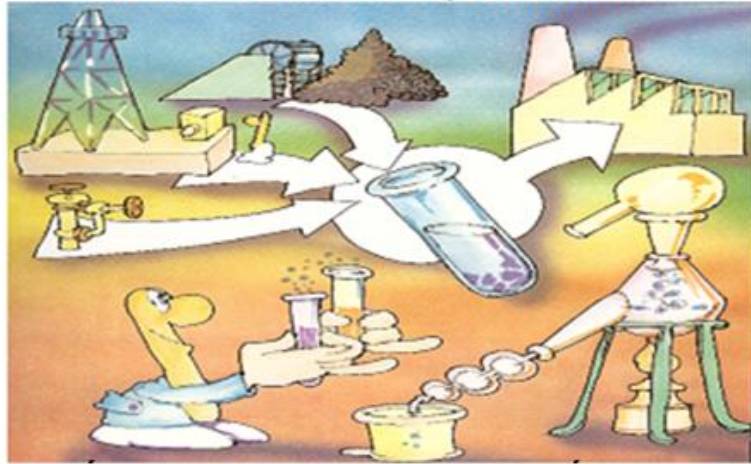




## Área de Ciencias Experimentales



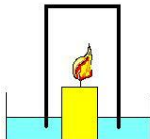
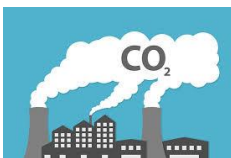
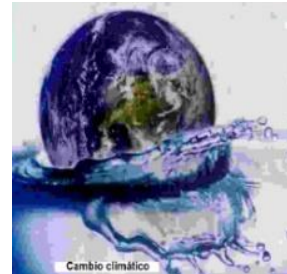
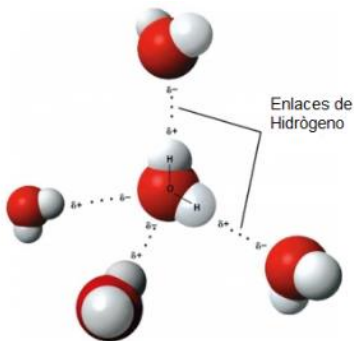
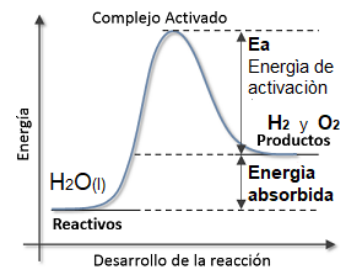
### CURSO DE QUÍMICA 1



**Profesores**



**FRANCISCO ÁLVAREZ HERRERA**

**ISAÍAS ÁLVAREZ HERNÁNDEZ**



AGOSTO DE 2022

## Índice de contenidos:

	<b>Introducción</b>	7
	 <b>Orientaciones generales para el profesor</b>	9
	 Sugerencias de evaluación	10
	Diagnóstico	11
	Presentación de la unidad 1	12
	<b>Unidad 1: Agua, sustancia indispensable para la vida</b> Propósitos Propósitos específicos	14
1.	Propiedades generales del agua y naturaleza corpuscular de la materia	15
1.1	Compuesto	16
<b>2</b>	<b>Educación ambiental</b>	17
2.1	Por una cultura del agua	
	<b>CONTESTA NÚMERO 1.</b>	19
	Estados de agregación	20
3.		
3.1	Cambios físicos del agua	<b>22</b>
	<b>CONTESTA NÚMERO 2.</b>	23
3.2	La difusión	24
	<b>Actividad experimental No. 1</b> Difusión	25
	<b>Conceptos clave:</b> Difusión y ósmosis	26
4.	Hipótesis atómica	27
	Concepto clave: estructura de la materia	28
5.	Naturaleza corpuscular de la materia	29
6	Formación científica	30
6.1	Observación	30
6.2	Observación y descripción científica	32

