N2)



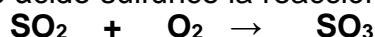
Lectura sobre **la energía de activación** el profesor la podrá proporcionar a los estudiantes para argumentarla y comprendan el concepto.

En una reacción reversible la constante de equilibrio se refiere a las sustancias que representan a los reactivos y a los productos, por lo tanto la participación de un catalizador no tiene efecto en las concentraciones en el punto de equilibrio. El principio de Le Chatelier **no dice nada acerca de los catalizadores.**

El incremento en la rapidez de reacción debe ser el mismo en ambos sentidos, por lo cual, las concentraciones en el equilibrio no se modifican.

Si a una temperatura dada un sistema es termodinámicamente inestable, pero la reacción es demasiado lenta para ser observada, podría utilizarse un catalizador adecuado para llevar a cabo la reacción.

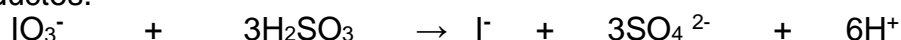
Los catalizadores son ampliamente utilizados en la industria y en la investigación química. Por ejemplo en la obtención de ácido sulfúrico la reacción:



En ausencia de un catalizador esta reacción es muy lenta.

En el proceso de cámaras de contacto el SO_2 a 400°C se trata con exceso de aire en presencia de platino finamente dividido y depositados en asbesto.

Algunas reacciones son autocatalíticas, esto es, la reacción es catalizada por sus propios productos.



El ion yoduro cataliza aún más la reacción. La rapidez resultante es mayor porque el H_2SO_3 reacciona con mayor rapidez con I_2 que con IO_3^- .

Una clase muy importante de catalizadores que actúan en los sistemas biológicos está constituida por sustancias complejas denominadas enzimas, estas son producidas por los organismos los vivientes como catalizadores de reacciones específicas. Así la ptialina, la enzima de la saliva, convierte el almidón en azúcar; y la; y la zimasa, una enzima de la levadura, convierte los azúcares en alcohol y dióxido de carbono.

El término cantidad de catalizador se refiere al número relativamente pequeño de moles de catalizador capaces de llevar a cabo la reacción de un gran número de moles de reactivos. Por ejemplo, para descomponer en sus aminoácidos constitutivos 10 gramos de caseína proteica de la leche, ésta debe hervirse con 100 gramos de ácido clorhídrico concentrado durante 20 horas.

Por el contrario en presencia de 0.001 gramos de proteasa, un enzima aislado de las paredes del estómago de un animal, el HCl diluido descompondrá los 10 gramos de caseína a la temperatura del cuerpo en sólo unas pocas horas.

La magnitud de aumentar la temperatura depende de la energía de activación.

Concepto clave:

- Energía de activación

La energía de activación de una reacción puede definirse como la energía mínima que deben tener las moléculas para romper sus enlaces y reaccionar.



Trabajo en equipo, el profesor inducirá a los estudiantes a realizar la siguiente actividad para argumentar con los estudiantes la necesidad del uso de sustancias o metales para acelerar una reacción química.

Actividad experimental No. 15

Reacción catalítica

Marco teórico

La papa el chícharo y la manzana contienen una enzima (catalasa) la cual es un antioxidante, es decir, que impide la oxidación de las sustancias.

La papa tiene propiedades alcalinas, por lo que aumenta la alcalinidad de la sangre, evita el escorbuto y corrige la acidez excesiva del organismo, producida por la alimentación a base de carne, pescado, etcétera.

La catalasa es una enzima que se encuentra en los organismos vivos y cataliza la descomposición del peróxido de hidrógeno en agua y oxígeno.

Las vitaminas, fermentos, levaduras, hormonas y enzimas son catalizadores biológicos. Su presencia en los seres vivos hace posible efectuar reacciones químicas que desarrolladas en el laboratorio resultarían extremadamente lentas.

Sustancias

Agua oxigenada de alta pureza, papa y chícharo en trozos y a granel.

Material

Dos recipientes de boca angosta o matraces Erlenmeyer de 200 mL, dos globos.

Procedimiento

A cada matraz con 50 mL de H_2O_2 a uno agregar trozos grandes de papa y al otro trozos o granos muy pequeños. También se puede usar chícharo.

Colocar los globos en las boquillas de los matraces o envases. En la fotografía de la derecha el matraz izquierdo es con la papa y el segundo con chícharo :



De los factores que ya se estudiaron aún existen otros dos **¿Cuáles son esos 2 que también influyen en la velocidad de reacción química?**

Cuestionario.

- ¿Por qué se oxida más rápidamente el tubo de escape de un auto que el resto de la carrocería?
- ¿Por qué se retarda la descomposición de la leche en el refrigerador?
- ¿Por qué se cuecen más rápido las papas en una olla de presión?
- ¿Por qué tarda más tiempo en secar un pegamento en un día frío?
- ¿Por qué algunas veces estalla el polvo fino de harina en un molino de harina?



Otra opción para el profesor

Se requiere de un agente oxidante como el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en disolución al 20% para la oxidación del alcohol y transformarlo a $\text{CH}_3\text{-CH=O}$ y finalmente en $\text{CH}_3\text{-COOH}$ en medio ácido (H_2SO_4) ¿Cuál es la función del ácido sulfúrico?

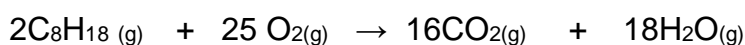
Observaciones y conclusiones.



COMENTARIO. El profesor argumenta con los estudiantes:

Los catalizadores funcionan de diferentes maneras en diferentes reacciones. Pueden mezclarse íntimamente con los reactivos (catalizadores homogéneos) como en una solución acuosa o sólo pueden proporcionar una superficie sobre la cual se efectúan las reacciones (catalizadores heterogéneos).

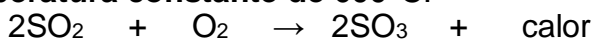
Quizá la aplicación más común de los catalizadores implica al **convertidor catalítico** de un automóvil. El escape del motor contiene monóxido de carbono venenoso y combustible sin quemar (principalmente n-octano), ambos contribuyen con la contaminación del aire. El convertidor catalítico que está unido al tubo de escape contiene platino o paladio finamente pulverizados. Dichos metales proporcionan una superficie para las siguientes reacciones las cuales ocurren sólo a una temperatura muy alta en ausencia de un catalizador:



Ambas reacciones son exotérmicas, lo cual explica por qué el convertidor catalítico se calienta tanto cuando el motor está funcionando.

Cuestionario número 2.

1. Confronte los procesos de obtención del óxido de azufre (IV) a partir de la piritita y del azufre. ¿Cuál de éstos es más simple en la explotación?
2. Entérese de los datos acerca del influjo de la presión en equilibrio, por ejemplo, a la **temperatura constante de 600°C.**



Presión, MN/m ²	0.0981	0.981	9.81
Grado de oxidación en equilibrio del SO ₂	73.4	89.5	96.4

- a) A presiones que superan los 10 MN/m², ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio?
 - b) Predice ¿Cómo varía el grado de oxidación en equilibrio del SO₂ al aumentar el exceso de oxígeno en la mezcla inicial?
 - c) ¿Es posible a base de los datos aducidos sobre el equilibrio obtener conclusiones acerca de las condiciones en que debe desarrollarse la reacción dada? Si, no por qué.
3. En la siguiente reacción a 1227°C se tiene una producción de 0.16 % en volumen y a 3227°C se logra un 5.12 % del gas **NO**

$$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO} - \text{calor}$$
 - ✓ A la temperatura ambiente ¿Hacia dónde se desplaza el equilibrio de esta reacción?
 - ✓ Con base a las leyes generales de la química ¿Por qué esta reacción es imposible de realizar con un gran rendimiento del producto?
 4. En la obtención industrial de ácido fosfórico. ¿Cuales son las tareas principales para controlar el proceso?
 5. ¿Cuáles son los catalizadores que se usan en la obtención industrial de los tres ácidos; H₂SO₄, HNO₃ y H₃PO₄.



Con base a la siguiente lectura, el profesor comentará a los estudiantes la teoría de las colisiones y la energía generada entre el choque de las partículas durante una reacción química.

Teoría de las colisiones. (N2)

La teoría de las colisiones es la que se usa comúnmente para explicar los hechos acerca de la velocidad de reacción. Los dos enunciados principales de esta teoría son:

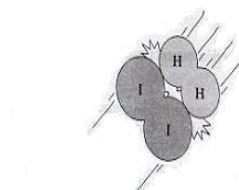
***Las partículas deben chocar antes de que puedan reaccionar.**

***Las colisiones entre las partículas deben tener suficiente energía como para romper los enlaces.**

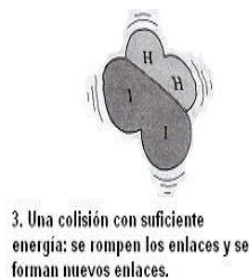
Esta teoría puede ilustrarse mediante la reacción del hidrógeno con el yodo:

Muchos de los choques moleculares no tienen como resultado una reacción. Aun si el número requerido de moléculas se pone en contacto, sólo aquellas que tienen la suficiente energía, pueden sufrir las violentas distorsiones de las longitudes y ángulos de enlace, necesarias para los reacomodos que se llevan a cabo para efectuar una reacción química.

1. Una colisión sin suficiente energía.



2. Más moléculas rebotan, la colisión no produjo cambios.



3. Una colisión con suficiente energía: se rompen los enlaces y se forman nuevos enlaces.



4. Se forman moléculas de yoduro de hidrógeno. La colisión condujo a un cambio químico.

Tabla comparativa entre los factores que influyen en las reacciones químicas.

Hechos	Teoría
Un aumento en la concentración de un reactivo produce un aumento en la rapidez de reacción.	Una concentración más alta significa mayor número de partículas en un volumen determinado. Si hay más partículas, habrá más colisiones. Más colisiones significan un mayor número de colisiones con cambio químico. Por lo tanto, aumenta la rapidez de reacción.
Un aumento en la temperatura produce un aumento en la rapidez de reacción.	La temperatura de un sistema es una medida de la energía cinética promedio de las partículas en dicho sistema. Si aumenta la energía cinética promedio de las partículas, entonces más pares de partículas tendrán suficiente energía para chocar entre sí y producir la reacción.
Un aumento en el área de contacto produce un aumento en la rapidez de reacción.	Un área más grande significa que se expone un número más grande de partículas. Por lo tanto, habrá mayor número de colisiones entre las partículas.
Un catalizador puede acelerar la rapidez de una reacción.	Un catalizador disminuye la cantidad de energía necesaria para un cambio químico. Por lo tanto, varias colisiones producirán una reacción.

Referencia:

Guayasamin G. G. Química una visión moderna. Capitulo 18. LIMUSA.

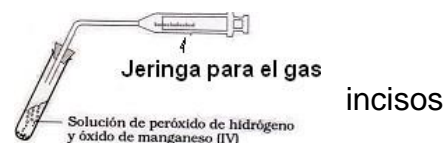


El siguiente cuestionario como una estrategia de reforzamiento contiene variados ejercicios para que el estudiante con el acompañamiento del profesor, comprendan la temática de rapidez de reacción con eficacia.

Resolver los siguientes problemas

De acuerdo a la figura de la derecha ►

y el cuadro de datos experimentales, contestar los siguientes:

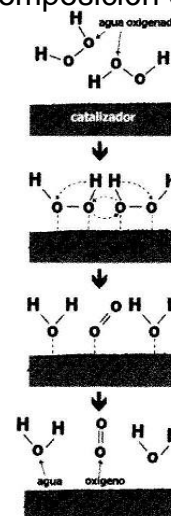


- Se armó un aparato como el de la figura que aparece arriba. Cada minuto se tomaron lecturas de volumen de gas en la jeringa. Las lecturas fueron las siguientes:

Tiempo (min.)	0	1	2	3	4	5	6	7	8
Volumen Del gas (cm ³)	0	40	70	92	107	115	120	120	120

* Esquema de la influencia del catalizador en la reacción de descomposición del **peróxido de hidrógeno** ►

- Explicar la función del óxido de manganeso (IV)
- ¿Qué gas se produce?
- Graficar con cuidado las lecturas, con el tiempo en el eje de las "X"
- ¿Cuánto tiempo tardaron en producirse 50 mL de gas?
- ¿En cuánto tiempo la reacción se encontró a la mitad de su desarrollo?
- ¿Cuál fue el volumen final de gas producido?
- ¿Por qué no hubo mayor cambio de volumen después de seis minutos?
- Conforme se desarrollaba la reacción, ¿se aceleraba o se detenía?
- Explique por qué cambió la velocidad de reacción a medida que se desarrollaba ésta.
- Describe dos formas de acelerar esta reacción, sin alterar las cantidades de las sustancias químicas implicadas.
- De acuerdo al *modelo del mecanismo de reacción frente a la acción del catalizador, describe el proceso de la descomposición del **H₂O₂**.



COMENTARIO

El orden de las reacciones

Las ecuaciones de rapidez en cinética química se clasifican de acuerdo al exponente o exponentes usados en la ecuación según la ley de acción de masas en; reacciones de primer orden, segundo o tercero. En el ejemplo del análisis del amoníaco la reacción es de segundo orden.

En la descomposición del hipoclorito de potasio, la ecuación balanceada es la siguiente:

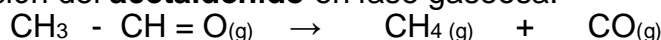


La fórmula de rapidez con respecto al reactivo es:

v = - k KClO³ por el exponente, es una reacción de **tercer orden**.

Varios de los choques moleculares no tienen como resultado una reacción. Aun si el número requerido de moléculas se pone en contacto, sólo aquellas que tienen la suficiente energía, pueden sufrir las violentas distorsiones de las longitudes y ángulos de enlace necesarios para los reacomodos que llevan a una reacción química.

Para la descomposición del **acetaldehído** en fase gaseosa:



$v = -k \text{ CH}_3 - \text{CH} = \text{O}$ es una reacción de **primer orden**, porque de acuerdo a la ecuación balanceada su coeficiente es uno.

El orden de las reacciones no siempre coincide con los coeficientes de la ecuación química balanceada. Para confirmar este dato se deben obtener datos experimentales y después analizarlos matemáticamente hasta obtener el valor real.

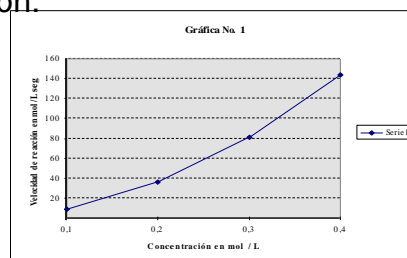
Ejemplo, de acuerdo a la ecuación de la descomposición térmica del **acetaldehído** a 800°C, se tienen los siguientes datos experimentales, tomados del capítulo 20, página 448. Fundamentos de química. Brescia. 1989 Editorial C.E.C.S.A.

$[\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{O}] \text{ (mol / L)}$	$V_r \text{ (mol / L . seg)}$
0.1	9×10^{-7}
0.2	36×10^{-7}
0.3	81×10^{-7}
0.4	14.4×10^{-6}

Determinar el orden de la reacción.

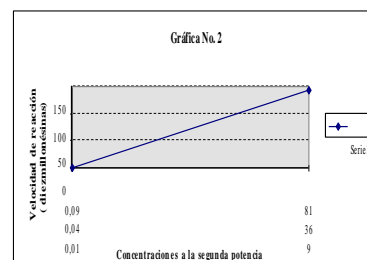
Escribir el modelo matemático de la rapidez de reacción.

Una técnica de cómo hacer el análisis cinético, consiste en hacer como primer paso una gráfica de acuerdo a los datos, donde la concentración del reactivo es la variable independiente y la rapidez de reacción (en orden de magnitud de 10^{-7}) la variable dependiente.

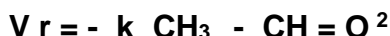


Como se puede observar se tiene una parábola cuya

la concentración (variable independiente) se tiene una segunda gráfica:



segundo orden y la ecuación de rapidez real de acuerdo a los datos experimentales es:



La rapidez con la que se produce una transformación química es un aspecto muy importante. Tanto desde el punto de vista del conocimiento del proceso como de su utilidad industrial, interesa conocer la rapidez de la reacción y los factores que pueden modificarla.

El valor de la constante “ k ” es una característica de la reacción, y se conoce como constante específica de velocidad de reacción. Si despejamos k haciendo caso omiso del signo:

$$k = V_r / \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{O}^2$$

Sustituyendo cualquiera de los datos experimentales, seleccionemos el primer par:

$$k = 9 \times 10^{-7} \text{ mol / L seg} / (0.1 \text{ mol / L})^2$$

$$k = 9 \times 10^{-7} \text{ mol / l seg} / 0.01 \text{ mol}^2 / \text{L}^2$$

Resultado: $k = 9 \times 10^{-5} \text{ L/mol.seg}$



El profesor solicita a los estudiantes que con la teoría de las colisiones expliquen los resultados obtenidos en las actividades anteriores, para concluir, en forma grupal, que:

Al incrementar la temperatura, la, la superficie de contacto, la concentración y /o la presión se aumenta la probabilidad de que las partículas colisionen y se produzcan cambios.

Al incrementar la energía y el número de choques de las partículas aumenta la rapidez de la reacción.

La función de un catalizador es disminuir la energía de activación.

A3. El estudiante explica con base a la teoría de las Colisiones, el efecto que tiene la superficie de contacto, el catalizador, la temperatura, la presión y la concentración sobre la rapidez de las reacciones químicas a partir de la elaboración de argumentos.

✓ Estrategia 2



El profesor promueve que los estudiantes infieran el concepto de energía de activación al cuestionar sobre la necesidad de aplicar una cantidad de energía inicial para algunas reacciones.

¿De dónde procede la energía involucrada en una reacción?

Lectura

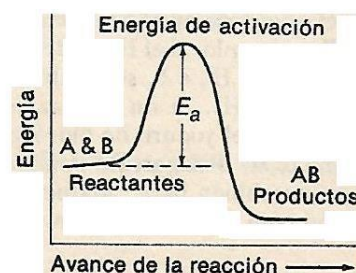
Energía y reacción química. (N2)

Las energías de activación para cada reacción son medidas experimentales. Las reacciones que tienen gran energía de activación serán más sensibles a los cambios de temperatura que las que tienen una baja energía de activación.

La energía de activación **E_a**, es una medida de la energía excedente que necesitan las moléculas para reaccionar, y el término exponencial en la ecuación de Arrhenius, es del orden de magnitud de la fracción de moléculas que tienen esta cantidad en exceso.

$$K = Ae^{-E_a/RT}$$

Donde **E** es la energía de activación, **R** la constante universal de los gases ideales en unidades de energía, **T** la temperatura a la cual se lleva a cabo la reacción, **e** la base de los logaritmos naturales, **A** constante numérica de la reacción o factor de frecuencia. En este caso, **K** es la constante de rapidez específica de la reacción.



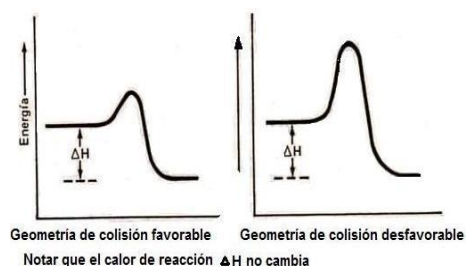
La energía de activación es la energía que debe suministrarse a una reacción para causar la formación de un complejo activado (Smoot-Price, 1998).

Geometría de una colisión

Los choques moleculares deben ocurrir de frente para que tengan efecto y rompan los enlaces químicos. Las moléculas pueden chocar de dos maneras, de frente y de lado.

Cuando chocan de frente, su energía se aprovecha y la transferencia de momento de una molécula a otra rompe los enlaces. En un choque de lado, parte de la energía se disipa alrededor de las moléculas y por lo tanto, debe suministrarse más energía.

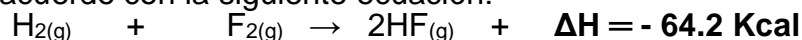
Estudiemos los siguientes dos diagramas; la energía de activación es pequeña cuando los choques son de frente. Esta energía aumenta cuando la geometría de colisión no es propicia para romper los enlaces, debemos añadir que la forma geométrica de la molécula y el tipo de enlace, sea iónico o covalente, son muy importantes en esta consideración.



Es preciso notar además, que el calor de reacción o ΔH no varía en ninguno de los dos casos.

Ejemplo

La mezcla de H y F al reaccionar produce el fluoruro de hidrógeno, de acuerdo con la siguiente ecuación:



Al analizar esta reacción nos damos cuenta que se rompen los enlaces $H-H$ y $F-F$ y se forman nuevos enlaces $H-F$, desprendiendo 64.2 Kcal de energía.

Para que esta reacción ocurra, deben unirse las moléculas de H_2 y F_2 pero esta unión no garantiza la formación del producto. Las moléculas deben unirse violentamente, pero en una forma geométrica específica. Estas moléculas deben traer suficiente velocidad o tener en este caso, suficiente energía para que se rompan los enlaces covalentes que forman los reactantes.

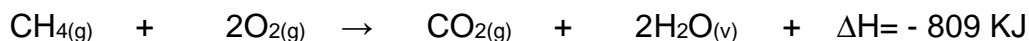


A apoyados por el profesor los estudiantes analizan diagramas de energía (energía contra avance de la reacción) de algunas reacciones sencillas; se propone presentar diagramas de energía en los que se contrasten, por un lado, la energía de activación que se requiere para que la reacción ocurra y, por otro lado, el efecto del uso de un catalizador en esa misma reacción.

Muchas reacciones químicas se llevan a cabo con el único propósito de producir energía. Algunos ejemplos son la combustión de productos, tales la gasolina y el carbón, y la generación de electricidad por medio de una batería.

Además de las aplicaciones prácticas, hay importantes relaciones teóricas entre la energía y el cambio químico. ¿Por qué ocurren las reacciones químicas? ¿Por qué algunas sustancias son más reactivas que otras? ¿Cabe predecir si una reacción dada puede ocurrir espontáneamente? A continuación se exponen algunas maneras diferentes de determinar los calores de reacción.

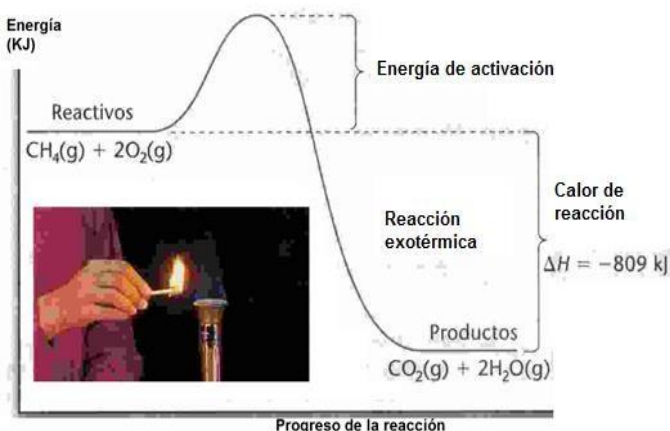
Los combustibles fósiles no se queman automáticamente, para ello se necesita energía en forma de calor o luz para que la reacción inicie. Por ejemplo el gas **butano** de un encendedor desechable requiere de una chispa para iniciar la combustión. La combustión del metano, la ecuación es la siguiente:



Para que proceda la reacción de combustión del metano se requiere suministrar energía de activación, que en este caso la proporciona un cerillo o un dispositivo de chispas. La reacción libera 809 KJ de energía por mol de metano.

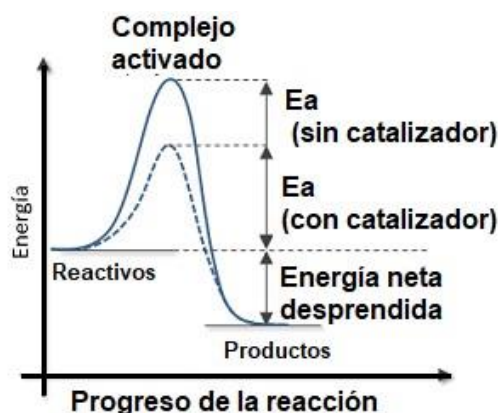
Para que se produzca una reacción entre dos sustancias, debe haber choques entre partículas con suficiente fuerza para que se produzca un cambio.

La cantidad de energía que deben tener las partículas cuando chocan se le llama energía de activación de la reacción (Phillips, 2004).



La reacción es exotérmica como lo demuestra el signo negativo del calor de reacción; la energía almacenada o potencial de los productos es menor que la almacenada en los reactivos, por lo que se libera una cantidad de energía neta y parte de la energía liberada proporciona la energía de activación que necesita para mantener la reacción.

La intervención de los catalizadores reduce la magnitud de la energía de activación, y por lo tanto la reacción es más rápida, A temperatura ambiente, la mayoría de las reacciones exotérmicas tienden a efectuarse de manera espontánea, hacia adelante. En otras palabras, se favorece la formación de los productos.



COMENTARIO

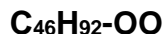
- El complejo activado

Cuando las moléculas llegan al punto máximo en la colina energética, forman una partícula muy inestable llamada **complejo activo**. Este es un compuesto de transición cuya energía es igual a la energía de activación más la energía de reacción. "La cantidad de energía necesaria para formar el complejo activado en una reacción química, se llama energía de activación" (Miller A. capítulo 17).

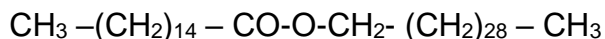
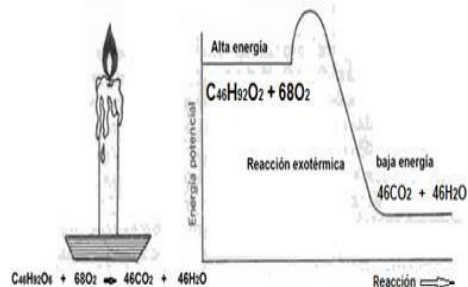
Decimos que el complejo activo es inestable porque puede descomponerse y proceder en dos direcciones. **Si los choques son efectivos** (de frente), el complejo es empujado hacia el otro lado de la colina de energía. Se descompone y forma los productos. **Si los choques no son efectivos** (de lado), es decir si las moléculas no tienen energía suficiente, el complejo activo regresa a la izquierda de la colina y forma los reactivos originales.

Energía y enlace químico. (N2)

Como ejemplo, el principal componente de la **cera de abejas** es la miricina, el éster del ácido palmítico con el alcohol mirístico —o melísico—, que se denomina **palmitato de miricilo o hexadecanoato de triacontanol**:



La combustión de cera de abeja y el modelo cinético de la reacción:



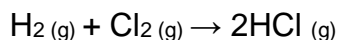
De acuerdo con este diagrama, la reacción es exotérmica, pero para que se realice se requiere de energía de activación.

Las sustancias requieren una cierta energía de activación (E_a) puesto que **tienen que vencer primero las fuerzas de repulsión, vibración, traslación, etc.** que existen entre los átomos de las moléculas que van a reaccionar.

Durante su combustión la energía de la cera de abeja es mayor que la energía de los productos $\text{CO}_{2(g)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(v)}$.

Energía de formación y ruptura de enlaces químicos.

La química se ocupa del cambio. Las reacciones químicas representan el proceso de ese cambio, es decir, unas sustancias con unas propiedades dan lugar a otros materiales con propiedades diferentes. Por ejemplo:



Para que ese proceso tenga lugar se deben producir.

- Ruptura de los enlaces H-H y Cl-Cl, lo cual consume energía.
- La formación de los enlaces H-Cl, que libera energía.

Cualquier reacción se realiza con un balance energético y tiene lugar a una velocidad determinada.

El modelo de colisiones

Este modelo se basa en la teoría cinético molecular. Su hipótesis se resume así.:

- ✓ Para que los procesos químicos tengan lugar es necesario que las moléculas choquen entre sí.
- ✓ De todos los múltiples choques unos producen reacciones (colisiones eficaces) y otros no (colisiones ineficaces).
- ✓ Para que una colisión sea eficaz se debe cumplir:
 - Que se produzca con una orientación adecuada.
 - Que las moléculas choquen con una mínima cantidad de energía cinética.

Sino es así, simplemente rebotan y la colisión es ineficaz. El modelo de colisiones permite explicar los aspectos energéticos de las reacciones químicas y los factores que afectan a su rapidez.

Disociación de la molécula de nitrógeno. Nitrógeno activo.

La molécula de nitrógeno comparte tres pares de electrones, este triple enlace covalente indica que es apolar, prácticamente indisociable y por lo tanto necesita una energía muy poderosa para separar sus moléculas en átomos de **N**.

La característica fundamental del nitrógeno es su inercia química, que se debe a la robustez del triple enlace **N≡N**. Para **la ruptura de un mol de estos enlaces**, se requiere una gran cantidad de energía. Algunos autores le denominan energía de enlace. (James E. Huheey, tabla 4.3 página 137 Ed. Harla).