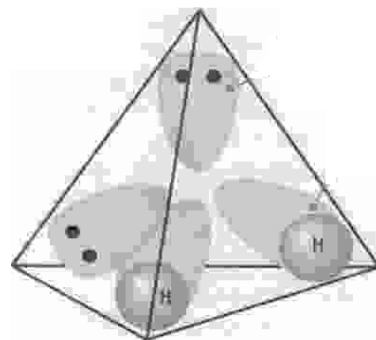
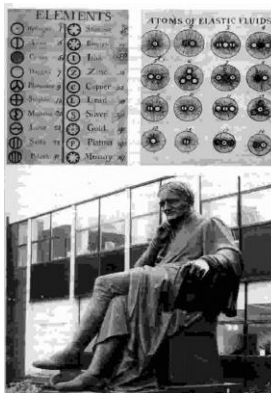
6.3	La observación de una interacción	33
	<b>Concepto clave:</b> el proceso de inferencia	33
7.	Los modelos en ciencias	34
7.1	Modelo corpuscular de la materia	34
	<b>Concepto clave:</b> modelo científico	35
	CONTESTA NÚMERO 3	35
8.	La capacidad de disolvente del agua y las mezclas	36
8.1	El agua como disolvente	37
8.1.1	Disoluciones, soluto y disolvente	38
8.2	Disoluciones acuosas, mezclas homogéneas	38
	<b>Actividad experimental No. 2</b> Disoluciones y solubilidad de sales	39
	<b>Concepto clave:</b> mezcla	40
8.2.1	Las mezclas en la vida cotidiana	41
8.2.2	Disoluciones	41
8.2.3	Las disoluciones verdaderas	42
8.2.4	Efecto de la temperatura y agitación a la disolución	42
9.	La polaridad química	43
	<b>CONTESTA NÚMERO 4.</b>	45
10.	<b>Contaminación del agua</b>	46
11.	Clasificación de mezclas	47
12.	Necesidad de expresar la concentración de mezclas de uso cotidiano	49
12.1	Formas de expresar la concentración de disoluciones	49
12.2	Ejercicios de cálculo químico  <b>El agua disuelve más sustancias</b> <b>Que cualquier otro líquido</b>  (3)	50

	<b>Actividad experimental No. 3</b> Preparación de disoluciones y determinación de su concentración	52
	<b>CONTESTA NÚMERO 5.</b>	54
13.	<b>Técnicas de separación y su fundamento</b>	55
	<b>Actividad experimental No. 4</b> Separación de mezclas	57
	<b>CONTESTA NÚMERO 6.</b>	58
	<b>COMENTARIO</b> , la floculación	60
14.	Naturaleza cinética corpuscular de la materia	61
	<b>COMENTARIO</b> , entropía (S)	63
	<b>CONTESTA NÚMERO 7.</b>	63
15.	Causas de la contaminación del agua	64
15.1.	El agua como recurso humano	65
15.2	Causas de la contaminación del agua	66
	<b>CONTESTA NÚMERO 8.</b>	67
16.	El agua como compuesto	68
16.1	La reacción química	68
16.1.1	La reacción de electrólisis <b>Concepto clave:</b> reacción endógena	69
	<b>Actividad experimental No. 5</b> Descomposición electrolítica del agua	71
	Conceptos clave: energía de enlace y enlace químico	73
	<b>Actividad experimental No. 6</b> Identificación de los constituyentes del agua durante su descomposición	74
16.2	Reacciones de descomposición o de síntesis	75
	<b>COMENTARIO</b> , Henry Cavendish	77
16.3	Energía de activación	77
17.	Reacciones endotérmicas y exotérmicas	78
17.1	Complejo activado	80
	<b>CONTESTA NÚMERO 9.</b>	81
	Concepto clave: la ecuación química	83
	<b>CONTESTA NÚMERO 10.</b>	83
18.	Estructura de la materia	85
18.1	Los postulados de Dalton	86
19.	Ley de Lavoisier y de Proust	87
19.1	Ejercicio de cálculo químico	88
19.2	Ley de las proporciones múltiples	90
	<b>CONTESTA NÚMERO 11.</b>	91

Saber de memoria no es saber.

*Michael E. Montaigne, ensayista francés*

20.	Modelo de Bohr	92
20.1	Modificaciones de la teoría de Bohr	94
21	Compuesto y molécula	96
22	<b>Ecuaciones químicas</b>	97
23.	Formación científica	98
23.1	<b>La hipótesis de Dalton</b>	99
23.2	Los errores de Dalton	102
23.3	Límites del modelo atómico de Dalton	103
23.4	<b>Fracaso ante la ley de Gay - Lussac</b>	103
	<b>CONTESTA NÚMERO 12.</b>	104
24.	La relación de la estructura del agua y sus funciones en la naturaleza	105
	<b>CONTESTA NÚMERO 13.</b>	106
24.1	<b>Interacciones moleculares del agua</b>	108
24.2	Unos puentes vitales	108
25.	Estructura de la materia	111
	<b>CONTESTA NÚMERO 14.</b>	115
	COMENTARIO, el horno de microondas	115
26	Educación ambiental y para la salud	116
26.1	El agua líquida para la vida	116
26.2	El ciclo del agua	117
	<b>Actividad experimental No. 7</b> Ciclo del agua	117
27.	Desalinización: beber el agua de mar	118
27.1	Modelo de una planta industrial para desalar el agua de mar	119
27.1.1	Floculación y floculante	119



Estructura tetraédrica de la molécula de agua según la teoría de los orbitales híbridos moleculares.  
El ángulo entre los enlaces O-H se acerca al del tetraedro pero no coincide con él.

	<b>Actividad experimental No. 8</b> ¿Se puede beber de esa agua?	120
28.	Ósmosis inversa	121
	<b>Ejemplos de cálculo químico</b>	124
	<b>CONTESTA NÚMERO 15.</b>	125
29.	Las etapas para potabilizar el agua	126
29.1	La purificación del agua para alimentos y beber	126
29.2	Agua dura	127
29.3	Las aguas negras	128
30.	La escasez del agua en la comunidad	128
	<b>CONTESTA NÚMERO 16.</b>	129
31.	<b>Formación científica</b>	131
31.1	<b>Búsqueda de una regularidad</b>	131
31.2	Búsqueda de información confiable	133
	<b>Ejercicio para evaluar la unidad 1</b>	135
	<b>Bibliografía básica</b>	139
	<b>Bibliografía complementaria</b>	<b>140</b>
	Páginas de INTERNET	140

“Debemos tener claro que cuando se trata de átomos,  
el lenguaje solo puede ser utilizado como se hace en poesía.  
El poeta, además, casi no está tan preocupado por la  
descripción de los hechos como por crear imágenes  
y establecer conexiones mentales”

**Niels Bohr, 1920**

“Las partículas materiales aisladas son abstracciones;  
sus propiedades solo se pueden definir y observar a través  
de su interacción con otros sistemas”

**Niels Bohr “Teoría atómica y descripción de la naturaleza” (1934)**

**Francisco Álvarez Herrera**

**2022**



“Cumplimos nuestro principal deber cuando mejoramos los dones que hemos  
recibido de la naturaleza”

**Hermann Hesse**

**Diagnóstico inicial para química I; subraya la respuesta correcta:**

✓ **Instrumentos de medición de masa y volumen:**

a) Pipeta y bureta.    b) balanza y pipeta.    c) balanza y báscula.    d) bureta y matraz.

✓ **Tipo de mezcla en la que no se distinguen sus componentes:**

a) Heterogénea.    b) homogénea.    c) dispersa.    d) exacta.

✓ **Cambio de estado cuyo nombre es correcto:**

a) sólido a líquido: fusión.    b) líquido a sólido: licuación.  
c) gas a líquido: ebullición.    d) gas a líquido: destilación.

✓ **Si se prepara una disolución con 28 mL de alcohol y agua hasta 400 mL, el valor que representa su concentración expresada en porcentaje es**

a) 48%V/V    b) 7%V/V    c) 14% V/V    d) 0.7%V/V

✓ **Una característica de los átomos de Dalton es que**

a) tienen diferentes formas.    b) tienen protones y neutrones.  
b) todos son iguales.    c) son invisibles.

✓ **Se les conoce así a los átomos cargados positivamente como**

a) aniones.    b) iones.    c) cationes.    d) isótopos.

✓ **El número atómico del cloro es 17. ¿Cuál opción indica su número de electrones de valencia y su valencia más común?**

a) 7, y 1    b) 1.0    c) 7, y -1    d) 1, y -1

✓ **¿Cuál opción contiene el número de Avogadro, que indica cuántas partículas hay en un mol?**

a)  $6.03 \times 10^{20}$     b)  $1 \times 10^{15}$     c)  $6.02 \times 10^{23}$     d)  $1 \times 10^{20}$

✓ **¿Cuál de los siguientes valores de pH puede corresponder a una disolución concentrada de NaOH?**

a) 13    b) 1    c) 7    d) 0

✓ **La opción que contiene un elemento y un compuesto es**

a) agua y cloruro de sodio.    b) hidrógeno y oxígeno.  
c) oro y azúcar.    d) sal y azúcar.

✓ **Describe el estado sólido**

a) mayor fuerza de cohesión.    b) mayor repulsión entre moléculas.  
c) partículas menos unidas.    d) tiene fluidez y viscosidad.

✓ **La actual definición de un elemento es cualquier**

a) sustancia que se encuentre dentro de la naturaleza.  
b) sustancia formada por la unión de otras más sencillas.  
c) sustancia que no se puede descomponer en algo más simple.  
d) componente de una mezcla, ya sea homogénea o heterogénea.

## Propósitos

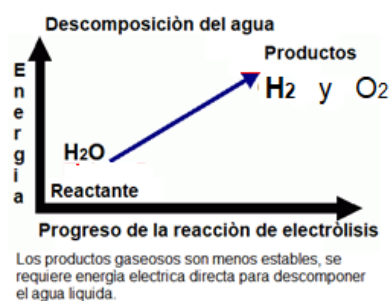
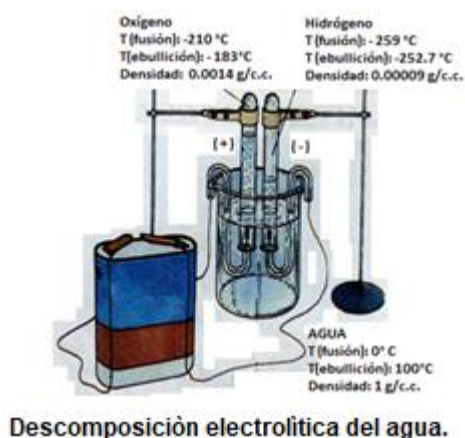
Al finalizar la Unidad 1, el estudiante:

Comprenderá las propiedades físicas y químicas del agua que lo hacen un compuesto indispensable para la vida, relacionará esas propiedades con su estructura y composición, con los modelos que las explican, para valorar su uso y asumir una actitud responsable y crítica frente al potencial agotamiento del agua disponible, a través del trabajo individual y colaborativo de indagación experimental y documental.