Rotos los enlaces y libres los átomos; el átomo de nitrógeno atrae a los electrones de otros átomos, atracción que es facilitada por la fuerte carga eléctrica positiva del núcleo, dada la pequeñez de átomo y los pocos electrones internos que ejerzan función de valla para los electrones externos. Por este mecanismo, el átomo de nitrógeno se transforma en ion electronegativo **N³⁻** y origina compuestos iónicos o enlaces estables covalentes con otros átomos mediante la formación de **reempes** moleculares, engendrándose compuestos covalentes. (Alcántara Barbosa, pág. 509).

La gran inercia química del nitrógeno se manifiesta a temperaturas inferiores a 200°C; con el oxígeno sólo reacciona a elevadas temperaturas. La inactividad del nitrógeno sirve de atenuante a la acción del oxígeno atmosférico, regulando las oxidaciones que tiene lugar en la superficie de la Tierra y en los tejidos de los seres vivos.

La conocida inercia química del nitrógeno hay que atribuirle, como ya ha quedado indicado, a la elevada energía del triple enlace. En las moléculas **N₂**, **O₂**, **F₂**, es muy patente el aumento de actividad química, al disminuir el número de enlaces (o aumentar el número de pares de electrones antienlazantes). Según indican los datos de la tabla siguiente ►

	N≡N	O=O	F-F
Energía de disociación, D (KJ mol ⁻¹)	944.7	496.2	158.2
Distancia interatómica	1094 Å	121 Å	144 Å

Para que la molécula de nitrógeno reaccione con otros átomos ha de romper tan fuerte enlace y dejar en libertad a sus átomos, enlace que se rompe aplicando energía de distintas procedencias. Una vez que se logra romper el triple enlace, se puede romper el doble enlace **N = N** y por último se rompe el enlace sencillo **N – N**, que por su energía sólo de 20 Kcal/mol y además por ser inestable, se rompe con relativa facilidad.

Con la disminución del número de enlaces aumenta la distancia interatómica y disminuye la energía de disociación (lo que representa menor energía de activación y por tanto, mayor reactividad).

La inercia química del nitrógeno molecular es superior a la de otras moléculas o iones isoeléctricos con triple enlace, por ejemplo con las siguientes tres estructuras moleculares:



La gran **inercia química** del nitrógeno moleculares manifiesta a temperaturas inferiores a 200°C; con el oxígeno sólo reacciona a elevadas temperaturas. La inactividad del nitrógeno sirve de atenuante a la acción del oxígeno atmosférico, regulando las oxidaciones que tiene lugar en la superficie de la Tierra y en los tejidos de los seres vivos.

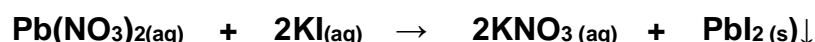
Relación entre la energía de reacción y la ruptura o formación de enlaces en una reacción.

Por lo general, las reacciones químicas que requieren la rotura previa de enlaces fuertes transcurren lentamente. Por ejemplo:



Se trata de una reacción muy exotérmica. Si el carbono forma parte de un diamante, su oxidación en el aire es un proceso lentísimo, dado que los enlaces C-C en el diamante son muy fuertes y la energía de activación de la reacción es muy alta.

Por el contrario, las reacciones que no requieren de una ruptura previa de enlaces fuertes transcurren rápidamente. Es el caso de la mayoría de las reacciones que se dan entre iones en disolución. Por ejemplo:



El precipitado amarillo de yoduro de plomo aparece inmediatamente

La energía de activación (**E_a**) es la energía mínima que se necesita para iniciar una reacción química. Varía mucho de una reacción a otra.

- Si la energía de activación es alta, las reacciones son lentas.
- Si la energía de activación es baja, las reacciones son rápidas.

file:///C:/Users/pacoq/AppData/Local/Temp/Velocidad%20de%20reacci%C3%B3n.pdf

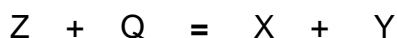
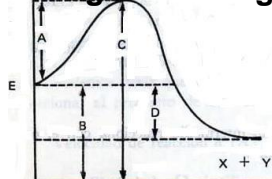
Para concluir que:

La función de los catalizadores es la de disminuir la energía de activación.

El aumento de la concentración y la temperatura incrementan la energía promedio de las colisiones entre los reactivos y con ello aumenta la probabilidad de alcanzar la energía requerida en una reacción. A4

Cuestionario número 3.

2. El siguiente diagrama de energía muestra la reacción hipotética:



Con base a esta gráfica, contesta las siguientes preguntas:

Nota:

La energía de activación representa la barrera de energía que deben superar los reactivos para transformarse en productos (reacción directa) o los productos para transformarse en reactivos (reacción inversa). La energía de activación de la reacción directa es la diferencia entre la energía del complejo activado (intermedio de reacción) y de los reactivos.

“ La energía de activación de la reacción inversa es la diferencia entre la energía del complejo activado y de los productos”.

- > La parte que muestra la energía de activación es
 1) **A** 2) **B** 3) **C** 4) **D**
- > La parte que muestra el calor de reacción es
 1) **A** 2) **B** 3) **C** 4) **D**
- > La reacción inversa es
 1) **Endotérmica** 2) **exotérmica** 3) **No se puede predecir**

Bajo la acción de un catalizador, la energía de activación

- 1) **Aumenta** 2) **disminuye** 3) **no cambia**

- > Para que la reacción ocurra, las colisiones deben ser
 1) **Débiles** 2) **efectivas** 3) **sesgadas** 4) **por la noche**
- > Cuando la energía emitida por los productos es mayor que la energía de activación:
 1) **La reacción se detiene** 2) **la reacción es exotérmica**
 3) **El producto es inestable** 4) **no ocurren colisiones**
- > En una reacción, el complejo activo:
 1) **Tiene más energía que los reactivos o los productos**
 2) **Actúa como un catalizador**
 3) **Forma siempre los productos**
 4) **Es un compuesto estable**
- > La energía de activación de una reacción endotérmica es:
 1) **Igual a la energía de los productos**
 2) **igual a la energía de activación de la reacción inversa**
 3) **mayor que la energía de activación de la reacción inversa**
 4) **menor que la energía de la reacción inversa**
- > Un aumento de temperatura en una reacción aumenta:
 1) **La energía de activación**
 2) **La concentración de los reactivos**
 3) **La frecuencia de colisiones**
 4) **La barrera de energía potencial**
- > Si la energía de activación de una reacción es alta pero disminuye al utilizar un catalizador, éste:
 1) **aumenta** 2) **disminuye** 3) **no cambia**
- > Si aumenta la fuerza de los enlaces en los reactivos, la rapidez de reacción:
 1) **aumenta** 2) **disminuye** 3) **no cambia**
- > Si aumenta la concentración de los reactivos, las colisiones por segundo:
 1) **aumentan** 2) **disminuyen** 3) **no cambian**
- > Si aumenta la temperatura de una reacción exotérmica, la energía de activación:
 1) **aumenta** 2) **disminuye** 3) **no cambia**

- Las reacciones que incluyen un rearrreglo de iones:
 - 1) **Son muy rápidas**
 - 2) **Tienen una energía de activación muy alta**
 - 3) **Requieren romper los enlaces covalentes**
 - 4) **Son siempre endotérmicas**
- La rapidez de una reacción química entre líquidos **no** depende de:
 - 1) **La temperatura del sistema**
 - 2) **El número de partículas reactivas**
 - 3) **La estabilidad de los enlaces**
 - 4) **La presión en el sistema**
- Para que el nitrógeno se combine con el oxígeno y forme óxido nítrico:
 - 1) **Las partículas gaseosas iniciales deben chocar**
 - 2) **Los gases se debe licuar**
 - 3) **Debemos usar un catalizador**
 - 4) **El producto debe disolverse en agua**

A4. Los estudiantes comprenden el concepto de energía de activación y lo asocian con la función de un catalizador al analizar diagramas de energía de reacciones sencillas (N2).

Energía de enlace (N2)



Con la guía del profesor los estudiantes consultan fuentes confiables sobre energía de enlace, analizan los datos y llegan a conclusiones. **A4**

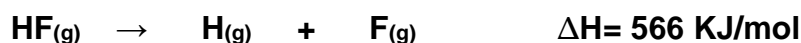
La energía de enlace es un concepto importante en química que define la cantidad de energía necesaria para romper un enlace entre un gas unido covalentemente. Este tipo de energía de enlace no se aplica a los enlaces iónicos.

Cuando dos átomos se unen para formar una nueva molécula, es posible determinar qué tan fuerte es el enlace entre los átomos midiendo la cantidad de energía necesaria para romper ese enlace.

Recuerda que un átomo solo no tiene una energía de enlace; es el enlace entre dos átomos el que tiene energía.


Para calcular la energía de enlace de una reacción, simplemente determine el número total de enlaces rotos y luego reste el número total de enlaces formados.

Consideremos la siguiente ecuación termoquímica y su valor de ΔH :



La energía requerida tiene un significado sencillo y claro. Se trata de la energía que se necesita para romper el enlace H-F. Por esta razón la podemos llamar sin duda “la energía de enlace H-F”. Si se prefiere puede decirse que 566 KJ /mol (135.4 Kcal/mol) es la energía liberada cuando se forma el enlace H-F.

Ver procedimiento de cálculo en:

 <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/142-calculo-del-calor-de-reaccion-energias-de-enlace.html>

Para las moléculas diatómicas, la energía de enlace es la energía requerida para romper el enlace.



Las energías de enlace corresponden al negativo de las entalpías de formación de los enlaces a partir de los átomos gaseosos. Algunos calores de formación de átomos gaseosos se indican en la siguiente tabla.

Para aquellas sustancias que normalmente existen como moléculas diatómicas gaseosas, la entalpía de formación de los átomos es simplemente la energía de disociación de las moléculas. Para elementos que normalmente existen sólidos, la entalpía de los átomos gaseosos se determina usando los calores de sublimación del elemento o los calores de fusión y vaporización del mismo (Dillard-Goldberg, 1977).

Energías termoquímicas medias de enlace a 25°C en KJ/mol (Cotton-Wilkinson, 1986)

A. Energías de enlace simple													
	H	C	Si	Ge	N	P	As	O	S	Se	F	Cl	Br
H	436	416	323	289	391	322	247	467	347	276	566	431	366
C		356	301	255	285	264	201	336	272	243	485	327	285
Si			226	—	335	—	—	368	226	—	582	391	310
Ge				188	256	—	—	—	—	—	—	342	276
N					160	~200	—	201	—	—	272	193	—
P						209	~340	—	—	—	490	319	264
As							180	331	—	—	464	317	243
O								146	—	—	190	205	—
S									226	—	326	255	213
Se										172	285	243	—
F											158	255	238
Cl												242	217
Br													193
I													151

436 KJ/mol (Kcal) = 104.3 Kcal/mol
4.18 KJ

Energías de enlace múltiple

C=C 598	C=N 616	C=O 695	N=N 418
C≡C 813	C≡N 866	C≡O 1073	N≡N 946

La energía intercambiada en las reacciones químicas puede manifestarse como energía luminosa, eléctrica, sonora, etcétera, pero en muchas ocasiones se manifiesta como energía térmica, de ahí que los procesos se nombren como endotérmicos y exotérmicos.

Tarea para el estudiante. Video de you tube

Energía de enlace. (29 abr. 2015) ejemplo para el amoníaco. Argumentar en clase.

👉 https://www.youtube.com/watch?v=mThzU_M7ecw

Para que una o varias sustancias se transformen en otras tiene que haber una reorganización de átomos, y para ello se tienen que romper unos enlaces y formarse otros nuevos. La ruptura y formación de enlaces lleva asociada una absorción y un desprendimiento de energía. Para romper un enlace se necesita un aporte de energía, que se denomina energía de enlace. Y cuando se forma dicho enlace, se desprende esa misma cantidad de energía.

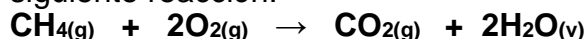
Cuando ocurren reacciones químicas, ocurre también un rompimiento de los enlaces existentes en los reactivos, pero "nuevos enlaces son formados en los productos.

Molécula	Fuerza de enlace (kJ por mol)	Molécula	Fuerza de enlace (kJ por mol)
H ₂	436	F ₂	158
N ₂	944	HCl	431
O ₂	496	HBr	366
I ₂	151	HF	565
Cl ₂	242	CO	1074

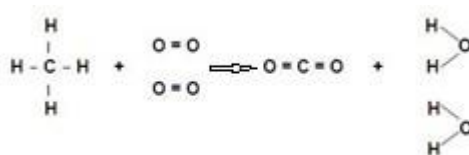
Ese proceso involucra el estudio de la variación de energía que permite determinar la variación de entalpía de las reacciones. El aprovisionamiento de energía permite el rompimiento de enlaces de los reactivos, ese proceso es endotérmico, pero a medida que los enlaces entre los productos se forman, el proceso cambia, volviéndose exotérmico.

Ejemplo de cálculo

En el ejemplo vamos a calcular el calor de reacción, a través de las Energía de Enlace para la reacción de combustión del metano. Esta combustión transcurre mediante la siguiente reacción:



Si escribimos las fórmulas estructurales de cada uno de los reactantes y productos, podremos establecer que enlaces se ROMPEN y cuáles enlaces se FORMAN.



Se hacemos la contabilidad de enlaces rotos y formados tendremos los datos de la tabla siguiente:

Enlaces Rotos	Enlaces Formados
4 enlaces C-H	2 enlaces C=O
2 enlaces O=O	4 enlaces H-O

En tablas se puede encontrar el valor de las energías de enlace promedio para los enlaces rotos y formados:

Enlace	Energía de Enlace EE (kJ/mol)
C-H	413
O=O	494
C=O	801
H-O	482

Ahora que tenemos el **número de enlaces rotos** y el número de enlaces formados, y en tablas hemos encontrado el **valor de la energía de enlace**.

Debemos recordar que hay que **suministrar energía para romper un enlace** (valor positivo de la EE), y se **libera energía al formar un enlace** (valor negativo de la EE). Podemos pasar a calcular la energía enlace total de enlaces rotos y la energía de enlace total de enlaces formados:

El número de enlaces rotos en un mol de moléculas x Energía de enlace:

$$4 \text{ enlaces C-H} \times 413 \text{ kJ} = 1652 \text{ kJ}$$

$$2 \text{ enlaces O=O} \times 494 \text{ kJ} = 988 \text{ kJ}$$

Romper los enlaces requiere de una energía de 2640 kJ

El número de enlaces formados en un mol de moléculas x energía de enlace:

$$2 \text{ enlaces C=O} \times (-801 \text{ kJ}) = (-1602 \text{ kJ})$$

$$4 \text{ enlaces H-O} \times (-482 \text{ kJ}) = (-1928 \text{ kJ})$$

Formar enlaces libera una energía de (- 3530 kJ)

Teniendo en cuenta que el calor de reacción, es la variación de energía de la posición final (productos), menos la variación de energía de la posición inicial (reactivos). Podemos realizar el cálculo siguiente:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum \Delta H_{\text{(productos)}} - \sum \Delta H_{\text{(reactivos)}}$$

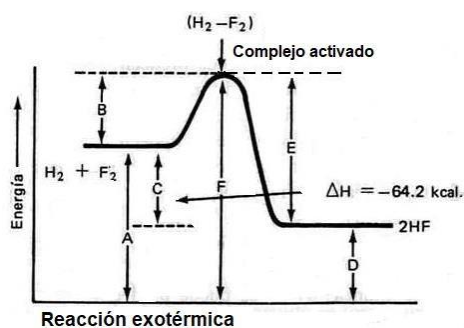
$$\Delta H_{\text{reacción}} = (-3530 \text{ KJ}) - (+2640 \text{ KJ})$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = -890 \text{ KJ} \quad \text{Reacción exotérmica}$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = -890 \text{ KJ} (\text{Kcal}/4.186 \text{ KJ}) = -212.64 \text{ Kcal/mol}$$

- ✓ Reacciones endotérmica. La energía consumida en la rotura de enlaces es mayor que la energía liberada al formarse nuevos enlaces, el balance energético es que absorben energía.
- ✓ Reacciones exotérmicas. La energía consumida en la rotura de enlaces es menor que la energía liberada al formarse nuevos enlaces, el balance energético es que desprenden energía.

El siguiente diagrama de energía nos muestra lo que ocurre:



Los reactivos en **A** tienen más energía que el producto en **D**, pero para ir de **A** a **D**, en términos de energía, las moléculas deben subir primero la “**colina de energía**”.

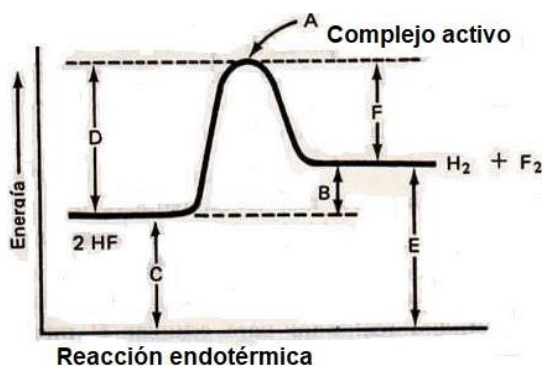
Así pues, para ir de **A** a **F**, que es el punto más alto en la curva, las moléculas reactivas deben adquirir una cantidad de energía mínima que les asegure la ascensión.

Esta energía mínima se llama la energía de activación.

La diferencia entre **A** y **D** es la porción **C** y esta cantidad es el calor de reacción ΔH . La diferencia entre **A** y **F** es la porción **B**, la cual representa la energía de activación. La porción **E** es la **energía de activación** de la reacción inversa y la **F** es la energía del complejo activo.

La energía de activación **B**, varía con la naturaleza de los reactivos, es decir, depende de la clase de enlaces químicos que deben romperse. Sin embargo, es independiente del tipo de reacción, sin importar si ésta es endotérmica o exotérmica.

Consideremos ahora la reacción inversa, vemos que:



Ahora la reacción es endotérmica. Esta energía se emite durante la fase exotérmica y por lo tanto, la misma cantidad debe absorberse durante la reacción inversa.

Se observa en el diagrama que la energía de activación en este caso es igual a la suma de la energía de reacción ΔH y la energía de activación.

Para describir en forma completa una reacción

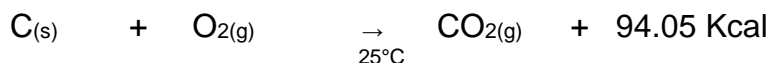
deben especificarse los estados físicos de los reaccionantes y de los productos.

Por ejemplo, el proceso representado por la ecuación:



Es una reacción endotérmica en la cual 2 moles de óxido de mercurio (II) se descomponen a 25° para formar 2 moles de mercurio líquido y un mol de gas oxígeno (a 1 atm de presión).

Análogamente, cuando el carbono se oxida en el aire, se pueden producir tanto calor como luz pero es posible describir el proceso que ocurre a 25°C mediante una ecuación en la cual la energía se expresa en Calorías, de la siguiente manera:



En este caso ha de notarse que aunque hay gases implicados, no existe un cambio neto en el número de moles de los materiales gaseosos y, por lo tanto, el calor de la reacción no incluye la energía mecánica.

Ejemplo

¿Qué cantidad de energía se necesita para descomponer 10.8 gramos de óxido de mercurio (II)?

De acuerdo con la ecuación citada atrás, se necesitan 43.4 Kcal para descomponer 2 moles de HgO:

$$(10.8\text{g}/216\text{g/mol}) (43.4\text{Kcal}/2 \text{ moles}) = 1.09 \text{ Kcal requeridas}$$

(Dillard-Goldberg, 1977: capítulo 3)

A5. (C, H) El estudiante comprende que la energía involucrada en las reacciones químicas se relaciona con la ruptura y formación de enlaces, al analizar datos de energías de enlace. (N2)

Cuestionario número 4.

1. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:

- A) El calor se considera negativo si el sistema lo desprende.
- B) Una atmósfera equivale a $1.013 \times 10^5 \text{ N/m}^2$.
- C) En los procesos a volumen constante el trabajo de expansión es cero.
- D) La energía interna depende del camino seguido en la transformación.

2. Sobre la entalpía se puede afirmar:

- A) Es una función de estado.
- B) Mide la irreversibilidad de un proceso.
- C) Si disminuye el, proceso es espontáneo.**
- D) Su variación determina el calor de reacción a presión constante.

3. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- A) Las entalpías de enlace son siempre positivas.
- B) El número de moles no influye en el calor de reacción.
- C) La entalpía normal de formación de un compuesto gaseosos es cero.
- D) El calor de reacción depende únicamente del estado inicial y final y no del camino seguido en la reacción.

4. Sobre la espontaneidad de las reacciones se puede afirmar:

- A) Los equilibrios no son espontáneos.
- B) Las reacciones exotérmicas son siempre espontáneas.
- C) En los procesos espontáneos la entalpía libre ΔG aumenta.
- D) Algunas reacciones endotérmicas son espontáneas a temperaturas altas y no lo son a bajas temperaturas.

5. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son incorrectas?

- A) La rapidez de una reacción depende de su energía de activación.
- B) Al aumentar la temperatura aumenta la constante de velocidad de la reacción.
- C) El catalizador permite que se forme un complejo activado distinto.
- D) Los catalizadores no modifican el equilibrio.

6. Calcular la variación de entalpía de la reacción $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ sabiendo que las entalpías de enlace $\text{N}\equiv\text{N}$, $\text{H}-\text{H}$ y $\text{N}-\text{H}$ son, respectivamente 946, 436 y 390 KJ/mol.

Procedimiento:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \Delta H_{\text{enlaces formados}}$$

$$\Delta H_{\text{enlaces rotos}} = (\text{N}\equiv\text{N}) + 3(\text{H}-\text{H})$$

$$\Delta H_{\text{formados}} = 2(3\text{N}-\text{H}) = 6(\text{N}-\text{H})$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = 2.254 - 2.340 = \underline{\hspace{2cm}}$$

- Transforma a Kcal/mol
- ¿Por qué es la entalpía de reacción signo negativo?

7. ¿Por qué muchas reacciones endotérmicas transcurren espontáneamente a altas temperaturas?

8. A igualdad de todos los demás factores, ¿qué reacción será más rápida: la que tiene una energía de activación de 28 KJ/mol o aquella en la que la energía de activación es de 60 KJ/mol (García-Pérez, 2000: Tema 5, pp 127. Tebar).

Conclusión

En una reacción química hay ruptura y formación de enlaces, en la ruptura se consume energía y en la formación se desprende.

Se requiere una energía inicial o energía de activación para que ocurran las reacciones, algunas necesitan tan poca cantidad que basta con la que el ambiente les proporcione para llevarse a cabo.

En una reacción exotérmica, la energía desprendida en la formación de nuevos enlaces en productos es mayor comprada con la energía necesaria en la ruptura de enlaces en reactivos.

En la reacción endotérmica la energía requerida para la ruptura de enlaces en los reactivos es mayor que la energía desprendida en la formación de nuevos enlaces en los productos. **A5 y A6.**

A6. (C, H) El estudiante explica el carácter exotérmico y endotérmico de las reacciones, al interpretar diagramas de energía y construir argumentos para entender el comportamiento ante la energía de las sustancias en las reacciones químicas. (N3)
Opción múltiple; 1) d. 2) a y d. 3) a y d. 4) d. 5) ninguna. (García Pérez, tema 5, p. 128-129)

✓ Estrategia 3

¿En todas las reacciones químicas se consumen completamente los reactivos?



El profesor propicia que los estudiantes, en equipos, reconsideren su concepto de reacción química al analizar nuevas evidencias experimentales, en las que se **contrasten la conductividad y el pH** de disoluciones de ácidos con la misma concentración, y al hacer preguntas como ¿por qué una disolución de ácido acético 0.1M y otra de ácido clorhídrico a la misma concentración no tienen el mismo pH?. Posteriormente, con apoyo del profesor, los estudiantes explican con modelos y ecuaciones químicas la coexistencia de moléculas de ácido débil, de iones hidrógeno, de los iones negativos correspondientes y, además, de las moléculas de agua en el sistema de reacción.

Introducción

Los procesos en los que intervienen sistemas materiales pueden dividirse en físicos y químicos, dependiendo de que se produzca una transformación de sustancias (en el segundo caso) o no (en el primero). En un proceso físico, las sustancias que participan no modifican sus propiedades químicas a su término, aunque algunas de sus propiedades físicas hayan cambiado. Por el contrario, en un proceso químico, las sustancias se transforman unas en otras. Los procesos químicos dan lugar a reacciones químicas.

¿Cómo ocurren los procesos físicos y químicos a nivel microscópico?

La diferencia entre ambos tipos de procesos, que se establece a nivel macroscópico, presenta algunas dificultades cuando se intenta justificar a nivel microscópico.

En general, los procesos químicos o reacciones químicas transcurren con roturas de enlaces químicos y/o formación de otros nuevos. El problema surge cuando esta última característica es compartida por numerosos procesos aparentemente físicos en los que se producen cambios estructurales, por ejemplo, los cambios de estado, los procesos de disolución o de reparto de solutos en disolventes o, la adsorción de gases en materiales sólidos, por citar algunos más conocidos.

Todos ellos tienen en común que se rigen por leyes diferentes a las de aquellos procesos físicos en los que no se modifica la estructura de los enlaces químicos, por ejemplo, la elongación o la rotura de un sólido elástico, o el calentamiento de un sistema material.

Una consecuencia del mecanismo microscópico de formación y/o ruptura de uniones químicas en procesos físicos o químicos es la reversibilidad de dichos procesos, lo que permite considerar sistemas en equilibrio. Este estado se denomina genéricamente equilibrio químico, independientemente del tipo de proceso que lo originó.

Concepto clave:

- Reacción reversible

Se llama **reacción reversible** a la **reacción** química en la cual los productos de la **reacción** vuelven a combinarse para generar los reactivos.

Hay procesos químicos reversibles y, al final de la reacción, lo que obtenemos es una mezcla de reactivos y de productos. A esta situación final la llamamos equilibrio químico y aunque las concentraciones de las diferentes sustancias permanecen constantes, éste no es estático ya que tanto los productos como los reactivos continúan reaccionando.

¿Cómo se establece el equilibrio químico?

Cuando los libros inician el estudio de la reacción química, esta transcurre en un único sentido hasta que los reactivos se consumen por completo. Los cálculos estequiométricos se utilizan para obtener numéricamente las cantidades de sustancias producidas en la reacción.

Una etapa posterior en este estudio implica la introducción del concepto de equilibrio químico, refiriéndose a un estado en el que hemos de considerar la posibilidad de que las reacciones químicas no transcurren por completo en sentido de izquierda a derecha, sino que se produzca igualmente, y de forma simultánea, una reacción en sentido opuesto, de derecha a izquierda, pero ambas a la misma rapidez.

Tarea para el estudiante. VIDEO DE YOU TUBE

¿Qué es el EQUILIBRIO QUÍMICO?. 29/03/2020 (argumentar en clase)

La Química de Yamil (4.47 minutos) elaborar un resumen y argumentar en clase.

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=oF8DoByfRnA>

A **nivel microscópico** diremos que, a medida que se rompen los enlaces químicos iniciales y se forman otros nuevos, estos, a su vez, se vuelven a romper para formar los enlaces originarios.

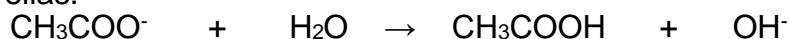
El equilibrio químico es un estado dinámico, característico de una reacción química reversible, en el que se producen a la vez dos reacciones químicas de sentido opuesto, que **no se observan a nivel macroscópico**. No debemos concebir erróneamente el estado de equilibrio como un estado estático de la reacción, donde no sucede nada, ya que el equilibrio químico tiene realmente una naturaleza dinámica. Solo puede existir en un **sistema cerrado**, que permite el contacto mutuo entre todas las sustancias que intervienen en la reacción [García Campaña- Cuadros Rodríguez, (2004) "Introducción al equilibrio Químico". ANAYA].



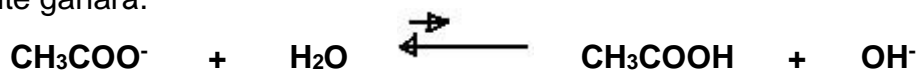
El profesor complementará el concepto de equilibrio químico con el uso del proceso de reversibilidad en reacciones ácido-base.

Reversibilidad y equilibrio en las reacciones ácido-base

Consideremos el caso de una sal particular, el acetato de sodio. Las soluciones de esta sal contienen iones sodio y iones acetato, cada uno rodeado por moléculas de agua. Ahora bien, el ion acetato (CH_3COO^-) es la base conjugada del ácido acético, y éste es un ácido débil a quien no le gusta ceder un protón. El ion acetato mira a alrededor, ve todas aquellas atractivas moléculas de agua con sus hidrógenos, y le arrebató un protón a una de ellas.

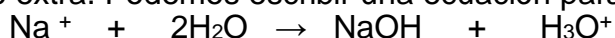


Esto hace que la molécula de ácido acético se quede muy contenta ya que ha vuelto a ganar el protón que detesta perder. Desafortunadamente, la molécula de agua que acaba de perder el protón no se siente nada feliz; y como el agua también es un ácido débil, aún más débil que el ácido acético, luchará con energía para conservar el protón y generalmente ganará.

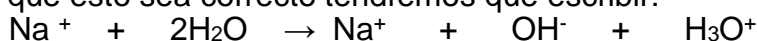


Esto significa que se establece un equilibrio en el cual los dos ácidos, el agua y el ácido acético, luchan para conservar el protón, y el equilibrio está fuertemente desviado hacia la izquierda. A pesar de ello, existe un equilibrio y en la solución hay algo de ácido acético sin disociar y un exceso de iones hidróxido; estos últimos son los que hacen que la solución sea básica.

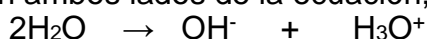
Es importante observar que no hay un equilibrio análogo que dé como resultado un excedente de iones hidronio para equilibrar a los iones hidróxido. Los iones sodio, la otra mitad de la sal en nuestro ejemplo, no tienen tendencia a reaccionar con el agua para producir iones hidronio extra. Podemos escribir una ecuación para sugerir la posibilidad.



Pero el hidróxido de sodio es una base fuerte y está completamente ionizada, de manera que para que esto sea correcto tendremos que escribir:

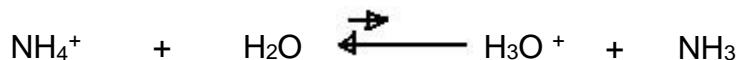


Como el ion sodio aparece en ambos lados de la ecuación, esta reacción se reducirá:



Que sencillamente es una reafirmación del hecho de que el agua se ioniza ligeramente a sí misma. La ionización ligera del agua proporciona cantidades iguales de iones hidronio y iones hidróxido, mientras que el equilibrio correspondiente al ion (véase antes) da algunos iones hidróxido extra. La sal de una base fuerte y un ácido débil da una solución ligeramente básica.

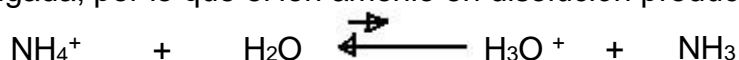
Cuando se trata de una solución de sal de una base débil y un ácido fuerte ocurre precisamente lo contrario. Así, en el caso del cloruro de amonio (NH_4Cl), el ion amonio se encuentra en equilibrio con su base conjugada, por lo que el ión amonio en disolución produce:



El amoníaco, aun siendo una base débil, es más fuerte que el agua y, por lo tanto, el equilibrio se desvía hacia la derecha. Sin embargo, a causa de este equilibrio hay algunos iones hidronio extra. El ion cloruro del cloruro de amonio no tiene tendencia a quitarle un protón al agua para formar ácido clorhídrico no disociado y iones hidróxido, porque el ácido clorhídrico es un ácido fuerte y el ion cloruro sencillamente no aceptará el protón. La solución de una sal de un ácido fuerte y una base débil contiene un exceso de iones hidronio y es ligeramente ácida. En una solución de cloruro de sodio **ni** los iones tienden a entrar en equilibrio con las moléculas de agua **ni** hay exceso de iones hidróxido o hidronio. La solución es neutra.

Finalmente, ambos iones de una sal de un ácido débil y una base fuerte entran en equilibrio. Las soluciones de este tipo de sales pueden ser ácidas, básicas o neutras, según el equilibrio que predomine, es decir, según la intensidad con que el equilibrio se desvíe a la izquierda o hacia la derecha.

Así, en el caso del cloruro de amonio (NH_4Cl), el ion amonio se encuentra en equilibrio con su base conjugada, por lo que el ion amonio en disolución produce:



El amoníaco, aun siendo una base débil, es más fuerte que el agua y, por lo tanto, el equilibrio se desvía hacia la derecha. Sin embargo, a causa de este equilibrio hay algunos iones hidronio extra.

El ion cloruro del cloruro de amonio no tiene tendencia a quitarle un protón al agua para formar ácido clorhídrico no disociado y iones hidróxido, porque **el ácido clorhídrico es un ácido fuerte** y el ion cloruro sencillamente no aceptará el protón.

La disolución de una sal de un ácido fuerte y una base débil contiene un exceso de iones hidronio y es ligeramente ácida. En una disolución de cloruro de sodio **ni** los iones tienden a entrar en equilibrio con las moléculas de agua **ni** hay exceso de iones hidróxido o hidronio. La solución es neutra.

Finalmente, ambos iones de una sal de un ácido débil y una base fuerte entran en equilibrio. Las disoluciones de este tipo de sales pueden ser ácidas, básicas o neutras, según el equilibrio que predomine, es decir, según la intensidad con que el equilibrio se desvíe a la izquierda o hacia la derecha (Hill-Feigl, capítulo once).

Características de las reacciones reversibles

1. Son reacciones dinámicas.
2. Los productos de la reacción no son estables por lo que tienden a regresar a reactantes.
3. La rapidez de la reacción directa es igual a la rapidez de la reacción inversa.

4. Las reacciones reversibles cumplen con la ley del equilibrio químico.
 5. En la cinética química de la reacción, la adición de un catalizador a un sistema reversible no modifica el punto de equilibrio.
 6. En las reacciones reversibles influye la variable termodinámica denominada energía total disponible para realizar un trabajo mejor conocida como cambio de energía libre de una reacción, (**G**) cuya condición es que $\Delta G=0$ en el equilibrio químico.
- El equilibrio es un estado de balance dinámico entre dos procesos opuestos.

Todas las reacciones químicas tienden finalmente hacia el equilibrio. En la práctica empero, algunas reacciones llegan tan lejos en una dirección que la reacción inversa no puede detectarse y se dice que avanzan hasta completarse, por ejemplo la combustión. Los principios del equilibrio químico se aplican incluso a éstas (reacciones reversibles), y se verá que para muchas de ellas la extensión de la reacción puede expresarse cualitativamente.

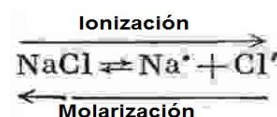
En estas reacciones la reacción inversa no puede ocurrir sino hasta que algunas moléculas producto se hayan formado y, aún entonces debido al efecto de la concentración sobre la rapidez, la reacción inversa será lenta hasta que se haya formado suficiente producto como para aumentar la probabilidad de que estas moléculas interaccionen para formar de nuevo reactivos.

En equilibrio aparentemente la reacción no prosigue, pero en este caso las apariencias engañan. Los reactivos aún continúan cambiando a productos y los productos aún se convierten en reactivos, y lo que ocurre es que estos cambios se producen exactamente a con la misma rapidez.

Por cada molécula reactiva perdida en la reacción directa se gana una en la reacción inversa. Una vez que se establece el equilibrio no podemos medir cambios en la concentración de reactivos y o de productos.

Debido a que las moléculas aún están reaccionando, aunque sus concentraciones no varíen, decimos que el equilibrio es una situación dinámica.

Para el NaCl, por ejemplo, se puede expresar mediante el siguiente esquema ►



La característica cuantitativa del estado de equilibrio de un electrólito viene dada por su grado de disociación, esto es, por la relación del número de moléculas disociadas en iones, entre el número total de moléculas en disolución (Nekrasov, p. 157).

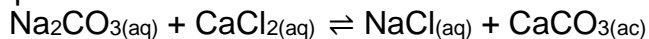
Principio de le Châtelier

Las reacciones homogéneas en estado gaseoso, bajo presión, temperatura, volumen y composición molar, pueden ser controladas por los efectos aplicados por el principio de Le Chatelier.

“Si se produce una alteración en un sistema en equilibrio, el equilibrio se desplazará para reducir dicha alteración”.

Una reacción reversible se caracteriza por tener lugar en ambos sentidos en una ecuación química, alcanzar un punto de equilibrio, y responder a los cambios o influencias externas siguiendo el principio de le Châtelier.

De hecho, gracias a este principio pudo explicarse las observaciones de Berthollet en 1803, cuando reconoció cristales de Na_2CO_3 en un lago de arena ubicado en Egipto. La reacción de doble desplazamiento vendría a ser:



Para que la reacción inversa tome lugar, tiene que haber un exceso de NaCl , y así el equilibrio se desplazaría hacia la derecha: hacia la formación de Na_2CO_3 .

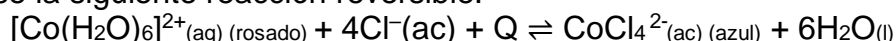
Esta característica es de gran importancia porque de igual modo se manipulan las presiones o temperaturas para favorecer el sentido de la reacción que genere la especie de interés.

Las alteraciones son simplemente aquellos factores externos que influyen en la velocidad de una reacción, entre las cuales se cuentan los cambios de concentración, de presión (si hay gases comprometidos) y de temperatura. Sin embargo, la adición de un catalizador a un sistema en equilibrio no modifica el punto de equilibrio, porque los catalizadores.

Ejemplos de reacciones reversibles

Disolución de cloruro de cobalto

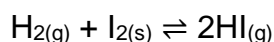
Una disolución de cloruro de cobalto, CoCl_2 , en agua la tiñe de color rosado, debido a la formación de un acuo complejo. Cuando esta disolución se calienta, el color cambia a azul, dándose la siguiente reacción reversible:



Donde **Q** es el calor suministrado. Este calor deshidrata el complejo, pero a medida que se enfría la disolución, o si se añade agua, volverá a su color rosado original.

Yoduro de hidrógeno

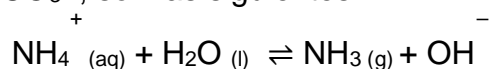
La siguiente reacción reversible es quizás la más clásica en la introducción del concepto de equilibrio químico:



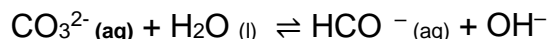
Nótese que la reacción logra establecer un equilibrio incluso cuando el yodo se encuentra en estado sólido. Todas las especies son moleculares: $\text{H}-\text{H}$, $\text{I}-\text{I}$ y $\text{H}-\text{I}$.

Hidrólisis

Las hidrólisis son ejemplos muy representativos de reacciones reversibles. Entre las más simples tenemos la que sufre un ácido o base conjugados. Las hidrólisis del ion amonio, NH_4^+ , y del ion carbonato, CO_3^{2-} , son las siguientes:



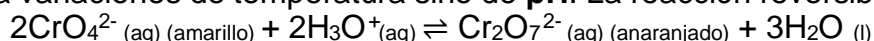
3



Si añadimos una base que aporte iones OH^{-} al medio, desplazaremos ambos equilibrios hacia la izquierda.

Disolución de cromato-dicromato

Muy similar como en el primer ejemplo, una disolución de cromato sufre cambio de color pero debido a variaciones de temperatura sino de **pH**. La reacción reversible viene a ser:



Tarea para el estudiante. Video de you tube

Práctica virtual de laboratorio de equilibrio químico. 22/09/2020. Profe.

Profe. de química Pablo sexto (8.31 minutos) **ion de cromato-ion dicromato**

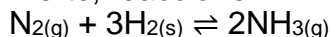
 <https://www.youtube.com/watch?v=OhUwcFC-x5Y>

<https://www.bing.com/videos/search?q=Práctica+virtual+de+laboratorio+de+equilibrio+químico&docid=608006990820502187&mid>

Entonces, si a una disolución amarilla de CrO_4^{2-} se le acidifica con cualquier ácido, su color se tornará inmediatamente anaranjado. Y si luego se alcaliniza o se añade abundante agua, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, reapareciendo el color amarillo y consumiéndose el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

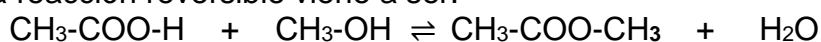
Amoníaco

La síntesis de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{g})$, involucra una reacción reversible ajustada para que el nitrógeno gaseoso, especie muy inerte, reaccione:



Esterificación

Para finalizar se menciona un ejemplo de la química orgánica: la esterificación. Esta consiste en la obtención de un éster a partir de un ácido carboxílico y un alcohol en medio ácido fuerte. La reacción reversible viene a ser:



Referencias

1. Wikipedia. (2020). Reversible reaction. Recuperado de: en.wikipedia.org
2. Helmenstine, Anne Marie, Ph.D. (19 de agosto de 2019). Reversible Reaction Definition and Examples. Recuperado de: [thoughtco.com](https://www.thoughtco.com)
3. Binod Shrestha. (05 de junio de 2019). Reversible and irreversible reactions. Chemistry LibreTexts. Recuperado de: chem.libretexts.org
4. David Wood. (2020). Reversible Chemical Reactions: Definition & Examples. Study. Recuperado de: [study.com](https://www.study.com)

Cuestionario número 5.

La ecuación química que representa la síntesis del amoníaco es la siguiente:



1. Escribe en el paréntesis falso (F) o verdadero (V) según las siguientes propuestas:

- () La reacción química es del tipo reversible.
- () La reacción es de tipo heterogénea.
- () La reacción a la derecha es endotérmica.
- () Al aumentar la temperatura de izquierda a derecha, se obtiene más $\text{NH}_3 (\text{g})$
- () Al aumentar la presión al sistema se forma más cantidad de $\text{NH}_3 (\text{g})$.

2. La reacción de oxidación del óxido de nitrógeno es no ramificada (simple), exotérmica, reversible, homogénea no catalítica:



El grado de oxidación en equilibrio del óxido de nitrógeno a presión atmosférica depende del siguiente modo de la temperatura ►

Temperatura, °C	25	230	300	400	500	600
Grado de oxidación del NO %	100	95	81	45	23	9.5

- a) ¿A que temperatura inferior la reacción es prácticamente irreversible?
- b) ¿A que temperatura superior la oxidación del **NO** es imposible?
- c) ¿En que rango de temperatura la reacción es reversible?

¿Cuál es la dependencia entre la rapidez de esta reacción y la temperatura?

Respuesta:

Su rapidez crece con la disminución de la temperatura desde 300 hasta 0°C, aproximadamente 2.5 veces: desde 0 hasta -130°C a 30 veces.

Se supone que la reacción tiene lugar como resultado de choque de tres moléculas. Dos moléculas de **NO** forman un dímero inestable (**NO₂**) cuya concentración de equilibrio disminuye con el aumento de la temperatura (este acto es exotérmico). El dímero reacciona con una molécula de oxígeno. Entonces de acuerdo con los cálculos la rapidez de la reacción disminuye con el aumento de la temperatura.

d) Escribe el modelo de la rapidez de reacción con base a los reactantes.

e) ¿Cuál es la dependencia entre la rapidez de esta reacción y la presión?

Recuerda; al elevar la presión, crecen las concentraciones de los gases reaccionantes, por lo tanto _____.

3. La reacción del carbamato de amonio cuya ecuación química es la siguiente:



La reacción es exotérmica, heterogénea, simple,

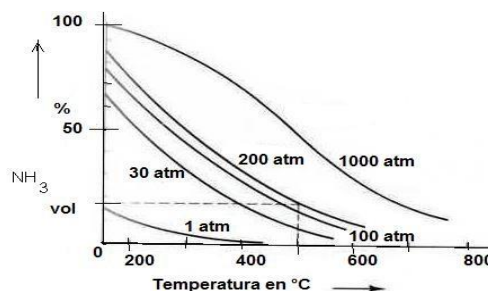
¿En qué sentido se desplaza el

al aumentar **la temperatura**, al aumentar la **presión**? _____ por

reversible:
equilibrio

consiguiente, la síntesis del carbamato de amonio a temperaturas elevadas es posible a presiones altas.

La única variable a decidir es, por consiguiente la presión. La reacción habrá de realizarse a la temperatura indicada, con catalizadores y con empleo, de acuerdo con los datos de la siguiente gráfica y tabla ►



Gráfica que muestra la influencia de la presión y la temperatura en el equilibrio de la síntesis del amoníaco.

Referencia:

Gutiérrez Ríos E. (2008) Química inorgánica. pp 164-169 y 216-218- 375-378. Editorial reverté, S.A.

4. Con base a la gráfica anterior de rendimiento

- La presión aplicada para mejorar el rendimiento de esta reacción puede llegar hasta 1000 atmósferas. Con esta presión, a una temperatura de 500°C, el rendimiento de la reacción puede ser del _____%.
- A 1000 atmósferas si bajamos la temperatura a 200°C aún con catalizador

Selecciona una opción de cada cuestión:

- a) La reacción de síntesis es ¿más rápida o más lenta?
- b) La producción es ¿más rentable o menos rentable?

Origen de la electroquímica del pH

Aun cuando los conceptos cualitativos de acidez y alcalinidad se tienen desde épocas remotas, su significado cuantitativo prácticamente corresponde al presente siglo. Originalmente fue **Robert Boyle** quien de una manera sistemática utilizó los extractos vegetales coloridos como indicadores en ensayos cualitativos, lo que queda de manifiesto en su definición de ácido:

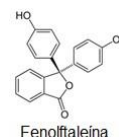
“Los ácidos son disolventes cuyo poder depende de la naturaleza de la sustancia a disolver; precipitan el azufre de soluciones alcalinas; cambian a rojo el color de varios extractos vegetales; devuelven su color a éstos, cuando ha sido cambiado por los álcalis y pierden sus propiedades corrosivas al reaccionar con los álcalis.”

Posteriormente, **C. Neumann**, farmacéutico de la corte de Federico I, consideró en 1727, la posibilidad de determinar el final de una neutralización utilizando indicadores y, a partir de entonces, se desarrolló el uso de los colorantes naturales para distinguir entre ácidos y bases. Sin embargo, sólo hasta que la química orgánica ofrece los primeros colorantes sintéticos, puede considerarse su empleo analítico, como una técnica reproducible y confiable.

Así en 1875, **Wieske** recomienda el ácido salicílico como indicador; Kruger, en 1876, propone la fluoresceína y Luck, al año siguiente da a conocer el primer indicador universal; la fenolftaleína. En 1879, Lunge introduce el, uso del anaranjado de metilo. Para 1893 ya se conocían 14 indicadores ácido-base, sintético.

Síntesis de la fenolftaleína. abril 15, 2020 admin Síntesis

☞ <https://quimicafacil.net/manual-de-laboratorio/sintesis-fenolftaleina/>



Pero es en realidad hacia fines del siglo XIX, cuando con base en los trabajos de Faraday, y Arrhenius y de Ostwald, se inicia el tratamiento fisicoquímico de los concepto de acidez y alcalinidad, tratamiento que adquirió un carácter realmente cuantitativo a partir de los datos experimentales, al aparecer la ecuación de Nernst como modelo matemático del potencial de un metal-ión metálico, fundamento, a su vez, de la determinación electrométrica del **pH**.

Así pues, **Arrhenius en 1887**, en el marco de su teoría de la disociación electrolítica, obtuvo experimentalmente la información necesaria para calcular la constante de disociación del agua, a partir de la hidrólisis del acetato de sodio. **Ostwald**, en 1893 hace lo mismo utilizando para el caso una celda de concentración. Al año siguiente **Kohlrausch** determina la constante en cuestión por conductimetría.

En 1904, **Salessky**, utilizando una celda de concentración con electrodos de hidrógeno, determina la concentración de iones hidrógeno, en el punto de transición de diversos indicadores. En el mismo año, **Felss** hace uso por primer vez, de mezclas de hidróxido de amonio, ácido acético y acetato de sodio en solución, para mantener fija la acidez en un medio: con esto se inicia el uso de las soluciones amortiguadoras (buffer).

Finalmente, en 1909 **Sorensen** introduce el concepto de pH, en un intento de simplificar la expresión cuantitativa de la concentración de iones hidrógeno $[H^+]$ en una solución (Villarreal Enrique-Bello Silvia, 1975. Electroquímica, parte 2).

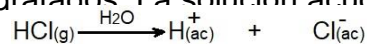
Tarea para el estudiante.

Video de you tube. Naranja de Metilo. Indicador de pH. (8 oct. 2017. Tres minutos)

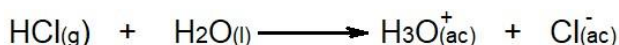
☞ https://www.youtube.com/watch?v=cK_E3EHofsU (hacer resumen y argumentar en clase).

Ácidos y bases

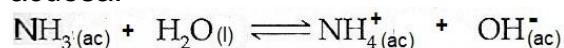
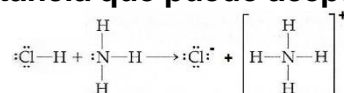
Una de las primeras definiciones que fue sugerida por Arrhenius hace énfasis en los iones $\text{H}^+_{(\text{ac})}$ y $\text{OH}^-_{(\text{ac})}$ en agua. Él sugirió al $\text{HCl}_{(\text{g})}$ altamente soluble en agua, a causa de su reacción química con el H_2O , la cual produce H^+ y Cl^- hidratados. La solución acuosa de HCl se conoce como ácido clorhídrico



Cuando el HCl se disuelve en agua, transfiere efectivamente un ion H^+ (protón) a una molécula de agua, por tanto, podemos representar la reacción como la de una molécula de HCl con una molécula de agua para formar iones hidronio y cloruro:



De acuerdo con Bronsted-Lowry, **un ácido es una (molécula o ion) que puede transferir un protón a otra sustancia; una base es una sustancia que puede aceptar un protón**. Puesto que en el concepto de Bronsted-Lowry se hace énfasis en transferencia de protones, este concepto es aplicable a reacciones que **no se** llevan a cabo en disolución acuosa.



El amoníaco es una base de Arrhenius porque la adición de NH_3 en agua produce un aumento de la concentración de $\text{OH}^-_{(\text{ac})}$. Este compuesto también es una base de Bronsted-Lowry porque acepta un protón del H_2O . La molécula de agua actúa como un ácido de Bronsted-Lowry porque dona un protón a la molécula de NH_3 (Brown-Le May-Bursten. Capítulo 16).

Dato curioso

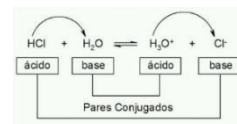
Uno de los indicadores más empleados es la fenolftaleína; en medio ácido se encuentra protonada y es incolora, mientras que en medio básico, un pH superior a 8, está desprotonada y presenta luminoso color fucsia.

Durante la Segunda Guerra Mundial, el espía alemán George Dash fue detenido cuando llegó a la costa atlántica de Estados Unidos.

A simple vista las autoridades no encontraban ninguna prueba que le incriminase, pero los resulto sospechoso la cantidad de pañuelos blancos que el alemán llevaba consigo. Los químicos del FBI analizaron estos pañuelos y encontraron restos de fenolftaleína.

El alemán había escrito con este indicador una lista de contactos y sus respectivas direcciones. Sobre los pañuelos la fenolftaleína era incolora, pero una vez impregnada con una sustancia básica revelarían sus escritos en color fucsia. Dash fue juzgado ante un tribunal y durante su juicio los fiscales demostraron con una disolución de amoníaco cómo los nombres y las direcciones de sus contactos eran revelados (García B.D. 2016).

Modelo de Bronsted – Lowry (N3)



En 1923, J.N. Bronsted (Dinamarca) y T.M. Lowry (Inglaterra)

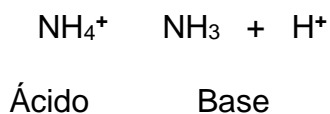
sugirieron independientemente que los ácidos podrían definirse como donadores de protones y las bases como aceptores de protones (Ocampo-Fabila, 1998).

✓ Ácido es toda sustancia capaz de ceder protones.

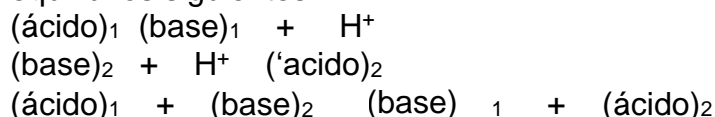
✓ Base es toda sustancia capaz de aceptar protones.

Por tanto, existirá un equilibrio entre el ácido y su base conjugada, ejemplo:

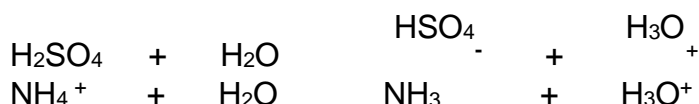
El ion NH_4^+ es un ácido que tiene como base conjugada al amoníaco, según el equilibrio:



Así pues existe un equilibrio ácido-base, ya que a todo ácido le corresponde una base conjugada y viceversa y, para que el ácido pueda dar protones, es preciso que esté presente una base para poder captarlos. En general, se pueden considerar los dos equilibrios siguientes:



Ejemplos:



Las reacciones de neutralización implican una transferencia de protones. Las sales son sólo agregados de iones que se producen en la mayoría de las reacciones ácido-base.

Ejercicio

¿Cuáles son las bases conjugadas de a) H_2SO_3 y b) H_2PO_4^- ?

Procedimiento: $\text{ácido} - \text{H}^+ = \text{base conjugada}$

Respuesta:



¿Cuáles son los ácidos conjugados de a) CN^- y b) H_2PO_4^- ?

Procedimiento: $\text{base} + \text{H}^+ = \text{ácido conjugado}$

Respuesta:



Determinación de las fórmulas de ácidos y bases conjugados.

Ejemplos

Escriba las fórmulas de (a) la base conjugada de HCO_3^- y (b) el ácido conjugado de O^{2-} .
ESTRATEGIA:

2

Para proceder en forma sistemática, elimine un ión H^+ para formar una base conjugada y agregue un ión H^+ para formar un ácido conjugado.

SOLUCIÓN:

La base conjugada de un ácido tiene un ión H^+ menos que el ácido; el ácido conjugado de una base tiene un ión H^+ más que el de la base. (a) La base conjugada de HCO_3^- es CO_3^{2-} y (b) el ácido conjugado de O^{2-} es OH^- .

Autoevaluación

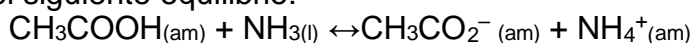
¿Cuál es (a) el ácido conjugado de OH^- ; (b) la base conjugada de HPO_4^{2-} ? [Respuesta]

H_2O ; (b) PO_4^{3-}]

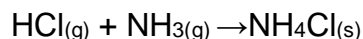
Autoevaluación

¿Cuál es (a) el ácido conjugado de H_2O ; (b) la base conjugada de NH_4^+ ?

Las definiciones de ácidos y bases de Brønsted se aplican también a las especies en disolventes no acuosos e incluso a las reacciones en fase gaseosa. Por ejemplo, cuando el ácido acético puro se agrega al amoníaco líquido, la transferencia de protón se lleva a cabo y se alcanza el siguiente equilibrio:

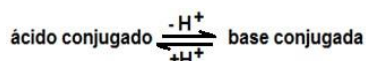


(La denominación “am” hace referencia a una especie disuelta en amoníaco líquido.) Un ejemplo de transferencia de protón en fase gaseosa es la reacción de los gases de ácido clorhídrico y amoníaco. Producen un polvo fino de cloruro de amonio que a menudo puede observarse cubriendo las superficies de los laboratorios químicos:

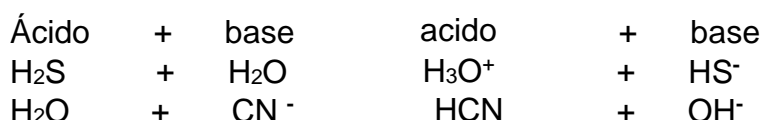


Un ácido de Brønsted es un donante de protones y una base de Brønsted es un aceptor de protones. La base conjugada de un ácido es la base formada cuando un ácido ha cedido un protón. El ácido conjugado de una base es el ácido que se forma cuando la base ha aceptado un protón. Un ácido fuerte está completamente desprotonado en disolución; un ácido débil está sólo parcialmente desprotonado en disolución. Una base fuerte está completamente protonada en disolución; una base débil está sólo parcialmente protonada en disolución (Principios de Química. 5ª ed. Atkins / Jones. Editorial Médica Panamericana 2012).

Como ya se mencionó, la base conjugada de una sustancia puede determinarse eliminando un hidrógeno H^+ . El ácido conjugado de una sustancia se determina agregando un H^+



Un compuesto que puede actuar como ácido y como base se llama anfotérico. El agua puede actuar de ambas; como base o como ácido. Ejemplo



La base₁ es la conjugada del ácido₁ ; la base₂ es la conjugada del ácido₂.