## Propósitos específicos:

Al finalizar la unidad, el estudiante:

- ✓ Comprenderá los conceptos de elemento, compuesto, mezcla, reacción química, enlace y estructura de la materia, a través del estudio de las propiedades del agua, para explicar la importancia del agua en la naturaleza y entender en un primer acercamiento las transformaciones químicas **con base al modelo de Dalton**.
- ✓ Comprenderá la naturaleza corpuscular de la materia, al interpretar algunas propiedades del agua para entender cómo se establecen las relaciones entre las observaciones en el ámbito macroscópico y un modelo que las explique.
- ✓ Comprenderá la importancia de la energía involucrada en los cambios químicos al observar y reproducir fenómenos en el laboratorio, para concluir acerca de las relaciones entre propiedades, estructura y composición del agua.
- ✓ Adquirirá fundamentos para desarrollar una actitud crítica y responsable sobre el agua y los problemas ambientales y sociales que conlleva el uso de este recurso a través del trabajo colaborativo. Tiempo 35 horas.



“Dalton es, probablemente, el único científico con estatua propia en vida”  
**Cita apócrifa de la época.**





Orientación didáctica, **el profesor promueve** los aprendizajes de los estudiantes con el diseño de estrategias, como son las preguntas generadoras, la modelización, el estudio de casos, la problematización o cualquier variante de éstas. El profesor plantea una situación de aprendizaje con preguntas y actividades sobre la importancia de agua y sus usos. (A1)

## **1. Propiedades generales del agua y naturaleza corpuscular de la materia**

El agua es una de las sustancias más abundantes del universo, y para muchos la más extraordinaria. Ya la consideraban esencial las antiguas cosmogonías, tanto orientales como occidentales, para las que constituía un elemento fundamental en la explicación de lo que nos rodea y constituye, y en especial de la vida.

Cuando Paracelso, en el siglo XVI, dijo que el agua es la matriz del mundo y de todas sus criaturas, estaba recogiendo una vieja idea, pues ya en el siglo VI a.C., para Tales de Mileto el agua era el principio de todas las cosas.

El agua, como es obvio, no es solo esencial para nuestra especie: hasta en los lugares más secos del planeta, si hay seres vivos es porque existe suficiente agua para su subsistencia. Después del avance de la ciencia, seguimos sin concebir la vida sin el agua, que ya debió estar presente en forma líquida para favorecer su origen. El conocimiento científico sobre el agua no ha rebajado el interés en ella, sino al contrario, y todavía quedan considerables incógnitas sobre su naturaleza, sus posibles estados y sus propiedades.

Cada propiedad del agua es compartida por otras sustancias, pero es el conjunto de características lo que la hace única. A veces nos referimos a ella como el disolvente universal, pero por suerte no lo es; precisamente esa no universalidad es esencial para la vida. Concretamente, para la formación de las membranas y para el plegamiento de las proteínas es clave que las sustancias apolares no se disuelven en agua; gran cosa la aversión al agua o hidrofobicidad. En conjunto, podemos afirmar que el agua constituye el mejor medio para la química del carbono que sustenta toda la vida conocida.

Por otra parte, el agua no es un mero disolvente en las reacciones de la vida, pues ahora aparece como una sustancia activa, una biomolécula crucial en sí misma. Aguilera Mochón, (2017). El agua en el cosmos. RBA Coleccionables, S.A. U.

El desarrollo de la civilización ha ido paralelo a la presencia de agua y a su aprovechamiento. La cuna de las grandes civilizaciones se ha situado siempre a orillas de ríos o lagos.

Sin embargo, nuestra intervención en el medio acuático ha provocado grandes desastres, como la contaminación o el agotamiento de los recursos hídricos.

## 1.1 Compuesto

¿Qué es el agua y cuáles son sus posibles comportamientos?. Parecen preguntas triviales, pero aún no tenemos todas las respuestas, y las que se conocen no dejan de sorprendernos y de ofrecernos una mejor comprensión de la vida, de la Tierra y del cosmos.