Por ejemplo considérese la siguiente pregunta: ¿Qué reacción es favorable; la de H_2SO_3 con la base F^- o la reacción del HF con la base HSO_3^-

Obsérvese que el H_2SO_3 es un ácido más fuerte que el HF y el F^- es una base más fuerte que el HSO_3^- , por lo tanto:

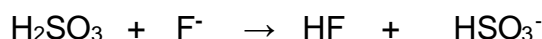


Tabla donde se clasificación los ácidos en tres grupos principales por su fuerzas relativas:

Fuerzas relativas de los ácidos y las bases

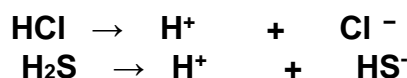
Se considera ácidos y base fuertes aquellas que están totalmente disociadas en soluciones diluidas. Los ácidos y bases débiles están sólo parcialmente disociados, es decir, solamente se disocia una pequeña fracción de las moléculas disueltas.

Fuerzas relativas de algunos ácidos y bases*			
Acido		Base	
$-\text{H}^+$		$+\text{H}^+$	
1	Muy fuerte	HClO_4 HBr HCl HNO_3	ClO_4^- Br^- Cl^- NO_3^-
		H_3O^+	H_2O
2	Intermedio a débil	H_2SO_3 HNO_2 HF $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ H_2S H_2CO_3 HOCl NH_4^+ HCN	HSO_3^- NO_2^- F^- $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ HS^- HCO_3^- OCl^- NH_3 CN^-
		H_2O	OH^-
3	Muy débil (despreciable)	H_2 CH_4	H^- CH_3^-
			Muy fuerte

*Las especies de la zona sombreada son capaces de existir en concentraciones apreciables en soluciones acuosas.
Malone (2007) Introducción a la química. Capítulo 13. Limusa Wiley. 2a ed. México.

Ácido fuerte:

Ácido débil :



Una medida de la fuerza de un ácido o de una base nos la dará la constante de ionización: **Ka** constante de acidez y para el caso de las bases **Kb** constante de basicidad.

Un ácido o una base son más fuertes cuanto más desplazados hacia la derecha se encuentren los equilibrios anteriores. Es decir **Ka** y **Kb** son una medida de la fortaleza de los ácidos y de las bases. Cuanto mayor es el valor de Ka y Kb, mayor será su fortaleza como ácido y como base.

Son ácidos fuertes: H₂SO₄, HNO₃, HClO₄, **HCl** cuyos valores de la constante de acidez; Ka son prácticamente infinito.

Son bases fuertes, el NaOH y KOH.

Son ácidos débiles, H₂CO₃, **HCN** ($K_a = 4.9 \times 10^{-10}$), H₃BO₃, acético; CH₃-COOH ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$), cítrico; C₃H₅O(COOH)₃, láctico; C₃H₆O₃ ($K_a = 1.4 \times 10^{-4}$), fórmico o metanoico CH₃COOH ($K_a = 2.1 \times 10^{-4}$), benzoico; C₆H₅COOH ($K_a = 5.3 \times 10^{-5}$). **HF** su **Ka = 7.2×10^{-4}** (no reaccionan extensamente con el agua).

Son bases débiles Fe(OH)₃, NH₃ ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$), etilamina; C₂H₅NH₂, piridina; C₅H₅N, anilina; C₆H₅NH₂ ($K_a = 7.4 \times 10^{-10}$)

Los ácidos y bases que son electrolitos fuertes (que se ionizan totalmente en solución) se denominan ácidos fuertes y bases fuertes. Los que son electrolitos débiles (parcialmente ionizados) se denominan ácidos débiles y bases débiles. Los ácidos fuertes son más reactivos que los débiles cuando la reactividad depende únicamente de la concentración de H⁺_(ac). Sin embargo, la reactividad de un ácido puede depender del anión, además de H⁺_(ac). Por ejemplo, el ácido fluorhídrico, **HF**, es un ácido débil; una disolución 0.01 M de **HF** sólo se ioniza en un 8%. No obstante, el **HF** es muy reactivo y ataca vigorosamente muchas sustancias, incluso al vidrio. Esta reactividad se debe a la acción combinada de H⁺_(ac) y F⁻_(ac) (Brown-LeMay-Bursten, 1998; capítulo 4).

La fuerza de un ácido está determinada por el grado con el que se ioniza en el agua para producir H₃O⁺. Así es posible hacer una lista de ácidos por orden de fuerza. Dicha clasificación se ilustra en la tabla anterior donde se tienen tres grupos de ácidos, aquellos ácidos que son donadores más fuertes de H⁺ que el ion H₃O⁺ se muestran como **grupo 1**. Son los ácidos muy fuertes; HClO₄, HBr, HCl, HNO₃, H₂SO₃.

Los intermedios **o débiles** del **grupo 2** son donadores de protones más débiles que el H₃O⁺, pero son más fuertes que la molécula de agua; H₂SO₃, HNO₂, **HF**, H₂S, HCN, NH⁺, HOCl y HC₂H₃O₂.

Los ácidos del **grupo 3** son los ácidos muy débiles y son, todos donadores de protones más débiles que el H₂O, son; H₂ y CH₄, ver tabla de fuerzas relativas.

Ejemplos

En agua, la reacción



Se desarrolla hasta completarse y el HCl es un ácido fuerte. El ion cloruro es tan débil como base que no puede competir con éxito con el H₃O⁺ por el protón.

Por el contrario, cuando se coloca ácido acético puro en agua, la reacción de ionización sólo se desarrolla ligeramente:



En consecuencia, el ácido acético es débil. El ion acetato, por ser una base fuerte que el ion cloruro, es capaz de remover un protón del H_3O^+ .

Los ácidos se pueden clasificar según su fuerza comparando sus tendencias para donar protón con una base de referencia dada. En solución acuosa, el agua es la base de referencia. El agua también sirve como ácido de referencia para comparar la fuerza de las bases acuosas.

“Un ácido fuerte implica necesariamente una base conjugada débil y el conjugado de una base fuerte es necesariamente un donante de protones muy pobre”

En la tabla anterior, los ácidos que están por encima del par conjugado $\text{H}_3\text{O}^+ - \text{H}_2\text{O}$ son ácidos fuertes en solución acuosa. O sea, estos ácidos reaccionan de manera completa con el agua para formar H_3O^+ y las bases conjugadas que son extremadamente débiles. Los ácidos localizados por debajo del par conjugado $\text{H}_2\text{O} - \text{OH}^-$ en la tabla, son ácidos sumamente débiles en disolución acuosa. Sus conjugados son bases fuertes:



Donde B^- representa una base, se desarrolla casi completamente hacia la derecha.

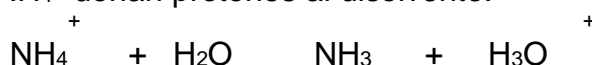
Por otra parte, los ácidos localizados entre el par conjugado, $\text{H}_3\text{O}^+ - \text{H}_2\text{O}$ y el par conjugado $\text{H}_2\text{O} - \text{OH}^-$ son ácidos débiles. La reacción entre un ácido débil hipotético y agua.



En este modelo la reacción avanza en un pequeño porcentaje.

Con muy pocas excepciones, todas las sales son electrolitos fuertes. Esto es en disolución acuosa están completamente disociadas en sus iones constitutivos. Sin embargo, los cationes y aniones en disolución pueden actuar como ácidos y bases respectivamente, dependiendo de su capacidad para intercambiar protones con agua u otras especies en disolución. Por ejemplo, en agua, la sal de cloruro de amonio, NH_4Cl se encuentra completamente disociado en iones NH_4^+ y Cl^- . Sin embargo, en disolución

acuosa algunos iones NH_4^+ donan protones al disolvente.



Ejercicio. Teniendo la tabla de fuerzas relativas podemos predecir las reacciones favorables, más ejemplos:

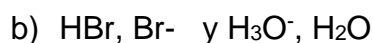
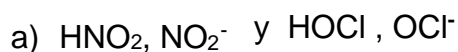
- a) $\text{HCl} + \text{HS}^- \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{Cl}^-$
- b) $\text{NH}_4^+ + \text{HS}^- \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{NH}_3$
- c) $\text{CH}_4 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{HNO}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$

Procedimiento

Considere los dos ácidos (por ejemplo, HCl y H_2S). Si el ácido más fuerte está en el lado izquierdo de la ecuación, la reacción es favorable:

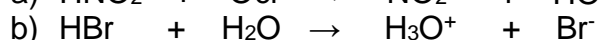
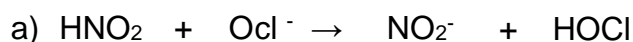
Las reacciones a) y d) son favorables

Escribir las ecuaciones para las reacciones favorables entre los siguientes sistemas ácido-base:



Procedimiento

El ácido más fuerte (por ejemplo, HNO_2) y la base más fuerte (por ejemplo Ocl^-) se muestran como reactivos a la izquierda:



Trabajo en equipo

El profesor propicia que los estudiantes, en equipos, reconsideren su concepto de reacción química al analizar nuevas evidencias experimentales, en las que se contrasten la conductividad y el **pH** de disoluciones de ácidos con la misma concentración, y al hacer preguntas como: ¿Por qué una disolución de ácido acético 0.1Molar y otra de HCl a la misma concentración no tienen el mismo **pH**?

Actividad experimental No. 16

La fuerza de los ácidos y las bases

Propósito. Clasificar a los ácidos y bases por su capacidad de conducir la electricidad.

Planteamiento de hipótesis:



Material

Seis Vasos de precipitados de 250 mL.

Una probeta de 50 mL.

Cinco cucharas de plástico y agitador o varilla de vidrio.

Cinco pipetas de 5 mL.

Un peachimetro o potenciómetro.

Circuito eléctrico

<https://www.google.com.mx/search?q=aparato+de+conductividad+electrica+laboratorio>



El analizador de pH (medidor de pH)

Sustancias con la misma concentración molar

Ácidos acético, nítrico, sulfúrico, clorhídrico, cítrico y fórmico.

Hidróxidos de amonio, sodio, aluminio, bario, de calcio u óxido de calcio; carbonato ácido de sodio, carbonato de sodio. Agua destilada.

Papel tornasol y indicador universal.

- El analizador de pH consta de dos tubos de vidrio llamados "electrodos" y un termómetro en forma de una barrita de metal (sonda).
- Estos tres elementos se sumergen al mismo tiempo en la sustancia de la cual queremos conocer su valor de pH.
- Es importante mantener el termómetro dentro de la sustancia, ya que el pH depende mucho de la temperatura.



Procedimiento

- Elaborar o solicitar el circuito que se muestra en la figura anterior.
- Llene a la mitad el vaso de agua de la llave y cierre el circuito eléctrico.
- Probar sólo con agua destilada.

4. Haga lo mismo con los ácidos; en cada vaso con 10 mL de agua destilada agregar $\frac{1}{2}$ mL de cada ácido y agitar, observar al paso de la corriente, la intensidad luminosa del foco .
5. Enjuagar, con agua corriente y destilada las pipetas para las siguientes pruebas. Tratar de no contaminar las soluciones.
6. Se repite lo mismo con los hidróxidos; en los vasos con 10mL de agua destilada agregar $\frac{1}{2}$ mL de disolución o $\frac{1}{4}$ de gramo de sustancia y disolver. Hacer circular corriente eléctrica, observar.
7. Elaborar un cuadro para la clasificación de los ácidos y las bases (hidróxidos), considerando la intensidad con la cual el foco se iluminó.

8. Observaciones y conclusiones pertinentes.

9. Elaborar un reporte.

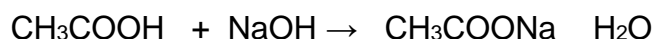
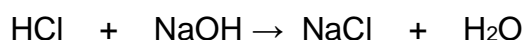
Pregunta de iniciación



Tenemos dos disoluciones, una contiene un mol de ácido clorhídrico, HCl(ácido fuerte), y la otra, un mol de ácido acético, CH₃COOH (ácido débil).¿Cuál de las dos gastará más hidróxido sódico, NaOH, en su neutralización? **Igual cantidad.**

El proceso de neutralización transcurre mol a mol, independientemente de que un ácido, **HCl**, sea fuerte, y el otro, **CH₃COOH**, débil.

Las reacciones de neutralización son:



¿Por qué entonces estas dos sustancias no conducen igual la corriente?

La diferencia obedece a que mientras todas las moléculas de ácido clorhídrico se disocian para generar iones, sólo el 0.4% de las moléculas de ácido acético lo hacen; las demás no se disocian. Esto significa que sólo 4 de cada 1000 moléculas de CH₃COOH generan iones. El ácido acético es un electrólito débil, los electrólitos que se disocian por completo en agua, como el HCl o el NaCl, se les llama electrólitos fuertes.

La acidez o basicidad

La acidez o basicidad de una disolución depende de la cantidad de cationes H⁺ y aniones OH⁻ que tenga; es decir, depende de la concentración de iones. Por eso una disolución **1M** de un ácido fuerte, como el ácido clorhídrico (HCl), será más ácida que una disolución de la misma concentración molar, pero de un ácido débil, como el acético (CH₃COOH).

Para distinguir las disoluciones ácidas de las disoluciones básicas, se sigue una regla general fundamental en la concentración molar de los iones en disolución. Si la concentración de iones H⁺ es mayor que la de iones OH⁻ la disolución es ácida. Si por el contrario la concentración de iones OH⁻ es mayor, la disolución es básica o alcalina.

[H⁺] > [OH⁻] disolución ácida

[H⁺] < [OH⁻] disolución básica

En el caso particular de que la concentración de iones H⁺ sea igual que la de iones OH⁻ ([H⁺]=[OH⁻]), se tiene una disolución neutra.

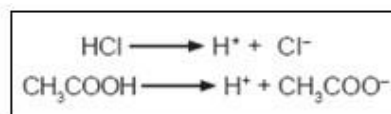
Para medir el grado de acidez o basicidad de las disoluciones, se emplea una escala de medida llamada escala de pH. En ella se asigna un valor entre 0 y 14 para indicar la acidez de la disolución. En las disoluciones ácidas cuya concentración de H^+ es alta, el valor de pH es bajo; en las disoluciones básicas que presentan concentración de H^+ menor, el valor de pH es alto.

En general, la acidez o basicidad de las disoluciones se establece por medio de la siguiente convención:

pH > 7 disolución básica
 pH < 7 disolución ácida
 pH = 7 disolución neutra

Aunque en la naturaleza existe una gran cantidad de electrolitos, **no todos** ellos se comportan de la misma manera.

Por ejemplo, si se prepara una disolución **1M de ácido clorhídrico (HCl)** y **otra 1M de ácido acético (CH₃COOH, el del vinagre)**, la primera conducirá mejor la corriente eléctrica. Ambas moléculas se disocian en agua formando un catión H^+ y un anión (Cl^- y CH_3COO^- , respectivamente).



Los compuestos que se ionizan al disolverse se llaman electrolitos

Los electrolitos fuertes son compuestos iónicos y compuestos polares covalentes hidrolizables, que se disocian completamente en iones en soluciones diluidas.

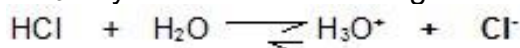
Los electrolitos débiles son sustancias que solo se disocian ligeramente en iones cuando están en solución, y existen esencialmente como moléculas no disociadas.

La mayor parte de sales, bases fuertes y ácidos fuertes se clasifican como electrolitos fuertes.

Son ejemplos de electrolitos débiles en agua la base NH_3 y ácidos como el H_2CO_3 , H_3BO_3 y el acético CH_3COOH .

Importa recordar que los procesos de ionización siempre son reversibles; por lo tanto, la ionización de un electrolito es una reacción en equilibrio (Burton-Routh, 2004).

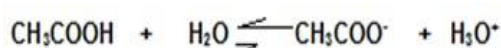
Para electrolitos fuertes el equilibrio es hacia la derecha (el lado ionizado de la reacción) mientras que para electrolitos débiles el equilibrio es hacia la izquierda (el lado no disociado). Por ejemplo, cuando el gas covalente polar cloruro de hidrógeno se añade al agua, sufre hidrólisis para dar el ion hidronio H_3O^+ y el ion cloruro Cl^- según se indica



en la ecuación siguiente:

En este ejemplo el equilibrio de ionización está netamente hacia la derecha y la disociación es casi el 95% por 100 completa.

En contraste cuando se disuelve ácido acético en agua la disociación solo tiene en 1 a 2 por 100, y el equilibrio es netamente hacia la izquierda:



Disociación de electrolitos típicos

	Disociación en iones en %
Ácido clorhídrico	95
Ácido nítrico	92
Ácido sulfúrico	61
Ácido acético	1.3
Ácido carbónico	0.17
Ácido bórico	0.01
Hidróxido sódico	91
Hidróxido de amonio	1.3
La mayor parte de sales	70 al 100

Por lo tanto, en general, los ácidos que se disocian casi completamente en iones de hidronio a concentraciones ordinarias se llaman ácidos fuertes, y los que se disocian poco en iones hidronio se llaman ácidos débiles.

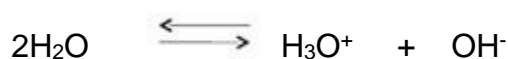
Pueden hacer consideraciones similares con las bases fuertes y bases débiles, según la concentración de ion hidróxido formado por disociación.

Esta clasificación es adecuada para soluciones acuosas.

Para comprender el mecanismo de las reacciones químicas en disoluciones acuosas es necesario estudiar los equilibrios que existen en el agua pura. Como el agua se ioniza ligeramente, sus iones deben influir sobre las reacciones desarrolladas en su seno.

La ionización del agua se representa como sigue:

En ausencia de soluto hay un equilibrio iónico en el agua. Este equilibrio incluye la ligera disociación de agua:



La expresión de la constante de ionización correspondiente es:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = K.$$

Como la concentración de las moléculas de agua no disociadas es prácticamente constante, el valor de $[\text{H}_2\text{O}]^2$ puede incluirse en la constante del producto iónico del agua $K_{\text{H}_2\text{O}}$, así:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = K \times [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_{\text{H}_2\text{O}}.$$

El valor de Kw para el agua a 25°C es de 1×10^{-14} indica la muy pequeña disociación del agua.

Puesto que en el agua pura la concentración de iones hidronio es igual a la de los iones hidroxilo,

$$\begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}, \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{en el agua pura,} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ moles por litro.} \end{array}$$

El grado de ionización y la concentración de los iones hidronio e hidroxilo aumenta al elevar la temperatura.

“Cualquier aumento en la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ debe acompañarse de una disminución correspondiente de $[\text{OH}^-]$ para conservar constante Kw; a la inversa, cualquier aumento en la concentración de $[\text{OH}^-]$ debe acompañarse de la disminución correspondiente en $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para conservar Kw” (Burton-Routh, 2004).

El pH como medida de las concentraciones de iones $[\text{H}_3\text{O}^+]$. (N2)

Las propiedades ácidas de una disolución incrementan al aumentar la concentración del ion hidronio. Por consiguiente, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es una medida de la acidez de la disolución. Esta medida de la concentración de la acidez se expresa por el símbolo pH, que es el logaritmo de base 10 del valor recíproco de la concentración de iones hidronio.

La escala de **pH** fue ideada para representar en forma adecuada diferentes concentraciones de iones hidronio sobre un gráfico y para expresar las concentraciones de ion hidronio de varias disoluciones sin necesidad de utilizar números en forma exponencial

Para expresar el estado de acidez o basicidad de una disolución se emplea el concepto de pH, que viene definido según Sorensen por la ecuación:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = \log 1/[\text{H}^+]$$

Ejemplo

En agua pura a 25°C $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7}$ ¿Cuál es el pH del agua pura?

$$\text{pH} = -\log (1.0 \times 10^{-7}) = 7$$

Una escala de **pOH** se define en forma similar, $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

Los valores de pH y de pOH para varias disoluciones se pueden tabular de la siguiente manera:

pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$		$[\text{OH}^-]$	pOH
0	1	ácido	1×10^{-14}	14
1	1×10^{-1}	↓	1×10^{-13}	13
7	1×10^{-7}	neutro	1×10^{-7}	7
		↑		
14	1×10^{-14}	básico	1	0

A 25°C, el pH del agua pura y de cualquier disolución acuosa que contenga concentraciones iguales de ion hidronio y de ion hidróxido es 7. Las disoluciones que contienen un pH inferior

a 7 son ácidas, mientras que aquellas con un pH superior a 7 son básicas.

Como el producto $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ es siempre igual a 1×10^{-14} en cualquier disolución a 25°C, un aumento en la concentración de iones hidronio ha de originar una disminución correspondiente en la de los iones hidroxilo. Así. En una disolución ácida en que la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es de 0.001, o 1×10^{-3} moles por litro la concentración de iones hidroxilo es:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0.001 \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}}{0.001} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{ moles/litro.}$$

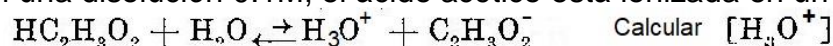
En una disolución de hidróxido sódico en que la concentración molar de OH^- es 1×10^{-2} , la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es como sigue:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times (1 \times 10^{-2}) = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12} \text{ moles/litro.}$$

Si se conoce el grado de ionización de un ácido para una concentración dada, es posible calcular las concentraciones de los iones hidronio e hidroxilo en tales disoluciones.

Problema. En una disolución 0.1M, el ácido acético está ionizada en un 1.3%



y $[\text{OH}^-]$

Puesto que hay 0.1 mol de ácido acético en un litro de la disolución y 1.3% del ácido está ionizado, la concentración de H_3O^+ es:

$$0.1 \times 0.013 = 0.0013$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.3 \times 10^{-3} \text{ moles/litro.}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.3 \times 10^{-3}} = 0.77 \times 10^{-11}, \text{ ó } 7.7 \times 10^{-12} \text{ moles/litro.}$$

(Babor-Ibarz, 1977: capítulo 18, pp 294-295. Editorial Época, S.A.)

Ejercicios de cálculo químico

Calcúlese el pH de una disolución cuya concentración de ion hidronio es de 6.0×10^{-5}
 $\text{pH} = -\log(6 \times 10^{-5}) = -(\log 6 + \log 10^{-5}) = -0.78 + 5 = 4.22$

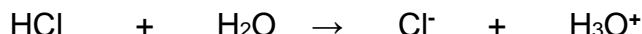
Calcular la concentración de ion hidronio de una disolución que tiene un pH igual a 11.73

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11.73} = 10^{-27} \times 10^{-12}$$

de la definición de logaritmos, $10^{-27} = 1.9$ respuesta; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.9 \times 10^{-12}$

Calcular el pH de una disolución de HCl 10^{-2} M y de una disolución de NaOH 10^{-3} M

- El HCl es un ácido fuerte, luego se puede considerar que está totalmente disociado:



Podemos considerar que la concentración del H_3O^+ es igual a la del HCl

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-2} = 2$$

- Análogamente, al ser el NaOH una base fuerte se tiene:



$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 10^{-3} = 3$$

$$\text{como } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 3 = 11$$

Tarea para el estudiante.

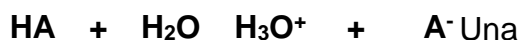
Video de you tube. Para argumentar y diseñar una actividad de medición de pH.

Determinación del **pH** de disoluciones. (13 diciembre de 2016. 12.01 minutos).

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=0St3DbkJNWQ>

Constante de acidez

Una expresión de la constante de equilibrio para la reacción de un ácido débil **HA** con **H₂O** es:



Una expresión de la constante de equilibrio para la reacción de un ácido débil, HA, con agua es:

$$K_a = K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

En disoluciones diluidas de ácidos débiles, la concentración de agua no sufre cambio apreciable debido a la reacción de ionización que ocurre; para fines prácticos puede considerarse como constante. Ambos miembros de la expresión de la constante de equilibrio pueden multiplicarse por la concentración de agua; $[\text{H}_2\text{O}]$, para obtener una nueva constante:

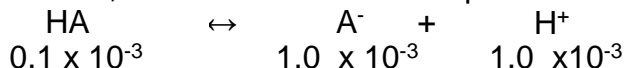
$$K_a = K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_a se denomina constante de disociación ácida o constante de ionización del ácido. En disoluciones acuosas de bases que tienen fuerzas entre las de H_2O y OH^- , se establece el siguiente tipo de equilibrio: $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HB}^+ + \text{OH}^-$

$$K_b = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Ejemplo. Calcular la constante de acidez K_a de un determinado ácido HA que está disociado al 1.0% en una disolución 0.10 M.

Si está disociado al 1.0% del ácido, las concentraciones de A^- y H^+ serán el 1.0% al 0.10 M, es decir 1.0×10^{-3} . El equilibrio será por lo tanto:



$$K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]} = \frac{(1.0 \times 10^{-3})^2}{0.1 \times 10^{-3}} = 1.01 \times 10^{-5}$$

Usando un razonamiento análogo al empleado para ácidos débiles:

Donde K_b se conoce como la constante de disociación básica o constante de ionización de la base. Las magnitudes numéricas de K_a y K_b son características del ácido o de la base en particular. Como todas las constantes de equilibrio, éstas varían con la temperatura.

En esta tabla se dan algunas constantes representativas. Los equilibrios de ácido base son formalmente los mismos que en cualquier otro tipo de equilibrio químico.

Algunas constantes de disociación de ácidos y bases a 25°C

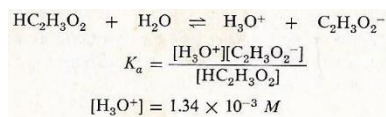
Ácido	Fórmula	Constante de ionización, K_a
Acético	$HC_2H_3O_2$	1.8×10^{-5}
Cianhídrico	HCN	7.2×10^{-10}
Fluorhídrico	HF	6.7×10^{-4}
Carbónico	H_2CO_3 (1.ª protón)	3.5×10^{-7}
Ion carbonato	HCO_3^- (2.ª protón)	5×10^{-11}
ácido (ion bicarbonato)	HNO_2	4.5×10^{-4}
Nitroso	H_2S (1.ª protón)	1.0×10^{-7}
Sulfhídrico	HS^- (2.ª protón)	1×10^{-14}
Ion sulfuro ácido	H_3PO_4 (1.ª protón)	7.5×10^{-3}
Fosfórico	$H_2PO_4^-$ (2.ª protón)	6.2×10^{-8}
	HPO_4^{2-} (3.ª protón)	4.8×10^{-13}
Oxálico	$H_2C_2O_4$ (1.ª protón)	5.9×10^{-2}
	$HC_2O_4^-$ (2.ª protón)	6.4×10^{-5}
Base	Fórmula	Constante de ionización, K_b
Amoníaco	NH_3	1.8×10^{-5}
Piridina	C_5H_5N	2.3×10^{-9}
Metilamina	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}

(DILLARD-GOLDBERG, 1971: CAPÍTULO 6)

Ejemplos de cálculo de pH

Cuando se disuelve 0.1 mol de ácido acético en agua suficiente para hacer 1.00 litro de disolución, se ha encontrado que la disolución tiene una concentración de ion hidronio de 1.34×10^{-3} M. (Dillard-Goldberg, página 150).

Calcúlese K_a para el ácido acético.



$$[C_2H_3O_2^-] = 1.34 \times 10^{-3} M$$

La disociación del ácido produce concentraciones iguales de ion hidronio y de ion acetato

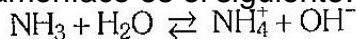
$$[HC_2H_3O_2] = 0.100 - (1.34 \times 10^{-3}) = 0.099 M$$

$$K_a = \frac{(1.34 \times 10^{-3})^2}{0.099} = 1.80 \times 10^{-5}$$

También

Ejercicio. Calcular el pH de 50 mL de amoníaco 0.5 M si su $K_b = 1.81 \times 10^{-5}$

El equilibrio de ionización del amoníaco es el siguiente:



$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

Como la concentración molar de ion amonio es igual a la de ion hidróxido, se cumple:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \times [NH_3]} = \sqrt{1.81 \times 10^{-5} (0.500)} = 3 \times 10^{-3} M$$

$$pOH = -\log 3 \times 10^{-3} = 2.52; \quad pH = 14 - 2.52 = 11.48$$

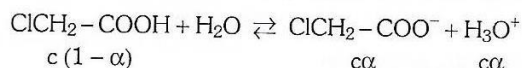
El ácido cloroacético (Cl-CH₂-COO-H) en concentración 0.01 M ya 25°C, se encuentra disociado en un 31 % calcular:

- La constante de disociación de dicho ácido.
- El pH de la disolución.

Argumento

Cuanto mayor es la concentración de [H⁺] en mol/litro, menor es el pH y viceversa. Por ejemplo si [H⁺] = 3 x 10⁻⁷ el pH = 6.523 y si [H⁺] = 2 x 10⁻⁴ el pH = 3.699 Datta-Ottaway. (1970) Bioquímica. PAIDOS, Buenos Aires.

a) El equilibrio de disociación del ácido cloroacético es:



siendo α el grado de disociación.

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$= \frac{0.01 \times 0.31^2}{1-0.31} = 1.39 \times 10^{-3}$$

b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = (0.01)(0.31) = 3.1 \times 10^{-3} \text{ M}$

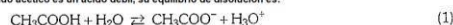
$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3.1 \times 10^{-3} = 2.51$

Otro ejemplo

Se tiene una disolución de ácido acético 0.55 N. Calcular el pH de la misma y el grado de disociación. Datos

$K_a = 1.86 \times 10^{-5}$ y $K_w = 10^{-14}$
(García Pérez, tema 6)

Como el ácido acético es un ácido débil, su equilibrio de disolución es:



Aplicando la ley de acción de masas tenemos que:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (2)$$

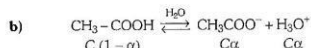
Según el equilibrio (1)

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{luego } K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

de donde $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a [\text{CH}_3\text{COOH}]} = \sqrt{1.86 \times 10^{-5} (0.055)}$
 $= 1.01 \times 10^{-3} \text{ moles/l}$

$$\text{pH} = -\log 1.01 \times 10^{-3} = 3 - \log 1.01 = 2.99$$



$$[\text{CH}_3\text{-COOH}] = C(1-\alpha)$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = C\alpha$$

sustituyendo estos valores en la ecuación (2)

$$K_a = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

al ser α muy pequeño frente a 1, podemos despreciar el denominador, luego

$$K_a = C\alpha^2; \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} = \sqrt{\frac{1.86 \times 10^{-5}}{5.5 \times 10^{-2}}} = 1.83 \times 10^{-2}$$

$$\alpha = 1.83\%$$

Cuestionario número 6.

1. Describe el "electrodo de hidrógeno.

Explica la reacción que se verifica en el

electrodo (Babor-Ibarz. Capítulo 18, figura 85).

2. Calcular el **pH** de las siguientes disoluciones:

- Disolución 0.1 molar de amoníaco. Ionizado en un 1.3%

Video de you tube ejemplo de calculo

NH₃. Cálculo del pH de una disolución de amoníaco. 5 de noviembre de 2019

<https://www.youtube.com/watch?v=n4IH3RZjcN4>

- Disolución 0.1 molar de un ácido débil HX, cuya constante de ionización es 1.8×10^{-5} . Respuestas a) 11.11 y b) 2.89

1. En la pagina; <https://www.quimicas.net/2015/05/la-constante-de-acidez.html>, se tienen los siguientes dos problemas:

Ejemplo 1. Calcular la constante de acidez **K_a** de una disolución 1.0 M de ácido benzoico (HBz) que tiene una [H⁺] = 8×10^{-3} M.

Ejemplo 2. Calcular la constante de acidez **K_a** de un determinado ácido HA que está disociado al 1.0% en una disolución 0.10 M.

Subraya la o las respuestas correctas:

2. Indicar cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas

- A) El amoníaco es una base.
- B) El ion H_3O^+ es el ion oxonio.
- C) Ácido es toda sustancia capaz de aceptar un par de electrones.
- D) Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa cede protones.

3. Sobre el agua se puede afirmar:

- A) Es una sustancia anfótera.
- B) En algunas sales produce hidrólisis.
- C) Aunque su pH es 7 **no es** una sustancia neutra.
- D) Su producto iónico es igual a 10^{-14} a cualquier temperatura.

4. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son incorrectas?

- A) Los ácidos débiles están totalmente disociados.
- B) El HI es un ácido fuerte y el HF es un ácido débil.
- C) Una base será tanto más fuerte cuanto mayor sea K_b .
- D) El ácido sulfúrico es el ácido más fuerte de todos los conocidos.

5. ¿Son correctas todas las siguientes afirmaciones:

- A) Los ácidos orgánicos son ácidos débiles.
- B) En las disoluciones ácidas pH menor de 7.
- C) En las disoluciones básicas el pOH es menor que 7.
- D) Los ácidos politrópicos no ceden a la vez todos los protones.

6. Si el pH de una disolución es 1.7 se cumple:

- A) El pOH vale 11.3
- B) Se trata de un ácido débil.
- C) Es un caso de hidrólisis de sal de ácido fuerte y base débil.
- D) La concentración de iones oxonio en la disolución es $2 \times 10^{-2} \text{ M}$.

(García Pérez, 2000. Tema 6, página 158).

Conclusiones:

- ✓ El pH es una medida de las concentraciones de iones hidrógeno en disolución acuosa.
- ✓ Hay coexistencia de reactivos y productos en la disolución del ácido débil, por lo tanto, la disociación del ácido débil no es completa.
- ✓ Un ácido fuerte tiene un alto grado de ionización y le corresponde una constante de ionización grande o no tiene.
- ✓ Hay relación entre las reacciones reversibles y el rendimiento de la reacción.
- ✓ La mayoría de las reacciones en la naturaleza alcanzan el equilibrio químico (ácido carbónico-carbonato y hemoglobina-oxígeno). **A7**

A7. (C, H) El estudiante comprende la reversibilidad de las reacciones al realizar mediciones de pH en ácidos fuertes y débiles, al asociar la fuerza del ácido con valores de concentración de la constante de equilibrio.

Respuestas: 4. Todas; 3. A y b 4. A y d 5. si; 6. d;

Reacción química

Actividad en equipo.



Con apoyo del profesor los estudiantes preparan disoluciones con diferentes valores de pH, y al agregar diferentes cantidades de una disolución básica centran la atención en:

La permanencia del pH alcanzado en cada caso mientras no se intervenga el sistema, lo que indica que la concentración de iones permanece.

El modelo que mejor se ajusta para representar el equilibrio de los sistemas ácido-base es el de Bronsted-Lowry.

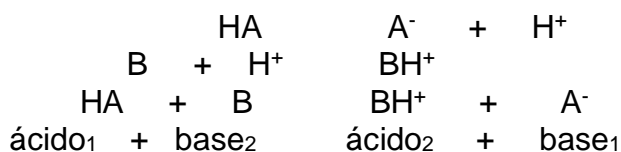
Los estudiantes en actividad grupal, investigan y discuten procesos vitales en los que exista el equilibrio químico, como; la formación y destrucción de corales, el proceso carbonato-ácido carbónico o el dióxido de carbono en sangre. **A8**



El modelo que mejor se ajusta para representar el equilibrio de los sistemas ácido-base es el de Bronsted – Lowry.

Representación del equilibrio con el modelo de Bronsted-Lowry

De acuerdo con la teoría de **Brönsted y Lowry**, las reacciones de neutralización son procesos de transferencia de protones, del dador o ácido al aceptor o base.



$$K = \frac{[\text{BH}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{B}]} = K_a \cdot K_b$$

cuya constante de equilibrio es:

Los equilibrios ácido-base están tanto más desplazados a la derecha cuanto mayor es la fortaleza de ambos.

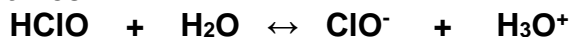
La doble flecha que siempre se ha puesto en todas las ecuaciones químicas de las reacciones ácido-base indica que están en equilibrio, y por lo tanto todas ellas tienen asociada una constante de equilibrio (K).

Ejemplo. A 25°C, una disolución diluida de ácido hipocloroso presenta en equilibrio las siguientes concentraciones:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClO}^-] = 9.55 \times 10^{-5} \text{ M y } \text{HClO} = 0.30 \text{ M}$$

Calcular el valor de la constante K_a a esta temperatura.

La reacción de disociación es:



De modo que:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{(9.55 \times 10^{-5})^2}{0.30} = 3.04 \times 10^{-8}$$

Los valores de estas constantes indican qué tan fuerte es un ácido o una base, es decir, nos dan una medida de qué tanto se disocian.

- Cuando los valores son mucho mayores que uno (**K > 1**) quiere decir que las reacciones están desplazadas hacia la derecha y las sustancias tienen una alta acidez o basicidad.
- Cuando estos valores son mucho menores que uno (**K < 1**) lo que se tiene es al ácido o la base muy poco disociados, y por lo tanto su grado de acidez o basicidad es bajo.

También existen ácidos o bases que no están en equilibrio, son tan fuertes que se disocian completamente. Ése es el caso del ácido clorhídrico (HCl) y del hidróxido de sodio (NaOH).

La base que resulta cuando un ácido cede un protón se llama base conjugada del ácido.

A⁻ es la base conjugada de **HA** y **B** es la base conjugada de **BH⁺**.

Se puede decir también que **HA** es el ácido conjugado de la base **A⁻** y que **BH⁺** es el ácido conjugado de la base **B**.

Equilibrio del ácido carbónico

En presencia del CO₂ gaseoso, el CO₂ disuelto se intercambia con el CO₂ gas:

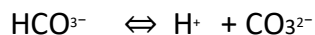
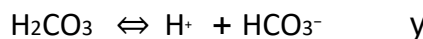


donde **g** y **ac** se refieren a la fase gaseosa y a la acuosa, respectivamente. Aunque la concentración del CO_{2(ac)} excede la del H₂CO₃ disuelto (del orden de 10³), se expresó la concentración de todo el CO₂ disuelto mediante [H₂CO₃]. La condición de equilibrio entre las fases se cuantifica mediante la solubilidad molar K_o (ley de Henry):

$$K_o = [\text{H}_2\text{CO}_3] / P_{\text{CO}_2}$$

donde la presión parcial del CO₂ atmosférico, P_{CO₂}, se expresa en atm, K_o es la solubilidad en mol L⁻¹atm⁻¹ y [H₂CO₃] es la concentración del CO₂ disuelto en mol/kg de agua.

El H₂CO₃ se disocia en el agua según



donde las condiciones de equilibrio se cuantifican mediante las constantes de disociación o acidez:

$$K_1 = [\text{H}^+] [\text{HCO}_3^-] / [\text{H}_2\text{CO}_3] \quad \text{y}$$

$$K_2 = [\text{H}^+] [\text{CO}_3^{2-}] / [\text{HCO}_3^-]$$

Por último, la disociación del agua obedece la condición de equilibrio

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Se ha de enfatizar que, aunque el ion hidrógeno, H⁺, comúnmente se hidrata para formar H₃O⁺ o incluso múltiples iones hidratados, al ion hidrógeno hidratado también se expresa con H⁺ ya que la estructura hidratada no participa en los modelos químicos. La concentración de [H⁺] se expresa generalmente mediante un valor de pH, definido como el logaritmo negativo.

Tarea para el estudiante

Video de you tube (para argumentar en clase)

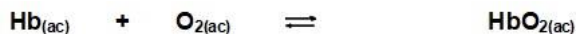
Sistema ácido carbónico-bicarbonato (En cavidad oral) 18 de octubre de 2016.

 <https://www.youtube.com/watch?v=IOGoc9gmCQc>

Equilibrio en el sistema humano

En el cuerpo humano es necesario mantener innumerables equilibrios químicos para asegurar su bienestar fisiológico. Si las condiciones ambientales cambian, el cuerpo se debe adaptar para mantener un funcionamiento adecuado.

El equilibrio hemoglobina-oxígeno se refiere a la combinación de oxígeno con la molécula de hemoglobina (Hb), que transporta el oxígeno a través de la sangre, es una reacción compleja, para fines de este ensayo se puede representar mediante una ecuación simplificada:



donde HbO_2 es la oxihemoglobina, el complejo de hemoglobina y oxígeno que es el que en realidad lleva el oxígeno a los tejidos.

La constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[\text{HbO}_2]}{[\text{Hb}][\text{O}_2]}$$

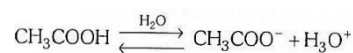
A una altitud de 3 Km, la presión parcial del oxígeno es de sólo 0.14 atm. Comparada con 0.20 atm. A nivel del mar, de acuerdo con el, principio de Le Chatelier, una disminución en la concentración de oxígeno desplazará el equilibrio de la ecuación química hacia la izquierda. Este cambio reduce el aporte de hemoglobina a los tejidos y provoca hipoxia. Si se le da el tiempo, suficiente, el organismo supera este problema formando más moléculas de hemoglobina y el equilibrio volverá a desplazarse gradualmente en favor de la formación de oxihemoglobina (Chang-Goldsby, 2013; capítulo 14).

Disoluciones reguladoras, amortiguadoras o tampones

En una disolución corriente el pH está sujeto a variaciones bruscas por ligeras adiciones de ácidos o bases o por diluciones. Así por ejemplo, si a un litro de agua pura, $\text{pH} = 7$. Añadimos un mililitro de HCl 0.1N, el pH pasa a ser 4.

Sin embargo, existen determinadas disoluciones, de gran interés químico, caracterizadas porque su pH permanece invariable a la dilución, o al añadir pequeñas cantidades de ácido o base. Estas disoluciones se las conoce como reguladoras, amortiguadoras o tampones y contienen siempre un ácido o base débil y su base o ácido conjugado respectivamente:

como ejemplos de este tipo de disoluciones podemos citar las siguientes ácido acético-acetato sódico, amoníaco (NH_4OH) - NH_4Cl , ácido bórico- borato sódico, etcétera.



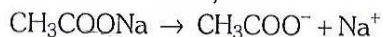
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Ejemplo:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \cdot K_a$$

Disolución formada por un ácido débil, ácido acético, y una sal suya de base fuerte, acetato sódico ($\text{CH}_3\text{-COONa}$)

El acetato sódico, por ser un electrolito fuerte, ésta totalmente disociado según



De acuerdo con el principio de **Le Chatelier**, el acetato sódico desplaza el equilibrio de disociación del ácido acético hacia la izquierda, por lo que prácticamente la concentración del ion acetato equivale a la concentración de la sal de acetato sódico y la concentración de ácido acético a la total del ácido. Por consiguiente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]}$$

Así pues, se observa que el pH depende exclusivamente de la relación de concentraciones de la sal y del ácido, por lo tanto, no debe variar cuando la disolución se diluya porque dicha relación permanece constante.

Si a esta disolución reguladora se le añade una pequeña cantidad de ácido, aunque éste sea fuerte, los iones H_3O^+ procedentes del ácido se combinan con el ion CH_3COO^- para formar ácido acético si disociar, quedando así neutralizada la pequeña acidez y la variación del pH es prácticamente nula. La concentración de iones CH_3COO^- constituye la reserva alcalina. Ejemplo

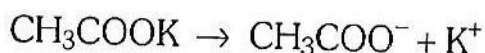
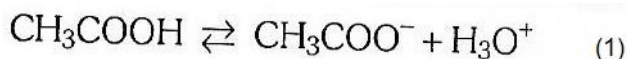
Disolución tampón constituida por una base débil, amoníaco, y una sal suya de ácido fuerte, cloruro amónico.

Siguiendo un proceso semejante al anterior ejemplo, se cumple:

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-; \quad K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}; \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{base}]}{[\text{sal}]}$$

Problema. Calcular el pH de una disolución 0.2 M de un ácido monoprótico de $K_a = 2 \times 10^{-5}$ que es 0.85 M en la sal potásica del ácido. Ejemplo ácido acético y acetato potásico (García Pérez. 2000: tema 6).



Al ser una disolución tampón, calcular la concentración del $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a partir de (1) y

luego el pH:

$$\text{pH} = -\log 4.7 \times 10^{-6} = 5.33$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]} = 2 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0.2}{0.85} = \frac{4 \times 10^{-5}}{8.5} = 0.47 \times 10^{-5}$$

Una disolución amortiguadora o tampón es aquella que mantiene constante el valor de su pH, aunque se le añada un ácido o una base. Las disoluciones tampón están formadas por la disolución de un ácido débil y una de sus sales de base fuerte; (acético- acetato de sodio) o bien una disolución de base débil y una de sus sales de ácido fuerte (amoníaco- cloruro de amonio).

En general una disolución que contenga un ácido débil más una sal de dicho ácido, o una base débil más una sal de dicha base, tiene la habilidad de reaccionar tanto con los ácidos como con las bases. También a estos sistemas se les llama disoluciones reguladas.

Por ejemplo, si se añade más ácido a una disolución de ácido acético y acetato de sodio, los iones acetato reaccionan con los iones hidrógeno o mejor dicho **iones hidronio** (H_3O^+) añadidos para formar moléculas neutras de acetato de hidrógeno:



y el pH casi no cambia.

Por otra parte, si se disminuye la concentración de iones hidronio (H_3O^+) por adición pequeña de una base,



El pH de la disolución no cambia apreciablemente a menos que la cantidad de base añadida sea grande. En la sangre, el ácido carbónico y el bicarbonato de sodio actúan como sistema regulador para mantener el pH a un valor constante.

La capacidad amortiguadora de una solución tampón se refiere a la cantidad de ácido o base que se le puede agregar sin que cambie apreciablemente su pH. Para la siguiente solución tampón:



Cambia rápidamente el **pH** cuando la cantidad agregada de ácido o base se aproxima a 0.01 mol (¿Puede explicar por qué?).

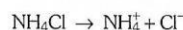
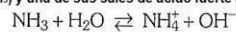
Ejemplo de cálculo: ¿Cuántos gramos de NH_4Cl debe añadirse a 1 litro de disolución 0.2 M de NH_3 para que su pH sea de 9.5

Dato: K_b del $\text{NH}_4\text{OH} = 1.8 \times 10^{-5}$ ($\text{Cl} = 35.5$, $\text{N} = 14$, $\text{H} = 1$)

$$10^{4.5} = 10^{9/2} = (\sqrt{10^6})(\sqrt{1000}) = 1000(31.623) = 31623$$

$$\frac{1}{10^{4.5}} = \frac{1}{31623} = 0.0000316 = 3.16 \times 10^{-5}$$

Se trata de una disolución reguladora, formada por una base débil (NH_3) y una de sus sales de ácido fuerte (NH_4Cl);



La constante de ionización de la base es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}; \quad [\text{NH}_4^+] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{OH}^-]}$$

$$\text{pH} = 9.5; \quad \text{pOH} = 14 - 9.5 = 4.5;$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4.5} = 3.16 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 1.8 \times 10^{-5} \frac{0.2}{3.16 \times 10^{-5}} = 0.11 \text{ M}$$

Por tanto, a 1 litro de disolución deben añadirse 0.11 moles de NH_4Cl .

$$\text{Masa de } \text{NH}_4\text{Cl} = 0.11 \text{ moles } (54.5 \text{ g/mol}) = 5.9 \text{ g}$$

Una sustancia que como el ion bicarbonato puede actuar como ácido o como base se dice que es **anfótera**. Cualquier especie anfótera, molecular o iónica, puede actuar como regulador o amortiguador. Sin embargo, la mayoría de estas disoluciones consisten en una mezcla de cuando menos una especie básica y una ácida. En general **los ácidos orgánicos**, aquellos que están formados por átomos de carbono, **son ácidos débiles**.

Particularmente, en los mamíferos la acidez juega un papel muy importante. Esto es porque con los cambios de acidez, las proteínas que nos forman se descomponen, o se desnaturalizan, como usualmente se dice en el mundo de la química. Por esta razón el organismo tiene mecanismos que autorregulan el **pH** y lo mantienen siempre en los valores apropiados.

Si por alguna razón aumenta la presencia de algún ácido o alguna base, éstas se neutralizan con el ácido o la base conjugada que forman la disolución amortiguadora y el **pH** prácticamente no variará.

Concepto clave:

- Solución tampón

Se denomina solución tampón a la que contiene una mezcla de un ácido débil y su sal (base conjugada) o una base débil y su sal (ácido conjugado). Cuando se añade una cantidad relativamente grande de un ácido fuerte o de una base fuerte a una disolución tampón, el pH varía muy poco.

Tarea para el estudiante.

Video de you tube

EFFECTO DEL ION COMÚN | Equilibrio. (6 de septiembre de 2018. 6.52 minutos)

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=SUVliInX1AI>

“Explicación del ácido acético” hacer un resumen y argumentar en clase.



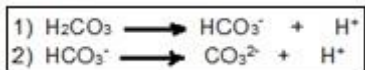
En la sangre, el ácido carbónico y el bicarbonato de sodio actúan como sistema regulador.

El profesor tiene otra opción para realimentar los procesos acido-base.

Equilibrio ácido carbónico- carbonato

Es el producto de la reacción de agua y dióxido de carbono y existe en equilibrio con este último, por ejemplo, en el agua gasificada o la sangre. No es posible obtener ácido carbónico puro ya que la presencia de una sola molécula de agua catalizaría su descomposición inmediata en dióxido de carbono y agua. Sin embargo, se calcula que en ausencia absoluta de agua sería estable.

En disolución, el ácido carbónico puede perder uno o dos protones. Retirando el primer protón forma el anión bicarbonato; retirando el segundo protón forma el anión carbonato.



Cuando el ácido carbónico se combina con átomos, radicales positivos o una base, puede formar sales como carbonatos o carbonatos ácidos. Por ejemplo, combinado con cal (CaO) constituye el carbonato de calcio, CaCO_3 (calcita o aragonito).

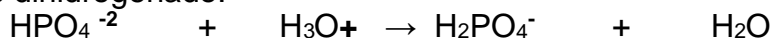
El H_2CO_3 está presente en las bebidas gaseosas o carbonatadas. En una forma más diluida desempeña un papel principal en la formación de cuevas debido a que disuelve el carbonato de calcio o calcita cuando la concentración de dióxido de carbono (antiguamente anhídrido carbónico) es alta.

Este ácido opera como regulador del **pH** (tampón o buffer) en la disolución lograda para sanitizar el agua cuando es el único medio operante, el ácido carbónico más fuerte, es el sulfato ácido de calcio.

El pH de una solución saturada de dióxido de carbono alcanza un valor de 6.5 aproximadamente.

A las sales y ésteres del ácido carbónico se les denominan carbonatos ácidos o bicarbonatos (base conjugada del ácido carbónico). La base conjugada del bicarbonato es el carbonato.

Buffer de la sangre es el sistema fosfato dihidrogenado / fosfato monohidrogenado ($\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$). Cualquier ácido reacciona con el fosfato monohidrogenado para formar fosfato dihidrogenado.



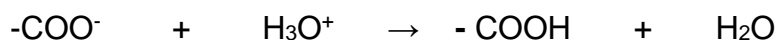
El fosfato dihidrogenado es un ácido débil y existe en equilibrio con iones hidronio y fosfato monohidrogenado.



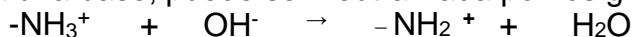
Cualquier base que entre en la sangre reaccionará con los iones hidronio para formar agua. Sin embargo, se ionizará más fosfato dihidrogenado para sustituir a dichos iones hidronio dejando esencialmente inalterado el pH.

Las proteínas actúan como un tercer tipo de buffer sanguíneo. Estas moléculas complejas, pueden actuar como aceptores de protones. Las proteínas contienen también grupos $-\text{NH}_3^+$ que, como los iones amonio (NH_4^+), pueden donar protones

Si entra ácido en la sangre, los iones hidronio pueden ser neutralizados por los grupos $-\text{COO}^-$



Si se incorpora una base, puede ser neutralizada por los grupos NH_3^+



Estos tres buffers (y tal vez otros) actúan para mantener constante el pH de la sangre.

Los buffers pueden ser anulados mediante grandes cantidades de ácido o de base: su

capacidad no es infinita. De manera que los buffers sanguíneos pueden verse agobiados si el metabolismo del cuerpo funciona mal.

La hidrólisis de las sales inorgánicas

Una sal es un compuesto **iónico** formado por los iones de los ácidos y bases que los originan. Al disolver una sal en agua, esta se disocia en iones, que dado su carácter ácido o básico, reaccionarán con el agua (hidrólisis).

Las disoluciones acuosas de sales pueden ser neutras, ácidas o básicas, dependiendo de la sal. Una solución acuosa de cloruro de amonio, NH_4Cl , vuelve azul al rojo de tornasol; una solución de carbonato de sodio Na_2CO_3 , tiene el efecto opuesto.

Una disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl , no tiene efecto alguno sobre el mismo indicador. (**¿por qué ?**)

Para poder explicar estas diferencias debemos considerar los iones que reaccionan con el agua. Cuando el catión o el anión (o ambos) de una sal reaccionan con el agua cambiando el pH, se dice que la sal se hidroliza y la reacción se le llama hidrólisis. Estas reacciones implican la transferencia de protones y como tales son un tipo especial de reacción de protólisis. A continuación se establecen las reglas más generales **de reacciones de hidrólisis**:

° Las sales que proceden de ácidos y bases fuertes **no** producen hidrólisis, pues **sus iones son ácidos y bases conjugadas muy débiles** (NaCl , Na_2SO_4).

° Las sales que proceden de **ácidos fuertes y bases débiles producen reacciones de hidrólisis de carácter ácido.**

Ejemplo: el NH_4Cl , al disolverlo en agua, se disocia en Cl^- (base conjugada débil de ácido fuerte que no se hidroliza) y en iones NH_4^+ (ácido conjugado fuerte de una base débil NH_3). Estos iones amonio reaccionan con el agua:



acidez

Ejemplo de cálculo:

Calcular la constante de hidrólisis, el grado de (α) hidrólisis y el pH de una disolución de cloruro de amonio 0.1 M.

Sabiendo que la constante K_b del NH_4OH vale 1.8×10^{-5} .

° Las sales que proceden de **ácido débil y base fuerte producen reacciones de hidrólisis de carácter básico.**

Ejemplo:

el carbonato de sodio (Na_2CO_3) se disocia al disolverlo en agua en iones Na^+ ácido conjugado débil de una base fuerte (NaOH) que no se hidroliza y en iones carbonato CO_3^{2-} (base conjugada fuerte del ácido débil H_2CO_3). Estos iones reaccionan con el agua:

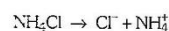


Básico

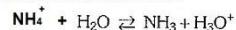
Las sales que provienen de ácidos débiles y bases débiles sufren dos reacciones de hidrólisis y su carácter depende de la fortaleza relativa de ambos iones.

Ejemplo: Indicar si una solución de KCl es ácida, básica o neutra.

Respuesta: El ion positivo del KCl es K^+ , presente en la base fuerte KOH . El ion negativo del KCl es Cl^- , presente en el ácido fuerte: Se trata de una sal de un ácido fuerte y una base fuerte; **la solución es neutra.**



El catión amonio sufre hidrólisis:



La K_h será

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Multiplicando numerador y denominador por $[\text{OH}^-]$, tenemos:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.55 \times 10^{-10}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_h [\text{NH}_4^+] = 5.55 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-1};$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 5.55 \times 10^{-11}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{5.55 \times 10^{-11}} = 7.46 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(7.46 \cdot 10^{-6}) = 5.13$$

$$\alpha_h = \sqrt{\frac{K_w}{K_b \cdot C}} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}}} = 7.4 \times 10^{-5}$$

Ejercicio de cálculo químico. Las constantes de disociación del ácido acético y del hidróxido de amonio son 1.77×10^{-5} y 1.8×10^{-5} respectivamente. Calcular la constante de hidrólisis y el **pH** del $\text{CH}_3\text{-COO-NH}_4$

La constante de hidrólisis es: $K_H = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$

$$K_H = \frac{10^{-14}}{(1.77 \times 10^{-5})(1.8 \times 10^{-5})} = \frac{10^{-14}}{3.18 \times 10^{-10}} = 3.1 \times 10^{-5}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} K_a} = \sqrt{\frac{(10^{-14})1.77 \times 10^{-5}}{1.8 \times 10^{-5}}} = \sqrt{0.98 \cdot 10^{-14}} \approx 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-7} = 7$$

Trabajo en equipo



El profesor indicará a los estudiantes que experimenten con el sistema de reacción en equilibrio químico con el sistema cloruro de cobalto-agua-metanol.

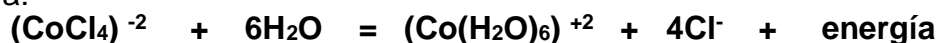
El profesor dirige la atención de los estudiantes a la ecuación química escrita con todas las indicaciones de las condiciones de reacción: presencia de calor, reversible, color de las sustancias y otros.

Actividad experimental No.17

Reversibilidad del ion cobalto (II)

Propósito _____

El complejo CoCl_4^{2-} es de color azul mientras que el $(\text{CoH}_2\text{O})_6^{+2}$ es de color rosa entre ambas sustancias se puede establecer el equilibrio fuertemente dependiendo de la temperatura:



Material

Baño María, Parrilla, Termómetro, 4 tubos de ensayo, Pinzas para tubo de ensayo, varilla de vidrio, probetas de 20 y 50 mL, Lentes protectores, ventilación, cubreboca, guantes de latex y bata.

Sustancias

Cloruro de cobalto (IV) 1.5 M HCl concentrado, 15 mL de metanol, 50 mL de agua destilada, papel tornasol, indicador de fenolftaleína y potenciómetro.