El agua resulta ser, por otra parte, un excelente regulador térmico, tanto dentro de los organismos como fuera (en este sentido apacigua el clima de todo el planeta). Además, cuando la temperatura baja mucho y el agua se congela, el hielo flota, de manera que forma una capa superficial termoaislante que permite que muchas formas de vida se liberen bajo él, de la congelación, en ríos, mares y lagos. Si el agua fuera menos densa que el hielo, toda ella acabaría helándose.

Estas notables características del agua, junto con otras como su transparencia a la luz visible (pero poco a la luz ultravioleta), su viscosidad, sus propiedades ópticas, acústicas, eléctricas, etc., la hacen idónea para la vida tal y como la conocemos. Es de suponer que al menos algunas de esas características y propiedades propiciaron el origen de la vida, y que esta se ha adaptado a ellas, sacándoles gran partido.

Pero el agua no sólo ha sido clave en la Tierra para su biología, también lo ha sido para su geología; los movimientos y cambios de estado del agua sobre el planeta supone una fuerza remodeladora de primera magnitud.

Por tanto, si se requiere comprender el papel del agua en la Tierra, es necesario conocerla a fondo. Este conocimiento nos servirá, asimismo, para estudiar su presencia y posibles actividades en todo el sistema solar, en la galaxia y en el conjunto del universo.

El agua posee una gran capacidad depuradora: cualquier sustancia ajena a su composición puede ser destruida o neutralizada por los organismos descomponedores, la movilidad y renovación del agua, el depósito en el fondo, etcétera. Pero, cuando estas sustancias extrañas se acumulan en forma constante, el agua pierde la posibilidad de depurarse: esto se denomina contaminación o polución.



**El profesor promueve** la importancia del agua para el sostenimiento de la vida y la conservación de la salud.

## 2. Educación ambiental

Necesitamos agua para todo: desde la ducha matutina hasta el cepillado de dientes antes de dormirnos. Además del consumo humano, es indispensable para diversos procesos, por ejemplo, los alimentos. Producir una taza de café, incluido el grano, consume 140 litros del líquido, de acuerdo con la Organización de Naciones Unidas para la Agricultura y la Alimentación (FAO).

Garantizar su disfrute a las próximas generaciones, requiere de medidas para evitar la crisis en su abastecimiento. A la par del diseño e implementación de políticas públicas integrales, es necesario la participación mayoritaria de usuarios, organizaciones civiles, universidades y colegios de profesionales, para resolver la problemática en el país, aseguró Fernando González Villarreal, director del Programa de Manejo, Uso y Reúso del agua en la UNAM (Pumagua) e investigador del Instituto de Ingeniería.

En la cuenca del Valle de México debe reconocerse que se trata de un recurso finito y vulnerable, que requiere un manejo eficiente para garantizar el acceso equitativo en cantidad adecuada y calidad óptima a la población recomendó el experto, en el **Día Mundial del Agua, que se conmemora el 22 de marzo.**

Dicha jornada es fundamental para alertar de la importancia de tomar las medidas pertinentes para cuidarla y aprovecharla mejor con el propósito de que todos gocemos de sus beneficios de manera equitativa, se garantice el desarrollo económico y preservemos los ecosistemas sanos, estableció el también coordinador técnico de la red del agua UNAM.

Por sus características, en la **Ciudad de México** enfrenta crisis recurrentes para satisfacer la demanda creciente de sus habitantes, con una disponibilidad limitada, que se utiliza de manera ineficiente y se distribuye inequitativamente. Por ejemplo, los residentes de la delegación Iztapalapa reciben 120 litros por día y en algunas zonas del poniente de la ciudad consumen más de 400 litros.

Es un problema complejo, con una población en la metrópoli de más de 20 millones de personas, a 2 200 metros de altura sobre el nivel del mar, con dificultades en el sistema de drenaje, de suelo, un acuífero sobreexplotado y contaminación de fuentes de abastecimiento (Gaceta UNAM. Número 4500, 21 de marzo de 2013).

## **2.1 Por una cultura del agua**

Para hablar de medio ambiente se habla de agua se habla de todo, porque involucra al cambio climático, energía, calidad del aire, etcétera. El agua es un tema que es transversal por naturaleza, por ello tenemos que contarle a los niños y jóvenes acerca de ella de una manera diferente a como lo hacen muchas campañas.

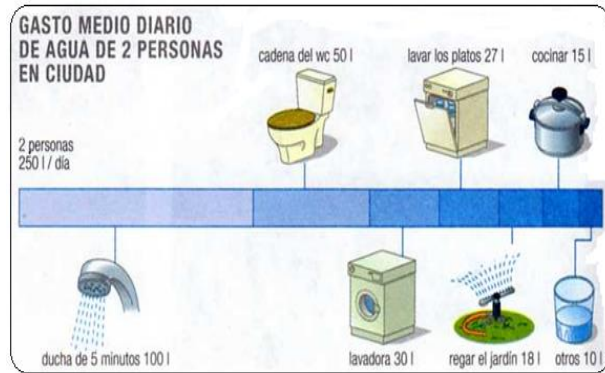
Hay que hacerlo de una manera que lo entiendan y que puedan a partir de entender, saber qué hacer. De poco sirve aprender de memoria el manual de buenas prácticas ambientales, si no entendemos para qué, en qué me va a afectar.