Planteamiento de hipótesis _____

Procedimiento

Colocar en un tubo de ensayo seco 3 mL de disolución de metanol de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 0.15 M (color rosa) agregar unas 2 gotas de HCl concentrado y calentar en baño maría de 60 a 70 °C. Usar ventilación (los vapores del metanol son tóxicos e inflamables). Se observará un cambio de color de rosa a azul (es la presencia del ion CoCl_4^{2-}) en caso

de no producirse continuar calentando es probable un exceso de agua originalmente.

El cambio de color es reversible y consecuentemente enfriando la disolución, introduciendo la parte externa del tubo en el chorro de agua fría del grifo, se recuperará el color rosa original, repetir calentando.

Decidir el momento en que se introduzca al tubo el papel tornasol para verificar y el uso del potenciómetro para medir su pH.

Referencia:

<http://www.100ciaquimica.net/exper/exp2bqui/e2bq10r.htm>

Elaborar conclusiones

Cuestionario número 7.

1. Contesta las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué tipo de disolución es la mezcla ácido bórico - borato de sodio?
- b) Por qué el ácido acético, es un ácido débil?
- c) Si $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ es el ion oxalato ¿Cuál es el nombre del ácido $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$?
- d) Dar un ejemplo de un ácido monoprótico, de un diprótico y de un triprótico.

2. Identifique cada uno de los siguientes compuestos como un ácido, una base, una sal normal, o una sal ácida:

- a) KClO_4 b) H_2S c) $\text{Ba}(\text{HSO}_3)$ d) $\text{Al}(\text{OH})_3$

3. En cada una de las siguientes ecuaciones indica cual es el ácido muy fuerte, la base muy fuerte, una base débil, una base muy débil, un ácido muy débil y un ácido débil. También quien de ellas se hidroliza, y donde no hay reacción con el agua (Malone, 2007):

- a) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$
b) $\text{CH}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{OH}^-$
c) $\text{OCl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOCl} + \text{OH}^-$
d) $\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO}_4 +$
e) $\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
f) $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$



1. Indicar cuáles de las siguientes afirmaciones son incorrectas:

- A) Todos los indicadores viran cuando el pH es igual a 7.
- B) La constante de hidrólisis no depende de la temperatura.
- C) Una disolución que contiene NH_3 y NH_4Cl es amortiguadora.
- D) Las disoluciones de CH_3COONa tienen carácter ácido debido a la hidrólisis.

2. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

- A) Las disoluciones acuosas de NaCl son neutras.
- B) Las disoluciones acuosas de Na_2S tienen carácter ácido.
- C) El pH de una disolución acuosa de NH_4I es menor que siete.
- D) El pH de las disoluciones reguladoras varía muy poco al diluirlas.

3. Si la constante de ionización del amoníaco es de 1.8×10^{-5} , ¿cuáles de las siguientes afirmaciones, referidas a una disolución 0.5 M de NH_3 , son correctas?

- A) Su pOH es 0.3.
- B) Su pOH es 2.5.
- C) Tiene el mismo pH que una disolución de HCl 0.5M.
- D) Tiene el mismo pH que una disolución de NaOH 3×10^{-3} M.

A8. (C, H) El estudiante comprende el equilibrio químico al identificar su evidencia en un experimento en el que se demuestra que la concentración de iones hidrógeno (pH) permanece, en una disolución mientras no se agrega ácido o base. (N3)

Respuestas 1. a, b y d. 2. b. 3. b y d (Alfaomega-Tebar. 2000: 158)

Equilibrio Químico

El equilibrio químico se establece cuando reacciones opuestas avanzan a velocidades iguales, en las cuales las concentraciones de reactivos y productos, en un sistema cerrado, dejan de cambiar con el tiempo. La velocidad a la que se forman productos, a partir de reactivos, es igual a la velocidad a la que se forman reactivos a partir de productos.

El profesor abordará la temática de equilibrio químico para explicar la naturaleza de las reacciones reversibles, con la ley de acción de masas y el principio de Le Chatelier para predecir la dirección de las reacciones cuando intervienen efectos externos.

El concepto de equilibrio químico

Algunos procesos químicos reversibles alcanzan un estado de equilibrio cuando se efectúan en un sistema cerrado a temperatura constante.

Se conoce como sistema cerrado a aquel que no intercambia masa con sus alrededores, aunque puede liberar o absorber energía, generalmente en forma de calor o de trabajo. Por ejemplo, el agua líquida está en equilibrio con su vapor cuando la rapidez a la que el agua se evapora es igual a la velocidad de condensación del vapor al estado líquido.

Las reacciones reversibles son incompletas, porque llegan al equilibrio cuando aún podrían proseguir. Este estado, que persiste durante el tiempo que el sistema esté libre de perturbaciones externas, se conoce como estado de equilibrio (Sienko-Plane, 1988).

Modelo de reacción reversible:



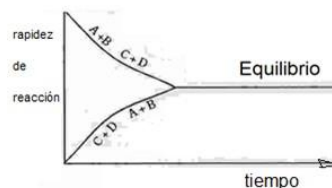
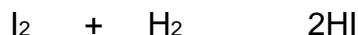
Las reacciones irreversibles son completas, porque prosiguen hasta que se agota por completo una de las sustancias reaccionantes.

La reacción reversible, es cuando los productos de la reacción reaccionan parcialmente entre sí para volver a formar las sustancias de partida.

Un estado de equilibrio se define como la condición de un sistema donde la rapidez de los procesos opuestos es igual.

El equilibrio químico de un sistema dado puede representarse mediante la siguiente gráfica ►

Son reacciones reversibles:

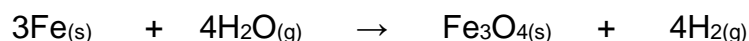


¿Se puede impedir un equilibrio químico?

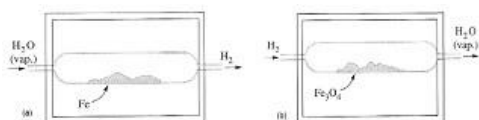
Para contestar esta cuestión, debemos plantearnos cómo se puede modificar un estado de equilibrio, con objeto de conseguir que la reacción se dé exclusivamente en un único sentido, de forma completa e irreversible.

Si lleváramos a cabo la reacción de la oxidación del **Fe** con **H₂O**, en un recipiente abierto en el que

incorporásemos vapor de agua de manera continua por una entrada, obligando al hidrógeno producido a escapar por una salida el hierro se transformaría completamente en óxido de e hidrógeno en este caso, podríamos escribir la reacción química con la ecuación como:

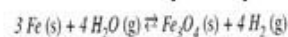


donde la doble flecha (\rightleftharpoons) indicativa del equilibrio se ha sustituido por una única flecha (\rightarrow) en el sentido irreversible de la reacción.

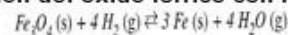


Reacción completa en condiciones no reversibles en un sistema abierto.

a) Oxidación del hierro por vapor de agua:



b) Reducción del óxido férrico con hidrógeno:



Una vez completada dicha reacción, se podría regenerar el hierro inicial sin más que introducir hidrógeno por una entrada y dejar escapar el vapor de agua formado por la correspondiente salida.

Esto implica que un estado de equilibrio solo puede conseguirse en un sistema cerrado, es decir, en un sistema que no puede intercambiar mayoría con los alrededores.

Si una reacción química ha alcanzado el estado de equilibrio, **¿Es posible afirmar que no hay ningún cambio interno en el sistema? ¿Qué es lo que caracteriza el estado de equilibrio?**

Características del equilibrio químico

El equilibrio solo se alcanza en un sistema cerrado y aislado, con el cual se logre un equilibrio estable y no se permita el intercambio de energía o de materia con el exterior.

El estado de equilibrio puede alcanzarse desde cualquiera de los extremos, debido a que los cambios son reversibles.

Los estados de equilibrio suponen reacciones incompletas.

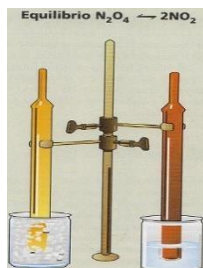
Un equilibrio químico se caracteriza por la invarianza de sus propiedades intensivas como la presión, concentración y la temperatura.

El equilibrio químico es un estado dinámico en el que se producen cambios opuestos a nivel molecular.

Si en un sistema en equilibrio se modifican sus condiciones, el equilibrio se rompe, evolucionando en una dirección, hasta alcanzar una nueva posición.



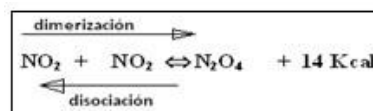
El profesor dirige la atención de los estudiantes a la ecuación química escrita con todas las indicaciones de las condiciones de reacción: presencia de calor, reversible, color de las sustancias, etcétera.



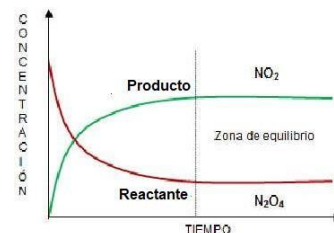
A 140°C, el gas **NO₂** tiene un color pardo intenso, que se va debilitando al bajar la temperatura, lo mismo que al elevarla a partir de 156°C; por encima de los 600°C el gas es incoloro. Los cambios de color van acompañados de variaciones en la densidad del gas.

A bajas temperaturas, cuando el gas es ligeramente coloreado, su densidad corresponde al **N₂O₄**. A 140°C, el gas pardo tiene una densidad correspondiente a la fórmula **NO₂** por encima de 156°C la densidad disminuye a medida que el color se debilita, hasta que a 600°C el gas incoloro que es aproximadamente **2/3** de la correspondiente a 140°C.

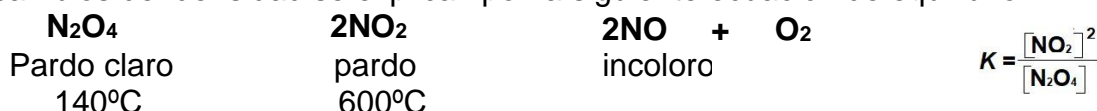
El dióxido de nitrógeno **NO₂**, y el tetraóxido de dinitrógeno, **N₂O₄**, se encuentran en equilibrio, pudiendo considerarse como la forma **monómera** y la forma **dímera** de una misma sustancia.



De acuerdo con el principio de **Le Chatelier-Braun**, el aumento de temperatura desplazará el equilibrio a favor del **NO₂** (color pardo intenso), ya que la reacción de descomposición de una molécula de N₂O₄ en dos de **NO₂** es endotérmica, por lo que se verá favorecida para que así pueda absorberse calor.



Estos cambios de densidad se explican por la siguiente ecuación de equilibrio:



A temperaturas por encima de **22°C**, el gas es una mezcla en equilibrio; a dicha temperatura se condensa en un líquido amarillo. Si la temperatura continúa disminuyendo, el color palidece más y más, hasta que a **-9.3°C** se forma un sólido cristalino blanco.

Los estudiantes analizan información sobre las condiciones que modifican el equilibrio de las reacciones y con la guía del profesor concluyen que el Principio de Le Chatelier permite predecir hacia donde se desplaza la reacción.

Las variables que se pueden manipular en las reacciones reversibles son:

El **cambio de temperatura y concentración** en reacciones homogéneas

Consideremos la síntesis del óxido nítrico:



Esta reacción es *endotérmica* (absorbe calor), por lo que al suministrarle calor, incrementa la temperatura y hace aumentar la cantidad de producto **NO_(g)**, el punto de equilibrio se desplaza a la derecha y el valor numérico de **K** *aumenta*.

Al eliminar calor, baja la temperatura y únicamente conseguimos que aumenten las cantidades de nitrógeno y oxígeno, desplazándose el equilibrio a la izquierda y **K** tiende a *disminuir*.

Ahora veamos la síntesis del amoníaco:



La reacción es *exotérmica* (desprende calor), un aumento de temperatura al suministrarle más energía calorífica, inhibe la formación del producto (amoníaco) y favorece la formación de reactivos.

Al aumentar la temperatura hace disminuir la cantidad de **NH₃**, mientras las cantidades de **N₂** y **H₂** aumentan y el punto de equilibrio se desplaza a la izquierda y también el valor de **K** *disminuye*.

Esta es una forma de decir que el amoníaco es menos estable a temperaturas altas, por lo tanto las temperaturas bajas favorecen la formación de amoníaco.

En general, una constante de equilibrio sólo es constante cuando la temperatura se mantiene invariable. Por lo tanto, una variación de temperatura produce un cambio frecuentemente grande en la **K**. Los aumentos de temperatura disminuyen el valor de **K**, desplazando el equilibrio hacia la izquierda; inversamente cuando la temperatura disminuye **K** aumenta.

Un aumento de **K** supone un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha, mientras que una disminución de **K** implica un desplazamiento hacia la izquierda.

Es necesario aclarar que las condiciones termodinámicas óptimas no consideran el factor de importancia suprema que es la rapidez de una reacción química. Aunque el equilibrio de producción de amoníaco se favorece a temperaturas bajas, es tan extremadamente lento que el método resulta impracticable.

La regla general dice; que el aumento de concentración de una sustancia en una mezcla en equilibrio hace que la reacción ocurra en la dirección en que se consume parte del material añadido. Análogamente, la disminución de concentración de una sustancia causa la formación de mayor cantidad de dicha sustancia.

La constante de equilibrio no depende de las concentraciones iniciales de los reactivos o del producto. En la síntesis del amoníaco:



Se puede lograr el equilibrio si se comienza con una mezcla de N_2 y H_2 o con NH_3 o bien con una mezcla de N_2 , H_2 , y NH_3 .

Sin embargo, la concentración de cada componente en equilibrio diferirá para cada situación inicial; pero cuando las concentraciones de equilibrio se incluyen en la expresión o ecuación (acción de masas) del equilibrio, el mismo valor para la constante de equilibrio se obtendrá para todas las diferentes concentraciones iniciales, a la misma temperatura.

Si en el equilibrio para la síntesis del amoníaco se retira NH_3 , N_2 y H_2 reaccionaran de acuerdo con el principio de Le Chatelier, para formar más NH_3 . El retiro continuo de NH_3 da como resultado una reacción continua entre N_2 y H_2 , hasta que se acabe uno o los dos reactivos.

Determinación de la constante de equilibrio químico

Ejercicios de cálculo químico

Se tiene un recipiente que contiene NH_3 , N_2 , y H_2 en equilibrio a 1000°K . El análisis del contenido muestra que las concentraciones de amoníaco es de 0.102 moles/L, la de nitrógeno es de 1.03 moles/L y la de hidrógeno es de 1.62 moles/L.

Determinar la constante de equilibrio para esta reacción:



$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$K = \frac{(0.102)^2}{(1.03)(1.62)^3}$$

Sustituyendo en la fórmula de la ley del equilibrio químico:

$K = 0.00238$ de otra manera con exponentes de base diez; **$K = 2.38 \times 10^{-3}$**

VIDEO DE YOU TUBE (10.3 minutos) para reforzar el tema:

<https://www.quimitube.com/videos/equilibrio-quimico-sintesis-amoniaco/>

En este ejercicio de **equilibrio químico**, dadas las cantidades iniciales de nitrógeno gaseoso, N_2 , y de hidrógeno gaseoso, H_2 , y la cantidad de amoníaco, NH_3 , en el **equilibrio**, calcularemos la **constante de equilibrio, K_c** , para la reacción de **síntesis de amoníaco** a 350°C .

La constante K_c para la reacción de formación del amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno gaseosos vale 2.37×10^{-3} . $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$

donde:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = 2.37 \times 10^{-3} \quad (1)$$

Cuando la reacción transcurre en un recipiente cerrado de 2.0 L, se sabe que, una vez alcanzado el equilibrio, hay 2 moles de nitrógeno y 3 moles de hidrógeno, ¿Qué concentración de amoníaco habrá en equilibrio?

es posible calcular:

$$[N_2] = 2 \text{ mol}/2.0 \text{ L} = 1.0 \text{ M} \quad \text{y} \quad [H_2] = 3 \text{ mol}/2.0 \text{ L} = 1.5 \text{ M}$$

y despejando de (1) se tiene:

$$[NH_3] = \sqrt{K_c [H_2]^3 [N_2]} = \sqrt{2.37 \times 10^{-3} \times (1.5)^3 \times 1} = 0.0894 \text{ M}$$

Los valores obtenidos para las constantes de equilibrio abarcan un intervalo que van desde muy pequeños hasta valores muy grandes.

Si **$K < 1$** , el numerador de la expresión de la acción de masas es menor que el denominador. Esto significa que, en el equilibrio, la concentración de al menos una de las sustancias en el lado derecho donde se encuentran los productos de la ecuación química es pequeña.

Una constante de equilibrio pequeña indica que la reacción **no** ocurre totalmente. Por ejemplo el valor de $K = 0.00238$ del problema anterior implica que la mezcla de reactivos de N_2 y H_2 no conduce a la formación del NH_3 .

El valor numérico de la constante de equilibrio se determina en forma experimental. Una reacción química en equilibrio mantendrá sus concentraciones balanceadas indefinidamente, a menos que sufra algún efecto externo. Entre estos se incluyen un cambio de la temperatura de la reacción, un cambio en las concentraciones de un reactivo o producto, y un cambio en la presión de la mezcla reactiva. Aunque los efectos de estos cambios pueden tomarse en consideración en forma cuantitativa, se pueden analizar cualitativamente si se aplica el principio de **Le Chatelier**, quien postula:

“Cuando se aplica una tensión a un sistema balanceado, el equilibrio pasará a un punto diferente, para reducir a un mínimo la tensión; no obstante, el sistema resultante seguirá estando balanceado”.

Las condiciones de calor de reacción en el equilibrio químico

Si una reacción es exotérmica, $\Delta H < 0$, al aumentar la temperatura disminuye la constante de equilibrio y la reacción se desplaza hacia la izquierda, mientras que si la temperatura disminuye, aumenta la constante de equilibrio y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

Tabla para valorar la constante de equilibrio con la temperatura dependiendo del carácter endotérmico o exotérmico del proceso considerado.

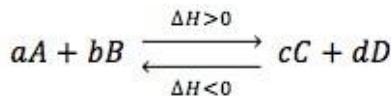
$\Delta H^\circ < 0$ (proceso exotérmico)	$T_2 > T_1$ (aumenta la temperatura)	$K_2 < K_1$ (disminuye la constante)
	$T_2 < T_1$ (disminuye la temperatura)	$K_2 > K_1$ (aumenta la constante)
$\Delta H^\circ > 0$ (proceso endotérmico)	$T_2 > T_1$ (aumenta la temperatura)	$K_2 > K_1$ (aumenta la constante)
	$T_2 < T_1$ (disminuye la temperatura)	$K_2 < K_1$ (disminuye la constante)

Si una reacción es endotérmica, $\Delta H > 0$, al aumentar la temperatura aumenta la constante de equilibrio y el equilibrio se desplaza hacia la derecha (hacia la formación de productos, aumentando el numerador). En cambio, si la temperatura baja, también baja la constante de equilibrio y la reacción se desplaza hacia la izquierda.

Concepto clave:

- Entalpía de reacción(ΔH), calor desprendido o aceptado en una reacción química. Su medición se expresa en KJ/mol o Kcal/mol.

Otra forma sencilla de expresar esto de forma simplificada es que un aumento de la temperatura favorece el sentido en el que la reacción es endotérmica, y una disminución el sentido exotérmico. Así, si tenemos el modelo del siguiente proceso:



La constante de equilibrio de acuerdo a la ley de acción de masas es de acuerdo con el modelo ►

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

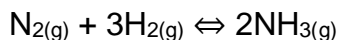
Al aumentar la temperatura se favorece $\Delta H > 0$, por tanto hacia la derecha.

Al disminuir la temperatura se favorece $\Delta H < 0$, por tanto hacia la izquierda.

En general, **un aumento de las concentraciones de productos o una disminución de las concentraciones de reactivos, desplaza la reacción hacia la izquierda.**

La variación de las concentraciones de reactivos o de productos se usa frecuentemente en la industria para obtener mayor cantidad de un producto deseado. Por ejemplo:

ΔH (calor de reacción)	Temperatura	Constante K_c	Desplazamiento
Endotérmica	aumenta	Aumenta	derecha
Endotérmica	disminuye	disminuye	izquierda
Exotérmica	aumenta	disminuye	izquierda
Exotérmica	disminuye	Aumenta	derecha



La reacción directa es exotérmica, mientras que la inversa es endotérmica.

Si una vez alcanzado el equilibrio aumentamos la temperatura, el sistema, de acuerdo con Le Chatelier, se opone a ese aumento de energía calorífica, y el equilibrio se desplaza en el sentido que absorbe calor, es decir a la izquierda; parte del amoníaco se descompone en nitrógeno e hidrógeno.

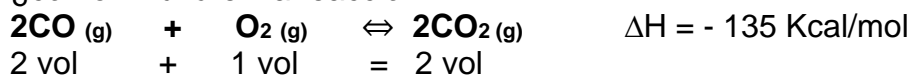
Si desciende la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, pues así desprende calor oponiéndose al descenso de la temperatura. Una disminución de temperatura favorece la obtención de amoníaco.

Resumiendo, si desciende la temperatura se favorece la reacción exotérmica y si aumenta la temperatura se favorece la reacción endotérmica.

- **Un aumento de las concentraciones de reactivos o una disminución de las concentraciones de productos, el sistema reacciona oponiéndose a ese aumento, se desplaza la reacción hacia la derecha.**
- Un aumento de las concentraciones de N_2 y H_2 desplaza el equilibrio en sentido contrario, hacia el amoníaco, que es el producto de nuestro interés.
- Un desplazamiento hacia la derecha se consigue aumentando la concentración de los reactivos o disminuyendo la de los productos; en nuestro ejemplo, aumentando la concentración de hidrógeno y /o nitrógeno o disminuyendo la de amoníaco.

Ejemplos:

¿cómo influirá en la reacción



- a) Un aumento de la temperatura
- b) ¿Y una disminución de la presión?

Respuestas:

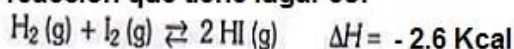
- ✓ La reacción directa es **exotérmica**, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza en el sentido en que absorbe calor, es decir, **hacia la izquierda**.
- ✓ Al disminuir la presión el equilibrio se desplaza hacia un aumento de volumen, por tanto, **también hacia la izquierda**.

Ejercicio de cálculo químico

Una mezcla gaseosa, constituida inicialmente por 7.94 moles de hidrógeno y 5.30 moles de vapor de yodo, se calienta a 450°C con lo que se forma en el equilibrio 9.52 moles de HI. Se pide:

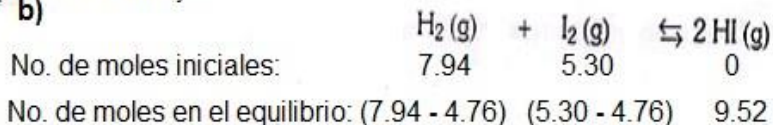
- a) Formular la reacción reversible correspondiente a este proceso, señalando cómo se modificará el estado de equilibrio al aumentar la temperatura y la presión.
- b) Calcular la constante de equilibrio.

a) La reacción que tiene lugar es:



Según el principio de **Le Chatelier**, un incremento de temperatura desplaza el equilibrio hacia la izquierda, pues de derecha a izquierda la reacción es endotérmica. Como el número de moles es el mismo en ambos miembros la presión no influye.

b)



Por cada mol de H_2 y de I_2 se forman dos moles de HI; como se han formado

$$9.52 \text{ moles de HI habrán desaparecido } \frac{9.52}{2} = 4.76 \text{ moles de } \text{H}_2 \text{ y de } \text{I}_2$$

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{9.52}{V}\right)^2}{\frac{3.18}{V} \cdot \frac{0.54}{V}} = \frac{9.52^2}{(3.18)(0.54)} = 52.8$$

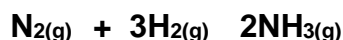
(Tébar, Química teoría y problemas, página 120. Alfaomega, 2000)

El valor de $K_c = 52.8$ por ser mayor de 1 y muy grande favorece la formación de HI.



Con la siguiente lectura, el profesor explica a los estudiantes que; cuando variamos las concentraciones de reactivos o productos, se puede predecir la dirección de una reacción con base a tres parámetros; a) con el uso de la constante de equilibrio, b) con el principio de Le Chatelier y c) con la cinética de la reacción.

Usemos la reacción de la síntesis de amoníaco:



La condición de equilibrio es; $K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$

Si aumentamos la **concentración** de nitrógeno, existen dos opciones para que el valor numérico de la constante no se altere; que disminuya la cantidad de hidrógeno o que aumente la **concentración** de producto (NH_3).

De acuerdo con el principio de Le Chatelier:

“Todo sistema en equilibrio sometido a una perturbación tiende a cambiar para compensar su efecto”.

Para este ejemplo el aumento de la concentración de nitrógeno constituye una perturbación por lo que agregar más N_2 al recipiente, el sistema en equilibrio puede contrarrestar el efecto de la perturbación si se combina con el H_2 para formar NH_3 . Esto significa que la concentración de amoníaco aumentaría y la concentración de hidrógeno disminuiría.

Al agregar más nitrógeno aumenta la posibilidad de colisión con el hidrógeno, y la rapidez de formación del amoníaco aumenta sin que este tienda a descomponerse.

Durante un cierto tiempo, el amoníaco se formará más rápidamente de lo que se descompone y su concentración también aumentará. Finalmente, el NH_3 aumentará hasta un punto tal que se producirán más colisiones entre las mismas moléculas; entonces en la reacción inversa se comenzará a acelerar la descomposición de amoníaco hasta igualar la rapidez de formación del mismo. El equilibrio se restablece con un aumento neto de amoníaco y una disminución de hidrógeno.

El cambio en la presión del sistema

Los equilibrios en sistemas gaseosos presentan como característica fundamental el hecho de que son sensibles a los cambios de presión, siempre que estos conlleven una modificación de las presiones parciales de las sustancias gaseosas que intervienen en el equilibrio. En general, sin considerar una variación de la temperatura, cuyo efecto describiremos en el apartado siguiente, existen tres vías para conseguir modificar la presión de un sistema gaseosos en equilibrio químico:

1. Añadiendo o eliminando una de las sustancias gaseosas que interviene en el proceso. Las presiones parciales de todos los componentes gaseosos se modificarán y, por tanto, se verá afectado el equilibrio.
2. Añadiendo un gas inerte (que no reacciona) a la mezcla en equilibrio y manteniendo constante el volumen. Si no varía el volumen (no se modifica el recipiente), la adición de un gas inerte provoca siempre un aumento de la presión total, pero las presiones parciales de los gases que intervienen en el equilibrio no se alteran, ya que estas solo dependen del volumen. Por tanto, el equilibrio no se ve afectado.

Tarea para el estudiante. Para reforzar: Elaborar un resumen y argumentar.

Video de you tube

Principio de Le Chatelier. 5 febrero. 2020 (8.19 minutos) Javier Valdés Gómez

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=0fUIHI83XEc>

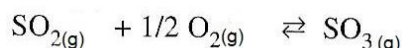
3. **Modificando el volumen del sistema.** Los cambios en el volumen de un sistema gaseosos provocan una variación inversa de la presión total, que también modifican las presiones parciales de todos los gases presentes. El equilibrio se verá afectado dependiendo de la variación del número de moles gaseoso definidos por el parámetro n , y la respuesta del sistema en equilibrio dependerá del signo de dicho parámetro, como se describe en la siguiente tabla.

Tabla para predecir el sentido de desplazamiento del equilibrio en sistemas gaseosos al variar Volumen y número de moles a Temperatura constante.

$\Delta n < 0$ (disminuye el número de moles gaseosos)	Si disminuye el volumen (<i>aumenta la presión total</i>) \Rightarrow El equilibrio se desplaza a la derecha
	Si aumenta el volumen (<i>disminuye la presión total</i>) \Rightarrow El equilibrio se desplaza a la izquierda
$\Delta n > 0$ (aumenta el número de moles gaseosos)	Si aumenta el volumen (<i>disminuye la presión total</i>) \Rightarrow El equilibrio se desplaza a la izquierda
	Si disminuye el volumen (<i>aumenta la presión total</i>) \Rightarrow El equilibrio se desplaza a la derecha
$\Delta n = 0$ (no varía el número de moles gaseosos)	Tanto si aumenta o disminuye el volumen (y, por tanto, la presión) \Rightarrow El equilibrio no se ve afectado

Referencia: García Campaña-Luis Cuadros Rodríguez(2004) Introducción al equilibrio químico. Base Universitaria.

Considerando la reacción en equilibrio cuya ecuación química:



¿Qué ocurrirá con la cantidad de SO_3 si se reduce el volumen?

$$\Delta n = \sum n_{\text{prod.}} - \sum n_{\text{reac.}} = 1 - 1.5 = -0.5$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]^{1/2}} = \frac{\frac{n_{\text{SO}_3}}{V}}{\frac{n_{\text{SO}_2}}{V} \cdot \left(\frac{n_{\text{O}_2}}{V}\right)^{1/2}} = \frac{n_{\text{SO}_3}}{n_{\text{SO}_2} \cdot n_{\text{O}_2}^{1/2}} (V)^{1/2}$$

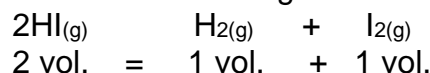
En el equilibrio se cumple que:

Si el volumen disminuye, el término $V^{1/2}$ se reduce y, como consecuencia, el primer término debe aumentar en su conjunto a fin de que el producto de ambos siga siendo constante. Para ello, el número de moles de SO_3 debe aumentar, mientras que los moles de SO_2 y O_2 disminuirán, con lo que se favorece que aumente la cantidad de SO_3 en el equilibrio.

Obsérvese que se llega a la misma conclusión a partir de **esta tabla**. Si disminuye el volumen ($\Delta n = -0.5$) el equilibrio se desplazará a la derecha.

La presión no afecta al valor de K_c o K_p pero si al de K_x (donde X es fracción molar). Para las *reacciones de equilibrio de estado sólido o líquido homogéneo*, un cambio de presión tiene poco o ningún efecto sobre el punto de equilibrio. Esto se debe a que tanto los líquidos como los sólidos son relativamente incompresibles y por lo tanto, sólo se ven afectados en forma ligera por los cambios de presión; sin embargo, *en los gases, que si se pueden comprimir*, un cambio de la presión podría causar una variación en el punto de equilibrio.

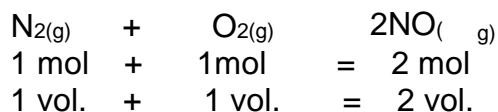
Por ejemplo, la siguiente ecuación en fase gaseosa es la disociación de HI:



De acuerdo con el **principio de Le Chatelier**, un aumento de presión, significa disminuir el volumen del sistema gaseoso, ocasionará un cambio de equilibrio que tenderá a contrarrestar el efecto del incremento de presión.

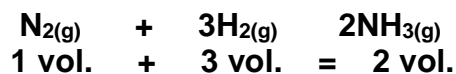
En este ejemplo el número de moles de **HI** es igual a la suma del número de moles de **H₂** y **I₂**, por lo que los reactivos y productos tienen el mismo volumen molar, y cualquier cambio de presión no afectará al equilibrio. De acuerdo a la tabla anterior ($\Delta n = 0$), el equilibrio no se ve afectado.

En la reacción para la formación del óxido nítrico:



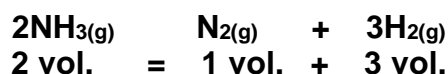
Tampoco afectan los cambios de presión en los reactantes, entran dos volúmenes y salen como productos dos volúmenes; 2 vol. = 2 vol. (($\Delta n = 0$))

Para la reacción directa del amoníaco:



Un aumento de presión obviamente tiende a disminuir el volumen del sistema, y en este caso el equilibrio se desplaza a la derecha, es decir, al aumentar la presión se favorece la reacción en esa dirección, 4 vol. → 2 vol. (($\Delta n = -2$)) es decir $\Delta n < 0$, con la tabla, el equilibrio se desplaza a la derecha.

Ahora veamos la reacción inversa:



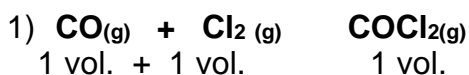
Aquí se puede observar que entran dos volúmenes de reactivos y salen como productos un total de cuatro, por lo tanto los aumentos de presión en este caso, nunca provocarán que el equilibrio se desplace a la derecha, *porque el volumen molar **no** tiende a disminuir*; 2 vol. → 4 vol. ($\Delta n = 2$), por tanto, $\Delta n > 2$

Otros ejemplos con las siguientes reacciones homogéneas:

Dada la ecuación química de una reacción, verificar el número de moles de reactantes y productos, para después tener el total al inicio y al final en términos de volumen, considerando un sistema elástico en equilibrio, predecir los desplazamientos, de acuerdo a:

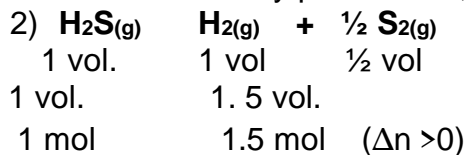
Recordemos la ley de Robert Boyle de los gases ideales; “la presión aplicada sobre un volumen de gas es inversamente proporcional a la presión”.

Disminución de presión (Aumento de volumen)	Aumento de presión (Disminución de volumen)
--	--



2 volúmenes de gas reactantes mayor que 1 volumen de producto gaseoso.

En esta reacción de síntesis, entran 2 volúmenes de reactantes y tenemos uno como producto, en el equilibrio si aumentamos la presión al sistema de la reacción, ésta tiende a disminuir el volumen y por lo tanto, la reacción, se desplaza **a la derecha**.



En ésta reacción de descomposición al balancearla, entra 1 mol (1vol.) de reactante y salen en total 1.5 mol (1.5 vol.), si aumentamos la presión al sistema disminuye el volumen y el equilibrio se desplaza a la izquierda.

Se desplaza

En los equilibrios en disolución tiene muy poco efecto una variación de presión dado que la modificación de volumen en la reacción es despreciable; sin embargo, en equilibrios en fase gaseosa, o cuando alguno de los reactivos o productos es un gas, una variación de presión puede modificar sustancialmente la constante de equilibrio:

Un aumento de presión desplaza el equilibrio en el sentido de disminuir el volumen del sistema, y viceversa. Por ejemplo, en la descomposición del CaCO_3 el volumen de los productos de reacción (debido al CO_2) es mucho mayor que el del carbonato, sólido; por consiguiente, **un aumento de presión desplaza el equilibrio de derecha a izquierda**. Inversamente, una disminución de la presión favorece la descomposición del CaCO_3 .

La modificación de la temperatura afecta a un proceso químico dependiendo del balance calorífico de la reacción. En las reacciones endotérmicas el aumento de temperatura favorece el desplazamiento de la reacción, mientras que una disminución de la misma disminuye la extensión de la reacción.

Semejantes consideraciones pueden hacerse cuando se produce una disminución de temperatura; se favorecen las reacciones exotérmicas y se entorpecen las endotérmicas (F. Burriel Martí, 2013).

Cuestionario número 8.

1. Para el siguiente equilibrio en fase gaseosa:



Explique el efecto de la distribución de la materia cuando

- a) aumenta la temperatura
- b) aumento de presión al sistema
- c) es mayor la concentración de Cl_2
- d) es mayor la concentración de PCl_5
- e) la presencia de un catalizador.

Referencia: SERIE SCHAUM, Química General, Cap. 15. P. 200. McGraw-Hill

1. En los equilibrios químicos se cumple:

- a) Las constantes K_c y K_p dependen de la temperatura.
- b) La presión siempre influye sobre el equilibrio químico.
- c) Para las reacciones entre los gases K_c y K_p son iguales.
- d) El grado de disociación es el tanto por ciento de moles que se disocian.

2. Sobre el equilibrio:




- a) Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- b) Si disminuye la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- c) Si disminuye el volumen el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- d) Al aumentar la presión parcial de SO_3 el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

(1 a. 2 b y c.)

Para reforzar:

Video de you tube. Qc, COCIENTE DE REACCIÓN, hacia donde se desplaza la reacción (Equilibrio químico). 28 oct. 2018. Amigos de la química.

 https://www.youtube.com/watch?v=vmZ5x0V_ecQ (observar la explicación de este último ejemplo, y argumentar en clase)



Sugerimos al profesor un ejemplo de reacción heterogénea para explicar a los estudiantes que la constante de equilibrio sólo se calcula con la concentración o presión parcial de los reactivos o productos gaseosos.

Equilibrio de reacciones heterogéneas

Para la reacción a 900°C se tiene el equilibrio:



Tanto el carbonato de bario como el óxido de bario son sólidos y ocuparán únicamente una parte pequeña del volumen total.

La constante de equilibrio es: ►

$$K = \frac{[\text{BaO}][\text{CO}_2]}{[\text{BaCO}_3]}$$

En este caso el BaCO_3 y el BaO son sólidos puros y sus concentraciones son constantes y no se modificaran, por lo tanto:

$$K = [\text{CO}_2]$$

En el equilibrio la concentración del CO_2 es constante y no depende de las cantidades de BaO y BaCO_3 en el recipiente que los contiene.

En este tipo de equilibrio las **concentraciones** de los sólidos y líquidos puros se determinan a partir de su densidad, siendo constantes del volumen del recipiente, por lo tanto sus **concentraciones se omiten en la expresión de K**, y se escribe la forma más simple que incluya sólo las concentraciones que puedan ser cambiadas.

Se forma óxido cálcico cuando el CaCO_3 se quema en el aire. En gran escala se produce calentando caliza en grandes hornos de cal llamadas también caleras:



La reacción es reversible, como indica la ecuación. Se alcanza el equilibrio cuando en contacto con la caliza y la cal existe una determinada concentración o presión parcial de CO_2 .

Temp. En °C	500	600	700	800	900	1000
Presión (mm)	0.11	2.35	25.3	168	773	2710

La Regla de fases de Gibbs: $P + F = C + 2$

$F = 3 - 2 + 2 = 3$ grados de libertad o variable a controlar; la presión, temperatura y concentración

<https://www.uam.es/docencia/labvformat/labvformat/practicas/practica1/gibbs.htm>

La presión de equilibrio se llama “**presión de descomposición**” del carbonato cálcico. Si a cualquier temperatura la presión parcial del gas es inferior a la de equilibrio, se descompondrá la caliza para incrementar dicha presión al valor de equilibrio.

En cambio, si la presión parcial es superior a la de equilibrio, la cal se combinará con el dióxido de carbono para formar el carbonato, y la presión descenderá al valor del equilibrio (Babor- Ibarz, 1980).

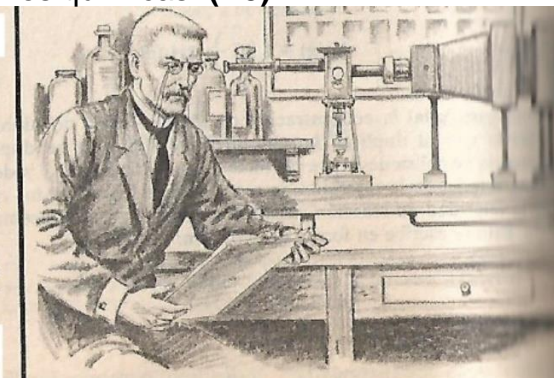
A9. (C, H) El estudiante predice hacia donde se desplaza el equilibrio, con ayuda del, principio de Le Chatelier, al analizar cambios en variables, como la presión, la temperatura o la concentración de algunas reacciones químicas. **(N3)**

Henry Louis Le Chatelier
(1850-1936)

Henry Le Chatelier inició su carrera profesional como Ingeniero de minas antes de ser profesor de química. Sin embargo, su experiencia como Ingeniero orientó sus Investigaciones científicas.

Su más grande contribución científica fue el principio del equilibrio. Este principio, comúnmente conocido como Principio de Le Chatelier, establece que si un sistema en equilibrio estable se somete a una acción, el equilibrio se desplazará para contrarrestar la acción.

En otros campos, inventó el termopar platino-rodio para medir temperaturas elevadas, diseñó un microscopio especial para el estudio de los metales e inventó nuevos abrasivos para pulir las superficies metálicas por examinar.



✓ Estrategia 4



En actividad grupal los estudiantes exponen su investigación del proyecto planteado al inicio de la unidad (tiempo 2 horas).

¿Cuáles son los beneficios o perjuicios de promover la eficiencia en los procesos industriales?

Introducción

El campo de la industria química se encarga de realizar las transformaciones físicas y químicas a que se someten las materias primas para obtener productos y servicios útiles al hombre; estudia también la forma en que se pueden elaborar esas transformaciones mediante un proceso de transformación eficiente, así como el diseño y la especificación de los equipos y aparatos con los cuales pueden llevarse a cabo esas transformaciones y la mejor manera de manejarlos y controlarlos.

Para esto, la industria química se basa en los conocimientos que aportan la Física, la Química, las matemáticas y en especial la Fisicoquímica. La toma de decisiones, sin embargo, requiere además la utilización de conocimientos humanísticos, de gerencia, economía y administración, para que la realización de estudios previos de factibilidad económica conduzcan a la consecución de soluciones óptimas no sólo desde el punto de vista técnico, sino también socioeconómico.

Eficiencia de los procesos industriales

Durante la planeación de un proceso, los ingenieros químicos junto con otros similares y científicos deben definir el problema, determinar el objetivo, considerar las limitaciones de tiempo,

materiales y costo, diseñar y desarrollar la planta de proceso.

Una vez instalado el proceso los ingenieros químicos permanecen en la planta para supervisar y administrar la operación, así comparar y asegurar el control de calidad y el mantenimiento de la producción y también para futuros aumentos en capacidad y la incorporación de nuevos equipos para el proceso instalado (Valiente Antonio, 1986).


En una planta de industria química, siempre se busca mejorar el rendimiento de la reacción, por lo que los expertos en procesos son **quienes llevan el control de:**

Temperatura, presión, cantidad de sustancia, volumen, área de contacto, grado o pureza de la materia prima, calor de reacción (ΔH) y los catalizadores idóneos para aumentar la rapidez de reacción. Todas estas variables termodinámicas y cinéticas son prioritarias para una mejor eficiencia o rendimiento de la reacción, de esta manera lo que se pretende siempre es disminuir el factor económico y lograr la **rentabilidad** del proceso a grande escala.

Video de you tube (para reforzar la temática)

RENDIMIENTO O EFICIENCIA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Se estrenó el 14 mar. 2020. 17.57 minutos

 https://www.youtube.com/watch?v=__o5K-VgKAM

Ejemplo de cálculo químico, reacción de cromo con suficiente oxígeno y fluoruro de calcio con ácido sulfúrico, para exponer en clase y argumentar.

Por ciento de rendimiento en el mercado

Para competir, los fabricantes deben reducir el costo de elaboración de sus productos al mínimo a nivel posible. El porcentaje de rendimiento es importante en el cálculo de la efectividad del costo total en los procesos industriales.

Recordar que el H_2SO_4 es materia prima de fertilizantes, detergentes, pigmentos y textiles. Su costo afecta el, costo de muchos de los artículos que el consumidor utiliza cada día.

El proceso de dos pasos denominado proceso de contacto es el que generalmente se utiliza en la fabricación del H_2SO_4 . Con el tiempo, este proceso ha sido mejorado por los ingenieros químicos buscando el máximo rendimiento del producto y, al mismo tiempo, cumpliendo con las normas ambientales respecto a la limpieza del aire.

- El primer paso la combustión del azufre, produce un rendimiento de casi 100%
- El segundo paso también produce un alto rendimiento si se utiliza un catalizador a una temperatura relativamente baja de 400°C . En estas condiciones la reacción es lenta; aumentar la temperatura acelera la reacción, pero disminuye el rendimiento.

Para maximizar el, rendimiento y minimizar el tiempo en el segundo, paso, los ingenieros químicos han diseñado un sistema en el cual los reactivos, O_2 y SO_3 se pasan por un catalizador a 400°C , Debido a que la reacción libera gran cantidad de calor, la temperatura aumenta gradualmente con una reducción en el rendimiento.

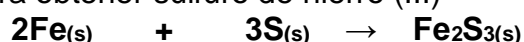
Por tanto, cuando la temperatura llega a unos 600°C , la mezcla se enfría y luego se pasa de nuevo por el catalizador. Después de cuatro pasadas por el catalizador, dejando enfriar entre cada una, se da un rendimiento mayor de 98%.

Este procedimiento de 4 pasadas maximiza el rendimiento a temperaturas cercanas a 400°C , y utiliza el modesto incremento de temperatura para aumentar la rapidez y minimizar el tiempo (Dingrado-Gregg-Hainen-Wistrom, 2002; sección 12.4).

Cuestionario número 9.

► Pensamiento crítico.

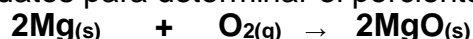
En un experimento debes combinar hierro con un exceso de azufre y calentar la mezcla para obtener sulfuro de hierro (III)



¿Cuál información experimental debes recolectar para calcular el porcentaje de rendimiento de esta reacción?

► Interpretación de datos.

2. Utiliza los datos para determinar el porcentaje de rendimiento de la siguiente reacción.



En exceso de oxígeno

Datos de la reacción

Masa del crisol	35.67 g
Masa del crisol + Mg	38.06 g
Masa de Mg	
Masa de crisol + MgO	39.15 g
Masa de MgO	

Las reacciones ácido-base son las que usa la industria química para obtener los fertilizantes.

Los abonos nitrogenados que es conveniente producir:

Entre los abonos sólidos el estudiante mencionará las sales nitrogenadas: sulfato de amonio, nitrato de amonio, el nitrato de sodio y el nitrato de calcio (el nitrato de potasio y los fosfatos de amonio son abonos compuestos) Se utilizan también la diamida del ácido carbónico, la carbamida (urea).

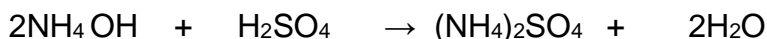
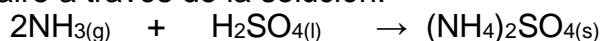
Sulfato de amonio

El $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ fue el primer fertilizante sintético que se produjo en el mundo, su empleo se remonta a finales del siglo XIX.

En México este fertilizante lo empezó a producir GUANOMEX en Cuautitlán, Estado de México. Esta sal es casi exclusiva como fertilizante; es el que contiene menor cantidad de nitrógeno, aunque también se puede utilizar en el tratamiento del agua, en la industria del curtido de pieles y en la elaboración de pilas secas. En el proceso seleccionado se emplean como materias primas el ácido sulfúrico y el amoníaco anhidro.

El amoníaco gaseoso es introducido en un recipiente cilíndrico vertical, cuya sección inferior tiene forma de cono invertido (utilizado como catalizador), que contiene ácido sulfúrico entre el 30 y 50%.

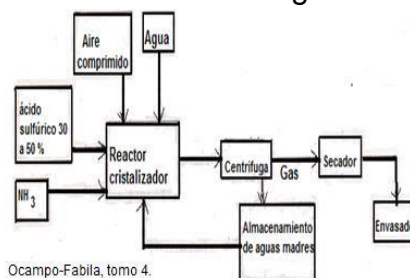
La cristalización es la operación primordial en el proceso. Se forman núcleos cristalinos en una solución sobresaturada de sulfato de amonio y se dejan crecer los cristales hasta el tamaño requerido, la proporción de los cristales puede guardarse por medio de burbujeo de aire a través de la solución.



Los cristales del sulfato de amonio se separan por medio de una centrifugación continua de donde pasan al secador rotatorio, se tamizan y se envasan en sacos; se pueden vender así o a granel.

El proceso es continuo y combinan las **operaciones unitarias** físicas de evaporación, cristalización y secado.

Se le proporciona al cristalizador un flujo de aire comprimido que permite una temperatura de 65 a 68°C (Ocampo-Fabila, tomo 4).

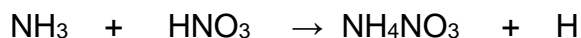


Ocampo-Fabla, tomo 4.

Diagrama de bloques del proceso para la obtención industrial del sulfato de amonio.

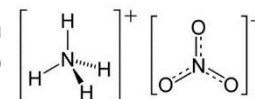
Nitrato de amonio

A primera vista la realización de la reacción y la obtención del nitrato de amonio sólido no presenta ninguna dificultad y no está relacionada con la resolución de cualquier problema complicado:



Esta opinión puede formarse también porque el estudiante conoce las reacciones de neutralización, y ha desarrollado esta reacción precisamente, obteniendo sin ninguna dificultad el nitrato de amonio sólido. Sin embargo, la opinión es errónea. Argumentamos

algunos hechos de la historia de producción y empleo del nitrato de amonio.



Primeramente la atención de todo el mundo fue atraída a las propiedades del nitrato de amonio, $\text{NH}_4(\text{NO}_3)$ poco después de la primera guerra mundial, cuando como resultado de una potente explosión de su gran cantidad acumulada para aquel período en una de las fábricas alemanas perecieron muchas personas y fueron dañados muchos edificios dispuestos a varios kilómetros del almacén del salitre. No hay datos bastante seguros sobre la causa de la explosión, pero se puede suponer que fue provocada por la acción de un fuerte detonador.

Durante la segunda guerra mundial las bombas de aviación tenían como relleno, entre otros explosivos, el “**amotol**” la mezcla de trinitrotolueno y de salitre amoniacal.

Por consiguiente, el abono que se produce y se emplea en todo el mundo en cantidades de decenas de millones de toneladas anualmente, en determinadas condiciones representa un explosivo o un componente de tales sustancias, lo que, como es natural, provoca la necesidad de aplicar medidas preventivas. El salitre amoniacal se almacena y se transporta en bolsas o sacos de papel.

¿Qué puede suceder al descargarlo de estas bolsas?

Al parecer nada peligroso. Pero en la realidad, estas bolsas o sacos presentan gran peligro, ya que pueden servir de causa de incendios. Impregnados de salitre, pueden encenderse por sí mismos bajo la acción de los rayos del sol.

Espantados por la explosión, a la que nos referimos antes, el área de la ingeniería química ha diseñado instalaciones para la producción del salitre amoniacal con la **evacuación del calor de la reacción**. En el **reactor** químico se emplazaban los tubos del refrigerador de agua y se tomaban otras medidas para que la temperatura en el reactor no superase 60°C (Epshtein D.A., 1998).

¿De qué concentración es racional utilizar el ácido nítrico para la producción del salitre amoniacal?

Como se sabe, las soluciones diluidas de ácido nítrico se producen de diferente concentración. Es mejor aplicar ácido al 60% o de mayor concentración que al 50%, puesto que en el primer caso hace falta evaporar menos agua.

¿Es conveniente realizar la neutralización del ácido nítrico por medio de amoníaco a presión elevada?

Al parecer, no hay necesidad de aplicar una presión elevada en comparación con la atmosférica, ya que la reacción es irreversible y su rapidez es grande a presión ordinaria (Epshtein D.A. (1998).

La obtención de la carbamida

Aunque el método de su síntesis fue descubierto por el científico ruso A.I. Bazárov ya en 1868, la primera instalación industrial fue construida en 1922, y en 1950 en todo el mundo se produjo más de 0.5 millones de toneladas de carbamida.

Para la síntesis de la carbamida en las fábricas de amoníaco hay bastante materia prima: junto con el amoníaco se obtiene como producto secundario el dióxido de carbono siendo que durante la transformación del gas natural por tonelada de NH_3 se obtiene 0.85 toneladas de CO_2 . Este último es mucho más barato que el ácido nítrico necesario para la producción del salitre amoniacal.

La causa del desarrollo lento de la producción de la carbamida reside en que durante un largo periodo no se logro crear métodos satisfactorios de la síntesis y el costo de producción del nitrógeno en la carbamida resultó varias veces mayor que el salitre amoniacal.

Ejercicio de cálculo químico.

- ❖ ¿Qué cantidad de amoníaco puede transformarse en carbamida si se utiliza todo el CO_2 que se obtiene de la fábrica de amoníaco?

Solución:

Por cada 0.85 toneladas de CO_2 , de acuerdo con la ecuación, es necesaria la siguiente cantidad de NH_3 :



$$0.85 (34)/44 = 0.66$$

Es decir el 66% de amoníaco se puede transformar en carbamida.

- ❖ Calcular qué cantidad de amoníaco y de CO_2 se consumen para la obtención de la urea si el rendimiento práctico es igual al 93%.

Solución:

El consumo estequiométrico del NH_3 por cada 1000 Kg de carbamida es:

$$2(17)(1000) / 60 = 566.7 \text{ kilogramos}$$

El consumo estequiométrico del CO_2 es:

$$44(1000)/60 = 733.3 \text{ Kilogramos}$$

Teniendo en cuenta las perdidas el consumo del amoníaco es:

$$\text{NH}_3 \text{ consumo } 566.7/0.93 = 609.35 \text{ kilogramos}$$

El consumo del CO_2 teniendo en cuenta las pérdidas es:

$$733.3/0.93 = 788.49 \text{ kilogramos.}$$

Cuestionario número 10.

- ¿Cuál es el pH de una solución 0.075 M del ácido fuerte HNO_3 ? **Res. 1.12**
- Para cada una de las reacciones en fase gaseosa siguientes, indicar la dirección en la cual se desplazará el equilibrio cuando se agrega energía calorífica:
 - $\text{C(s)} + \text{CO}_2(\text{g}) + 41 \text{ Kcal} \rightleftharpoons 2\text{CO(g)}$
 - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl(g)} + \text{calor}$
 - $4\text{HCl(g)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O(g)} + 2\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{calor}$
 - $\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(g)} + \text{CO(NH}_2)_2(\text{s}) + \text{calor}$
 - $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{calor} + \text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$

3. En las siguientes tres ecuaciones químicas indicar la dirección hacia donde se desplaza el equilibrio durante la reacción, cuando:

- La presión aumenta.
 - El volumen aumenta.
- $\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(g)} + \text{CO(NH}_2)_2(\text{s})$
 - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl(g)}$
 - $\text{SiF}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{SiO}_2(\text{s}) + 4\text{HF(g)}$

9.*Sobre la entalpía se puede afirmar:

- Es una función de estado.
- Mide irreversibilidad de un proceso.
- Si disminuye el proceso es espontáneo.
- Su variación determina el calor de reacción a presión constante.

10.*¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son incorrectas?

- Los catalizadores no modifican el equilibrio.
- La rapidez de una reacción depende de su energía de activación.
- El catalizador permite que se forme un complejo activado distinto.
- Al aumentar la temperatura aumenta la constante de rapidez de la reacción.

11.*¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- Las entalpías de enlace son siempre positivas.
- El número de moles no influye en el calor de reacción.
- La entalpía normal de formación de un compuesto gaseoso es cero.
- El calor de reacción depende únicamente del estado inicial y final y no del camino seguido de la reacción.

Respuestas: 9)* a y d 10)* ninguna 11)* a y c (García Pérez, tema 5)

La química, ¿Tiene que ver contigo?

Desde la antigüedad los seres humanos han investigado las sustancias naturales que se emplean en sus diversas actividades.

Actualmente son incontables los procesos químicos que se llevan a cabo para transformar materias primas en elementos de uso cotidiano, drogas y artículos industriales.

Gracias a estudios hechos sobre algunos procesos químicos, hemos podido avanzar y progresar. Este tipo de estudios ha generado campos de trabajo como la bioquímica, la medicina, la microbiología, la biotecnología, la química ambiental, la ingeniería forestal, etcétera. Por lo que día a día hemos ido comprendiendo la importancia de la química para nuestra propia existencia.

Impacto ambiental y socioeconómico de los procesos industriales

Dentro de los Grandes Temas Ambientales parece oportuno analizar el surgimiento y la evolución de las industrias químicas. Muchas veces se asocia a la industria química con la contaminación, especialmente cuando se tiene en cuenta que las materias primas de la industria química provienen de las industrias extractivas: minería, y petróleo y gas. En esta información haremos algunas precisiones sobre la evolución histórica de las industrias químicas, y cómo fue cambiando su impacto ambiental; ello tal vez permita vislumbrar qué nuevos problemas pueden aparecer en el futuro.

Las actividades de la industria pesada se centran en la extracción de materias primas (básicamente minería metalífera y no metalífera, y petróleo) para su transformación en bienes útiles para la humanidad.

La minería no metalífera explota rocas de aplicación, que alimentan la industria de los materiales de construcción y las piedras ornamentales. De las canteras se extrae piedra caliza, y la industria pesada asociada es muy especialmente la de la cal y el cemento. La piedra caliza es también un insumo esencial en algunas industrias químicas pesadas, centralmente para la manufactura de soda Solvay. Entran dentro de esta categoría también las explotaciones de salares, la obtención de cloruro de sodio y carbonato de litio.

La minería metalífera provee especialmente los insumos para la industria pesada siderúrgica que produce todo tipo de metales ferrosos y no ferrosos. La extracción de petróleo y gas provee los insumos para la industria pesada petroquímica, las refinerías de petróleo que producen insumos para plásticos, agroquímicos, productos farmacéuticos, etc.

Las industrias químicas transforman materias primas extraídas por el hombre, y por lo tanto se nutren fuertemente de la extracción de petróleo y gas y de la minería metalífera y no metalífera. Una clase importante de sustancias sintetizadas son los productos químicos básicos, que se manufacturan en grandes cantidades y se comercializan como **commodities**.

Dentro de estos los compuestos inorgánicos más importantes son el ácido sulfúrico y sus derivados, el amoníaco y sus derivados, el cloro y sus derivados, el carbón y varios carbonatos, el ácido nítrico, el ácido fosfórico, el oxígeno y el agua oxigenada, y el dióxido de titanio.