**La cultura del agua.** Se ha hablado mucho acerca de la cultura del agua y presumimos que somos muy cultos, porque la cuidamos como si fuera de nuestra familia, que hay que ahorrarla en una alcancía, que tenemos una cubeta debajo de la regadera, que cerramos la llave, que lavamos el auto sin manguera. La anterior cultura del agua, de la cual se habla mucho, está girada en torno a necesidades muy individualistas, sin tomar en cuenta a las demás personas, a las que les despojamos de su agua, como en la cuenca del Cutzamala, resolvemos las cosas a base de tubos y quitarle agua a los demás. No es sustentable.

Entonces surgió la nueva cultura del agua. Hacer la gestión del agua de manera que siempre haya para todos. Esa es la que actualmente promovemos y la que más nos beneficia a todos.

Ya no tiene que ver con tubos, presas, bombas, pues además del bombeo del agua hacia la Ciudad de México;

por cada familia de cinco personas abastecidas con el Cutzamala se emiten dos toneladas de CO<sub>2</sub> a la atmósfera al año.



### ¿Para qué promover una nueva cultura del agua?

Porque estamos hablando de sustentabilidad y la definición de sustentabilidad se refiere a satisfacer necesidades de nosotros sin quitarles el derecho a las generaciones que vienen de satisfacer sus propias necesidades, en la mayoría de los casos, en los jóvenes y niños, no les interesa mucho.

Ya es una definición de muchos años, ahora tenemos que voltear a vernos a nosotros, a todos. La sustentabilidad es para “ya en este momento”. Por eso es que debemos comenzar a hacer y educar para este momento.

“Para garantizar la disponibilidad del agua en el largo plazo es necesario que todos los sectores de la sociedad participen en acciones responsables y conscientes para su uso racional y manejo eficiente.” ( Museo Universum).

**Aprendizaje 1.** El estudiante identifica usos del agua en la vida cotidiana y en la naturaleza, al reflexionar acerca de su importancia. (N1)

“Hay mucha agua sin vida en el universo, pero en ninguna parte hay vida sin agua”

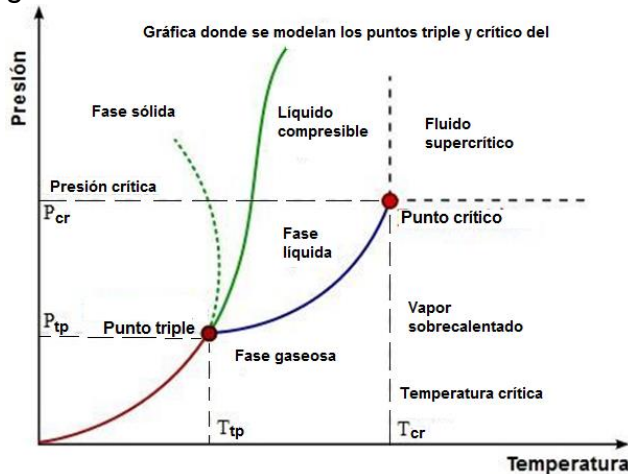
**Sylvia A. Earle, oceanógrafa estadounidense**

**La visión sustentable.** Toma en cuenta que los recursos naturales son limitados, como el petróleo, sin embargo el agua no es limitada (sólo es limitada a la que hay en la atmósfera), el problema con el agua es el deterioro y la inequidad del reparto de los recursos.

Si tenemos una visión sustentable tomando en cuenta la finitud de los recursos, el deterioro de los recursos, la equidad en el reparto, es cuando podemos al menos detener y quizás hasta revertir el daño ambiental que ha ocurrido. Y estamos a tiempo.

En el espacio hay agua pero las moléculas están muy separadas, no se podrían beber las moléculas, no están unidas.

Las características visuales son que no tiene color, no huele a nada, tiene un sabor poco perceptible. Su temperatura crítica 347 °C, es decir, a más temperatura ya no hay moléculas pegadas, ya es dispersión. Presión crítica 217.5 atmósferas, más presión y se rompen las moléculas, o menos presión; se subliman o se dispersan y ya no hay agua como la necesitamos en sus estados físicos: sólido, líquido, gaseoso.



El punto triple del agua es el punto en el que las **tres fases del agua coexisten de forma equilibrada**, cabe añadir que la temperatura puede variar dependiendo del líquido al que se le aplique, aunque en el caso que nos ocupa, el del agua, tenemos que decir que **este punto se encuentra a 0.01°C y 0.006 atmósferas** (4.56 mm de columna de Hg); es decir, está prácticamente a 0°C y a una presión 167 veces más

pequeña que la atmosférica (Una columna de mercurio tiene 760 mm de Hg).

Con respecto a el ciclo del agua, los estudiantes deben saber que ya no es sólo un ciclo hidrológico sino un ciclo hidrosocial (De Regules, 2013). Nos insertamos en el ciclo del agua y lo afectamos.

Distinguir que la evaporación es de grandes cuerpos de agua, la transpiración es de las plantas y de la tierra y la sublimación es del hielo. En las cumbres de las montañas donde hay poca presión atmosférica el agua pasa de hielo a vapor, ya no pasa por líquido, porque no hay la presión suficiente para que las moléculas estén juntas, están juntas por el frío, en cuanto hay un poco menos de frío se subliman. Con el ciclo del agua se tiene que aprender también con la parte de la filtración del agua subterránea que se almacena en el acuífero, manantiales, etcétera. Y aprender porque el agua que está allá abajo se contamina. O por qué no nos podemos beber el agua que encontraron en Iztapalapa; es agua fósil, tiene arsénico, plomo, etcétera. No está tan fácil beber el agua de tanta profundidad.

## CONTESTA NÚMERO 1.

1. ¿Recuerdas que porcentaje de agua llevamos en nuestro cuerpo?
  2. ¿Cuáles son las características peculiares del agua limpia y pura?
  3. ¿Cómo podríamos fomentar la cultura del agua?
  4. ¿Por qué el ciclo del agua la podemos catalogar como ciclo hidrosocial?
  5. ¿Por qué decimos que el agua es un líquido vital?
- Sugerimos al profesor realizar una visita con sus estudiantes a la sala del agua MUSEO UNIVERSUM (AGUA, elemento de la vida).



**El profesor promueve** con los estudiantes la observación y la descripción de los tres estados de agregación del agua y de cómo cambia uno a otro.

### 3. Estados de agregación

El agua presenta los tres estados físicos si es

- sólido en forma de hielo; masa definida, volumen definido y forma definida.
- líquida; masa definida, volumen definido y forma cambiante.
- gaseoso; masa definida, volumen cambiante y forma cambiante.

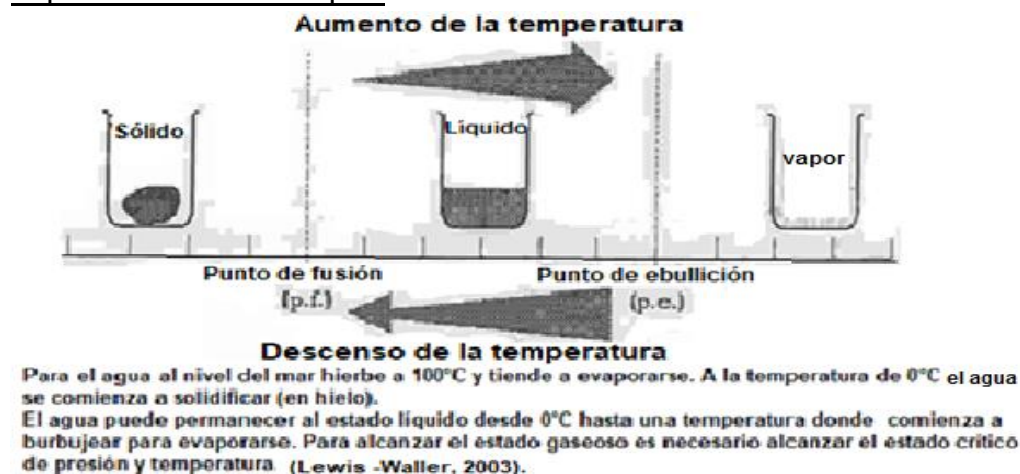
Los términos vapor y gas a menudo se utilizan indistintamente. En este sentido **el vapor de agua se puede condensar** y un gas se debe seguir el proceso de licuafacción bajo el control de presión y temperatura.

En realidad en el medio ambiente se genera vapor (v) inclusive existe dentro de la atmósfera el vapor de agua (aire humedo).

El **vapor** es el estado en el que se encuentra un gas cuando se halla a un nivel inferior al de su **punto crítico**; éste hace referencia a aquellas condiciones de presión y temperatura por encima de las cuales es imposible obtener un líquido por compresión.

El **vapor de agua** es el gas obtenido a partir de la **ebullición** (el proceso físico por el cual la totalidad de la masa de un líquido se convierte al estado gaseoso) o de la evaporación (el mismo proceso, pero que puede concretarse a una temperatura indistinta y sin que toda la masa del líquido llegue a su punto de ebullición) del agua líquida o de la sublimación (el cambio del estado sólido al gaseoso) del hielo. Este vapor no tiene olor ni color.