(Se denominan commodities a productos básicos y genéricos con bajo nivel de diferenciación que se negocian en los mercados mundiales como el *Chicago Board of Trade* (CBOT). Incluyen a granos y otros productos agrícolas, carnes, petróleo y combustibles fósiles, y productos químicos básicos).

Otras *commodities* importantes son los fertilizantes y los plásticos.

Además de los productos químicos básicos, se manufacturan también una gran variedad de sustancias químicas destinadas a:

- atención de la salud (industria farmacéutica),
- agroquímicos (fertilizantes y plaguicidas),
- consumo personal y del hogar (productos de limpieza hogareña, artículos de tocador, cosméticos, etc.)
- especialidades químicas (*specialties*). Son sustancias para un uso determinado y preciso, como catalizadores, recubrimientos, materiales electrónicos, nanomateriales para diversos usos, etc. Tienen mayor valor agregado que los productos químicos básicos y su fabricación implica muchas veces el dominio de tecnologías avanzadas.

La industria química pesada genera grandes cantidades de residuos, como veremos más adelante. El control de la contaminación asociada pasa entonces por dos estrategias:

- A. Paliativa: se controlan adecuadamente los residuos, previniendo su dispersión en el ambiente, Para ello se los contiene y se los procesa antes de su descarga final. En el caso de la industria minera, es común el uso de diques de cola, en los que se almacenan los líquidos residuales hasta que es seguro descargarlos. La ruptura de diques de cola ha causado accidentes con severas consecuencias ambientales: el caso del derrame de cianuro en Baia mar (Rumania) fue descrito en el artículo de M.A. Blesa, *Historia Natural y Cultural del Cianuro*, Ciencia e Investigación 2012, **60**, 21-42:
- B. Otra estrategia que puede calificarse de paliativa es la de descargar lentamente los contaminantes, para que los mismos se dispersen sin alcanzar concentraciones peligrosas; esta estrategia se aplica a las descargar de aguas contaminadas y de gases a la atmósfera, y tiene por supuesto fuertes limitaciones, como lo ilustra la tragedia de Minamata, descrita en el libro electrónico de M.A. Blesa y G.D. Castro, *Historia Natural y Cultural del Mercurio*, 2015, Editorial AAPC, ISBN 978-987-28123-3-1
- C. Preventiva: esta es la estrategia subyacente en lo que se ha dado a llamar *Química Verde*. Se busca desarrollar procesos que prescindan del uso de sustancias contaminantes, y se busca reciclar todos los productos para disminuir la cantidad y tipo de los que finalmente deben descargarse al ambiente (Miguel Angel Blesa. Instituto de investigación e ingeniería ambiental. Universidad Nacional de San

Martín, Argentina).



El control de la contaminación generalmente es un proceso costoso. Esto es cierto particularmente cuando una planta existente necesita ser modificada para reducir la cantidad de contaminación que libera. Actualmente, las plantas industriales se diseñan tomando en cuenta los niveles de contaminación.

La industria química debe tener mucho cuidado para que sus actividades no dañen el medio ambiente. Tres causas principales de preocupación son:

La proporción con que se usan las fuentes finitas, entre ellas los minerales y el petróleo.
La seguridad de todas las personas que trabajan en una planta o viven cerca de ella.
El control de la contaminación del aire, el suelo y el agua.

Residuos peligrosos

Las sustancias tóxicas, los carcinógenos y los teratógenos han hecho que el público se preocupe cada día más por los problemas relacionados con la presencia de residuos peligrosos en el ambiente.

Los residuos peligrosos pueden causar incendios o explosiones, contaminar el aire, los alimentos y el agua potable. Ocasionalmente, los residuos envenenan por contacto directo, sin embargo. En tanto continuemos consumiendo los productos que nuestra industria produce, tendremos que enfrentar el problema de los residuos peligrosos.

El primer paso para resolver cualquier problema es entender en que consiste. Un residuo peligroso es aquel que puede causar o contribuir a decesos o enfermedades, o que amenaza la salud humana o el medio ambiente cuando no se maneja correctamente. Por comodidad los residuos peligrosos se dividen en cuatro tipos; reactivos, inflamables, tóxicos y corrosivos.

Los residuos reactivos tienden a reaccionar de manera espontánea o vigorosa con el aire o el agua. Pueden generar gases tóxicos, como cianuro de hidrogeno (HCN) o sulfuro de hidrógeno (H_2S) o estallar al exponerse a choques o al calor. Por lo general los residuos reactivos se pueden desactivar antes de tirarse. El **Na** puede tratarse con isopropanol.

Residuos inflamables, son los que arden fácilmente al encenderse, por lo cual representan un peligro de incendio.

Los residuos tóxicos son los que contienen o liberan sustancias tóxicas en cantidades suficientes para representar un peligro para la salud humana o para el ambiente.

Los residuos corrosivos son los que requieren recipientes especiales porque corroen los materiales de los recipientes convencionales.

Los residuos ácidos se pueden neutralizar antes de desecharse y la cal es una base de bajo costo.

La mejor manera de manejar los residuos peligrosos es no producirlos. Varias industrias han modificado sus procesos para reducir al mínimo la cantidad de desechos. Algunos residuos pueden reprocesarse para recuperar energía o materiales. Los hidrocarburos empleados como disolventes se pueden purificar y reutilizar, o quemar como combustible. A veces los residuos de una industria pueden ser materia prima para otra. Por ejemplo, el HNO_3 residual de la industria de los metales se puede convertir en fertilizante.

Por último, si un residuo peligroso no se puede utilizar, incinerar ni tratar para reducir su peligrosidad, se debe almacenar en un tiradero seguro.

La tecnología actual para tratar los residuos orgánicos, incluso los compuestos clorados, es la incineración, a $1260^{\circ}C$ se logra una destrucción de más del 99.99%.

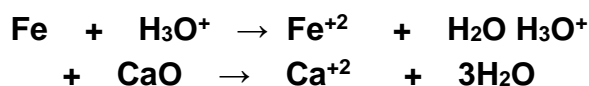
Las investigaciones han permitido identificar microorganismos que degradan los hidrocarburos como los de la gasolina. Otras bacterias, si reciben los nutrientes apropiados, pueden degradar los hidrocarburos clorados. Tal vez la biodegradación de los desechos sea el camino del futuro.

A diario crece la necesidad de decidir si los beneficios que obtenemos de las sustancias peligrosas compensan los riesgos que asumimos al usarlas. Muchas cuestiones relacionadas con las sustancias tóxicas son emocionales; casi todas las decisiones al respecto son políticas; pero las posibles soluciones a tales problemas están en el campo de la química (Hill-Kolb, 1999).

Esperamos que la química que has aprendido aquí te ayude a tomar decisiones inteligentes. Sobre todo, esperamos que sigas aprendiendo más acerca de la química durante el resto de tu vida, porque la química afecta casi todo lo que haces. Te deseamos éxito y felicidad, y que siempre encuentres placer en aprender (Álvarez Herrera Fco. Et-al, 2021).

Cuestionario número 11.

1. Las tres formas principales de tratar la contaminación de una planta industrial son:
Tratamiento químico.
Reciclaje.
Dispersión.
¿Cuáles son las ventajas y las desventajas de cada método?
2. Clasifica los residuos en corrosivos (c), inflamables (i), tóxicos (t) y reactivos (r)
Nitroglicerina (), Hexano (), Sodio (), HNO_3 (), Cloro (), Mercurio ()
3. Los ácidos no se pueden almacenar en tanques de acero porque reaccionan con el hierro. Balancea las siguiente dos ecuaciones químicas:



4. Responde con razonamiento crítico

- Un libro asegura que todos los compuestos de cloro son tóxicos y deben prohibirse.
- Un partidario de los alimentos naturales alega que no debe permitirse la venta de ningún alimento que contenga algún carcinógeno.
- Un anuncio publicitario implica que la rotenona es más segura que otros plaguicidas porque se obtiene de fuentes naturales.
- (para reforzar la temática)



<https://www.ecured.cu/Rotenona>

A10. El estudiante valora el proceso de obtención de un producto estratégico, desde la perspectiva de su impacto socioeconómico y ambiental en México para desarrollar su pensamiento crítico.



Evaluación

Para la evaluación del proyecto en **A10**, se propone una rúbrica centrada en la argumentación que justifique el control de las condiciones de reacción, en la expresión clara del impacto de la industria al ambiente y las medidas que exige la ley mexicana para preservarlo.



Svante August Arrhenius
(1859-1927)

Al principio, las brillantes ideas de Svante August Arrhenius fueron rechazadas por sus colegas. Su teoría de la disociación electrolítica o ionización casi ocasionó su expulsión como estudiante de la Universidad de Estocolmo. Arrhenius, a duras penas recibió su grado de doctor. El significado de su trabajo, según sus sinodales, no tuvo importancia.

Sin embargo, su perseverancia finalmente produjo sus frutos. Irónicamente, Arrhenius ganó el Premio Nobel con la teoría considerada como poco satisfactoria en su tesis doctoral.

Durante toda su vida, Arrhenius continuó investigando y publicando sus resultados sobre el comportamiento electrolítico de las soluciones. No obstante se interesó en otras áreas científicas; principalmente astronomía y bioquímica.

Smoot-Price. (1988) QUÍMICA. Un curso moderno. CECSA. España.



Sugerimos al profesor aplicar el siguiente cuestionario para verificar el logro del conjunto de aprendizajes en forma general para el control de su evaluación parcial permanente de los estudiantes.

Ejercicio para evaluar la unidad 3 de Química III.

Nombre del alumno _____ Grupo ____ Fecha _____

Escribe en el paréntesis la letra que corresponde a la respuesta correcta en cada una de las siguientes preguntas:

() 1. En las reacciones de neutralización se obtienen principalmente

- A) ácidos. B) hidróxidos. C) anhídridos. D) sales.

() 2. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de síntesis?

- | | | | | | | |
|------------------------------|---|---------------------------|--|----------------------------|---|---------------------------|
| A) CO (g) | + | $\text{H}_2\text{O (g)}$ | | $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ | + | $\text{H}_2 \text{ (g)}$ |
| B) $\text{N}_2 \text{ (g)}$ | + | $3\text{H}_2 \text{ (g)}$ | | $2\text{NH}_3 \text{ (g)}$ | | |
| C) $\text{CH}_4 \text{ (g)}$ | + | $2\text{H}_2\text{O (g)}$ | | $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ | + | $4\text{H}_2 \text{ (g)}$ |
| D) $\text{CH}_4 \text{ (g)}$ | + | $2\text{S}_2 \text{ (g)}$ | | $\text{CS}_2 \text{ (g)}$ | + | $2\text{H}_2\text{S (g)}$ |

() 3. El principio de Le Chatelier es muy importante a nivel industrial debido a que nos permite la manipulación de reacciones

- A) reversibles. B)
exotérmicas. C)
balanceadas. D)
colorimétricas.

() 4. La energía mínima necesaria que se debe suministrar para iniciar una reacción química es la

- A) combustión.
B) activación.
C) formación.
D) ionización.

() 5. ¿Cuáles de las siguientes reacciones son exotérmicas?

- | | | | | | | |
|-------------------------------|---|----------------------------|--|--|--|----------------------------------|
| A) 8C (s) | + | $2\text{S}_8 \text{ (ac)}$ | | $8\text{CS}_2 \text{ (g)}$ | | $\Delta H = + 27500 \text{ cal}$ |
| B) $2\text{SO}_2 \text{ (g)}$ | + | $\text{O}_2 \text{ (g)}$ | | $2\text{SO}_3 \text{ (g)}$ | | $\Delta H = - 46980 \text{ cal}$ |
| C) $\text{H}_2 \text{ (g)}$ | + | $\text{O}_2 \text{ (g)}$ | | $2\text{H}_2\text{O (g)}$ | | $\Delta H = - 44126 \text{ cal}$ |
| D) C (s) | + | $\text{H}_2\text{O (líq)}$ | | $\text{CO (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ | | $\Delta H = +31382 \text{ cal}$ |
| A) a y d. | | B) a y c. | | C) b y c. | | D) b y d E) a y b. |

() 6. De las siguientes afirmaciones una es la correcta:

- A) Las sales disueltas en agua no se disocian.
B) El amoníaco es un buen disolvente de compuestos iónicos.
C) El producto de solubilidad es independiente de la temperatura.
D) El producto de solubilidad se aplica a todo tipo de disoluciones.

() **7. La temperatura incrementa la velocidad de una reacción debido a que**

- A) se incrementa la energía cinética de las moléculas por lo que disminuye el número de choques.
- B) se modifica el número de choques, por lo tanto no hay cambio en el número de choques.
- C) disminuye la energía cinética de las moléculas por lo que aumenta el número de choques.
- D) se incrementa la energía cinética de las moléculas por lo que aumenta el número de choques.

() **8. Para determinar la constante de equilibrio de una reacción, se debe dividir las concentraciones de los productos entre las concentraciones de los reactantes elevados a la potencia que representan los coeficientes de la ecuación química balanceada. Este procedimiento obedece a la ley de**

- A) acción de masas.
- B) gravitación universal.
- C) proporciones múltiples.
- D) conservación de la materia.

() **9. En los cálculos de pH y de la constante de equilibrio, las unidades de concentración se deben expresar en:**

- A) g / L B) g / mol C) g / s D) mol / L

() **10. Al hacer reaccionar el P_2O_5 con tres moles de agua se obtiene el;**

- A) H_3PO_4 B) $H_4P_2O_7$ C) H_3PO_3 D) HPO_3

El ácido es muy útil en el laboratorio debido a su resistencia a la oxidación, a la reducción y a la evaporación. Entre otras aplicaciones, se emplea como ingrediente de bebidas no alcohólicas, como pegamento de prótesis dentales, como catalizador, en metales inoxidables y para fosfatos que se utilizan, como ablandadores de agua, fertilizantes y detergentes.

() ***11. Sobre el amoníaco se puede afirmar:**

- A) Su molécula es apolar.
- B) Su molécula es tetraédrica.
- C) Es un compuesto metálico.
- D) Sus moléculas están unidas por enlaces de hidrógeno.

() ***12. Indica cuales de las siguientes afirmaciones son correctas:**

- A) La precipitación fraccionada tiene gran interés en análisis químico.
- B) Por efecto de ion común disminuye la solubilidad de una sustancia.
- C) Al añadir amoníaco a una disolución de $AgCl$ se forma el ion $Ag(NH_3)_2^+$.
- D) Las precipitaciones que contienen un anión de ácido débil se disuelven en ácidos fuertes.

*Ver página 238

Fecha de entrega_____. Nombre del profesor_____

Bibliografía básica

1. Álvarez Herrera, Álvarez Hernández- Dzul V., Dzul J., Román P. (2015) **Guía para el profesor de Química III. México. CCH Oriente**. UNAM. México.
2. Babor- Ibarz (1980). **QUÍMICA GENERAL MODERNA**. Capítulos 20, 21, 28, 30 31, 32, 33, y 34. Ed. Nacional. España.
4. Bello Garcés S. (2008). **Hacia un cambio conceptual en el enlace químico**. UNAM. México.
5. Burriel Martí. Thomson. **Química analítica**. pp. 33. LIMUSA.
6. Burns A. Ralph (1996). **Fundamentos de QUÍMICA**. Capítulo 16, reacciones de metales anfóteros con base fuerte y ácido fuerte. 2/Ed. Pearson Educación.
7. Burns A. Ralph (2013). **Fundamentos de QUÍMICA**. Pearson.
8. Brown-LeMay-Bursten(1998). QUÍMICA. **La ciencia central**. Capítulo 23. Prentice Hall. México.
9. Dillard- Goldeberg (1977). **QUÍMICA, reacciones, estructuras propiedades**. Fondo Educativo Interamericano. Bogotá-México.
10. Dingrando et-al (2002). QUÍMICA, materia y cambio. McGrawHill. Colombia.
11. Flores T. de L. (1990). **“QUÍMICA**. Capítulo 11: “Cinética química y equilibrio químico”. Publicaciones Cultural.
12. García Campaña et-al (2004). **Introducción al equilibrio químico**. ANAYA. México.
13. García Pérez, et-al (2000). **Química , teoría y problemas**. Alfaomega, Tébar. Madrid, España.
14. Guayasamin G. G.(1998). **Química una visión moderna**. LIMUSA. Capítulo 18
“reacciones Químicas”, “Teoría de las colisiones” y “Energía del estado activado”.
15. Gutiérrez Ríos. (2008). **Química inorgánica**. Editorial reverté, S.A.
16. Hein&Arena (2005). **Fundamentos de Química**. Thompson. México.
17. Chang R.- Goldsby Kenneth A. (2013). **Química**. Capitulo 21. Mc Graw Hill.
18. Hill-Feigl. **QUÍMICA Y VIDA**. (1997). Publicaciones Cultural, S.A. de C.V. Capitulo
10 “Ácidos y bases” pp. 237 y capitulo 11 “Más acerca de ácidos y bases”.
19. Hill-Kolb (1999). **Química, para el nuevo milenio**. 20-17 Octava edición. PEASRSON. México, Argentina.
20. Lewis –Guy Waller (2003). **QUÍMICA RAZONADA**. TRILLAS, CAPITULOS 3, 17.18, 20, 21 y 28.
21. Malone (2007). **Introducción a la química**. Limusa Wiley. 2ª ed. México.
22. Ocampo-Fabila. (2002). **Fundamentos de Química**, tomos 3 y 4. Fondo de la cultura económica. ESIQIE. México.
23. Vázquez- Castro (2007). **Química Preuniversitaria**. Santillana

Bibliografía complementaria

1. Alcantara Barbosa M. C. (1994). **Química de hoy**. Chancourtois. Mc Graw Hill.
2. Brent-Aliverti (1975). Los asombrosos secretos de la QUÍMICA. Editorial Novaro México, S.A.
3. Brescia-Arents (1990). Fundamentos de química. CESA. MÉXICO.
4. Birch Hayley (2020). 50 cosas que hay que saber sobre QUÍMICA. Paidós.
5. Carenas-Giner, et-al (2014). GEOLOGÍA. BACHILLERATO. Paraninfo.
6. Burton-Rout (2004). Química Orgánica y 237requipa237a. Mc Graw Hill. México.
7. Chris A. Clausen III, Guy Mattson (2004). Fundamentos de QUÍMICA INDUSTRIAL. LIMUSA. Capítulo 1: **LA INDUSTRIA QUÍMICA**. Páginas 17 a 21. Y capítulo 2, páginas 44 (Rendimiento de reacción) a 45.
8. **Curso Básico de Ciencias**, Unidades 8 y 9. S100. THE OPEN UNIVERSITY.
9. Chow Pangtay S. (1995). PETROQUÍMICA Y SOCIEDAD. La ciencia/39 desde México.
11. Dance Juárez Gianthonyde Jesus (2017). Evaluación del proceso de flotación en la planta concentradora xstrata tintaya S.A.
Universidad Nacional de San Agustín de Arequipa. Facultad de ingeniería de procesos escuela profesional de ingeniería metalúrgica. Arequipa-perú.
12. Duffó S. Gustavo (2005). Biomateriales 5. Eudeba. Buenos Aires.
13. Epshtein D.A. (1998). **QUÍMICA EN LA INDUSTRIA**. Editorial MIR MOSCÚ.
14. Garcían – López (2008). **EL MENTOR DE LA FISICA Y LA QUIMICA**. Obra de GRUPO OCEANO. Páginas 384 a 389. Año MMVIII. España.
15. García Bello Deborah (2016). TODO ES CUESTIÓN DE QUÍMICA. PAIDOS.
16. García Horacio/Irazoque Glinda (2002). **QUÍMICA 1, CIENCIAS NATURALES. SEP**. Colección DGETI. 4.1.1 La industria química, p p 118-121. México.
17. Garritz-Chamizo. QUÍMICA. ADDISON-WESLWEY IBEROAMERICANA. MÉXICO.
18. Gran enciclopedia de bolsillo (1995). Rocas y minerales. Central Hispana. TIEMPO
19. Herrera Canales Inés. **ARTES de México**. Número 86. Teléfono 55255905.
20. Huheey James E. (1985). **QUÍMICA INORGANICA**. Principios de estructura y reactividad. Segunda edición. Editorial Harla. México. Páginas 812 a 849. Temas: Fijación del nitrógeno, elementos esenciales, **problemas por la minería y el futuro**.
21. Ganuza J.L. (1991). **Química "Estequiometría"**, Schaum. "Rendimiento de una reacción" páginas 34-50. McGraw -Hill.
22. Sienko-Plane (1988). **Química (principios y aplicaciones)**. Mc Graw-Hill. Mexico.
23. Ocampo-Fabila (1991). Fundamentos de QUÍMICA 3 y 4. Publicaciones Cultural.
24. Nekrasov (1988). **QUÍMICA GENERAL** Editorial Mir. Traducido al español.
25. Porcel García Susana (2016) La química entre nosotros. Dirección general de divulgación científica. UNAM.
26. Ricart Joan et-al. (2014). **Desafío ecológico**. Primera edición. App Editorial.
27. SERIE SCHAUUM (1975). Química General, Cap. 15, página 200. McGraw-Hill.
28. Sherman A. (1999). Conceptos básicos de Química, p. 241. CESA. Impreso en México.
29. Smooth et-al (2007). **Mi contacto con la química**. Capítulo 7.11. McGrawHill. México.
30. Smoot-Price (1988). Química, un curso moderno. CECSA. España-Argentina.
31. Vilar Compte Ramón (2000). **"Catálisis: la magia de la química"** Capítulo 5. UNAM. Divulgación de la ciencia.

32. Villarreal E.-Bello S.(1975). **Electroquímica**. Parte 1. ANUIES. México.
33. Zumdahl (1992). Fundamentos de química. **Capítulo 10.5**. McGrawHill. México
34. Alboukrek Aarón (MMII). LAROUSSE. **Enciclopedia de las ciencias** Impreso en Colombia.

Cadenas productivas con ilustraciones en la Unidad 1: La industria química; factor de desarrollo.

35. Casanova, Ma. A. (1998). Evaluación, concepto, tipología y objetivos. En la evaluación educativa (pp. 67-101), México: SEP.]

Revistas de divulgación de la ciencia

1. Herrera Canales Inés. **ARTES de México**. Número 86. Teléfono 55255905
ARTES DE MÉXICO. UNA VISIÓN DE LA MINERÍA. No. 86
2. Folletos o lecturas con fines didácticos que hemos aportado al CCH para apoyar al programa de Q-III, elaborados en los años 1999 y 2000, puestos en práctica por más de cinco periodos.

Páginas de internet:

www.profeco.gob.mx

www.scribd.com/doc/5188560/capitulo-1-la-industria-quimica-en-Mexico

<http://198.139.13.10/industria/index.htm>

100cia. Química. Formulación de compuestos inorgánicos.

[fgonzalesh.blogspot.com/2011/01/contaminación-por-fertilizantes-un.html](http://fgonzalesh.blogspot.com/2011/01/contaminacion-por-fertilizantes-un.html)

<http://fdiazuceda.blogspot.mx/2017/03/tecnologia-industrial-i-tema-7-metales.html> (El blog del profesor Francisco Díaz Uceda).

<https://www.mclanahan.com/es/blog/4-datos-sobre-el-granate-que-podr%C3%ADan-sorprenderlo>. 25 de febrero de 2019.

Videos de you tube. Hacer un resumen y exponer en clase.

PREDICCIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS ¿QUÉ PASA SI COMBINO ESTO CON ESTO? | REACCIONES DE SUSTITUCIÓN. 8 marzo 2020

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=RX-Ve2Ym5SE>

Hidrógeno Desplazado por Metales. Serie de Actividad de los Metales. 7 oct. 2018

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=07IBxoOGLq4>

Ver video en you tube. Subido por ondacampus, 7 nov. 2011

OBTENCIÓN DE COBRE POR EL PROCESO DE CEMENTACIÓN

👉 <https://vimeo.com/31716199>

Video de you tube; <https://www.youtube.com/watch?v=MQ8bipwt0MQ>

REACTIVO LIMITANTE | Química Básica. 23 oct. 2017.

Video de you tube. Para argumentar y diseñar una actividad de medición de pH. Determinación del pH de soluciones. 13 diciembre de 2016. 12.01 minutos.

👉 <https://www.youtube.com/watch?v=0St3DbkJNWQ>

Video de you tube

Energía de enlace. 29 abr. 2015 ejemplo para el amoníaco. Argumentar en clase.

👉 https://www.youtube.com/watch?v=mThzU_M7ecw

Respuestas de las preguntas; 6. b) *11. d) y la *12. todas.

Fuente: García Pérez (2000) Química Teoría y problemas, temas 4 y 6.

PROYECTO DE ÁREA COMPLEMENTARIA 20-21. PLANTEL CCH-ORIENTE.
Coordinador; FRANCISCO ALVAREZ HERRERA.

Anexo 1

DIAGNÓSTICO INICIAL PARA EL CURSO DE QUÍMICA III

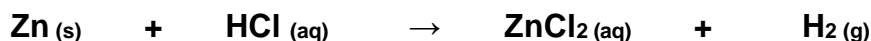
Nombre del alumno _____ Fecha _____ Grupo _____

Subraya la respuesta correcta.

1. **Una característica típica de las mezclas, es que se pueden separar por métodos:**
A) Químicos. B) Físicos. C) Biológicos. D) Bioquímicos.
2. **El aire de la ciudad de México se considera como:**
A) Compuesto. B) Mezcla. C) Elemento. D) Ninguna de las anteriores.
3. **El agua químicamente pura se clasifica como:**
A) Compuesto. B) Mezcla. C) Elemento D) Ninguna de las anteriores
4. **Una Característica muy importante de los compuestos, es que su composición es**
A) irregular de sus constituyentes.
B) variable de sus constituyentes.
C) fija y constante.
D) aleatoria.
5. **Una característica muy importante de los elementos que constituyen el universo, es que sus átomos deben ser:**
A) Diferentes. B) Mezclados. C) Isobaras. D) Iguales
6. **A la facilidad con la cual un metal reacciona se le conoce como:**
A) Anfótero. B) Pasivo. C) Activo. D) Electronegativo.
7. **Las reacciones químicas, entre un ácido y una base son procesos de:**
A) Síntesis. B) Neutralización. C) Saponificación. D) Fermentación.
8. **Los elementos más abundantes en la naturaleza que corresponden al 80% de la Tabla periódica son:**
A) Gases nobles. B) Metales. C) No metales. D) Anfóteros.
9. **Los elementos clasificados en la Tabla periódica del grupo IA, llamados metales alcalinos, tienen la propiedad de:**
A) Ser duros. B) Ser electronegativos. C) Tener un solo electrón en su último nivel de energía D) Ser inactivos.
10. **¿Cuáles son las partículas subatómicas que se encuentran en el núcleo del átomo?**
A) Electrones. B) Fotones. C) Protones y neutrones. D) Electrones y protones.
11. **¿Qué partículas del átomo intervienen en la formación de enlaces químicos?**
A) Protones. B) Neutrinos. C) Antielectrones. D) Electrones.
12. **Los compuestos con enlace de tipo covalente puro, tienen la propiedad de**
A) Ser solubles.
B) Tienen alta densidad.
C) No conducen la electricidad en disolución.
D) Conducir la corriente eléctrica en disolución.
13. **Las reacciones químicas que necesitan donación de energía se llaman:**
A) Exotérmicas. B) Endotérmicas. C) Sustitución. D) Fitolíticas.

14. ¿Por qué cuando el agua líquida al congelarse, aumenta su volumen?
- A) Cambio de estado.
 B) Por bajar su densidad.
 C) Aumentas su densidad.
 D) Por la formación de puentes de Hidrógeno.
15. Para que se lleve a cabo una reacción química entre compuestos o elementos y compuestos, es necesario primero:
- A) Formar enlaces. B) Romper enlaces. C) Ninguna de las anteriores.

En la siguiente ecuación química:



Escribe en la tercera columna lo que se pregunta:

	Pregunta	Respuesta
	Para balancear la ecuación, ¿en cuál elemento o compuesto el coeficiente es dos?	
	Que nombre recibe la sal binaria que se obtiene como producto?	
	¿Cuál es la molécula que no contiene neutrones en su núcleo:	
	Por qué en esta reacción no se requiere proporcionar energía calorífica?	
	¿Qué tipo de reacción se realiza entre estos reactantes Zinc y ácido clorhídrico? a) Síntesis, b) Condensación c) Sustitución simple, d) Neutralización, e) Doble sustitución, f) Eliminación	

Otros datos:

Promedio general _____. Escribe tu nombre completo _____

Opción de carrera profesional _____.

Número de materias que debe _____.

Domicilio _____

Correo electrónico: _____

ED2