<https://definicion.de/vapor/>





Los estados de la materia más comunes (sólido, líquido, gaseoso y plasma) equivalen a los elementos aristotélicos (tierra, agua, aire y fuego) con los que convivimos diariamente. Casi nada en ellos nos hace sospechar que las extremas irregularidades subyacentes que nos pasan desapercibidas son tan grandiosas como el propio universo.

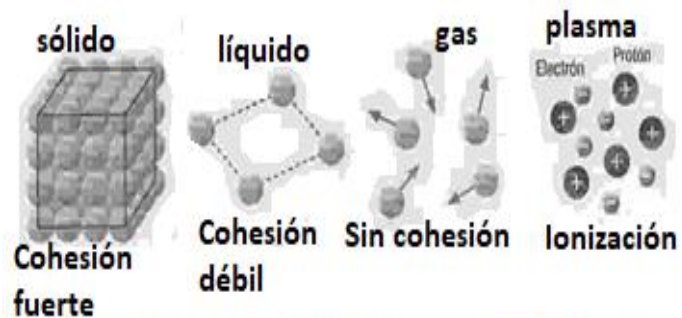
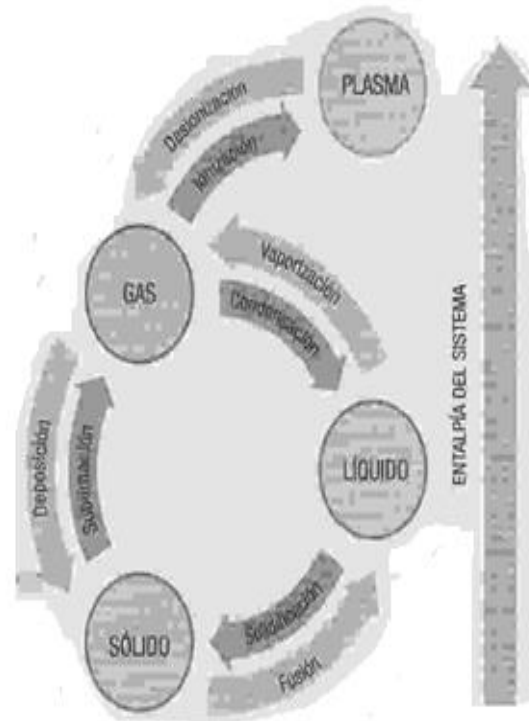
El estado más sencillo de entender es el gaseoso y afortunadamente existen muchas sustancias que en las condiciones de habitualidad humana se presentan en forma gaseosa de manera natural. Esto les facilitó el trabajo a los primeros investigadores, que pudieron establecer leyes sencillas sobre el comportamiento de los gases.

El estado sólido viene caracterizado usualmente por estructuras geométricas ordenadas en forma de cristales con formas repetitivas. La razón de la simetría es que requiere la menor energía posible en el proceso de formación a partir del estado líquido, que suele ser suficientemente lento. Los sólidos amorfos como el vidrio, no tienen estructura geométrica definida y suelen serlo porque en algún momento fueron líquidos que se enfriaron de forma muy rápida.

El agua, como líquido más familiar presenta estos tres estados en forma de hielo, agua líquida o vapor de agua.

La descripción tradicional de los estados sólido, líquido y gaseoso considera las distintas formas de agregación de la materia, pero pasa por alto cuál es la naturaleza de las fuerzas que subyacen en la atracción y cohesión moleculares.

La mejor forma de ordenar los estados de la materia es mediante su **entalpía**. Esto no es más que la cantidad de calor que necesitamos para llevar el sistema de la fase de sólido a la de plasma de una forma reversible, es decir, que lo hagamos de forma que si dejamos de suministrar calor entonces volvemos a la situación original (Ruiz Arreola E. (2016)►



**Estados de la materia y sus respectivos enlaces.**

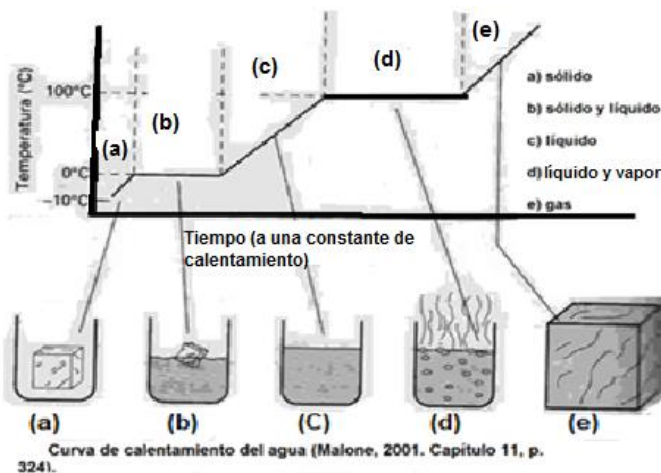
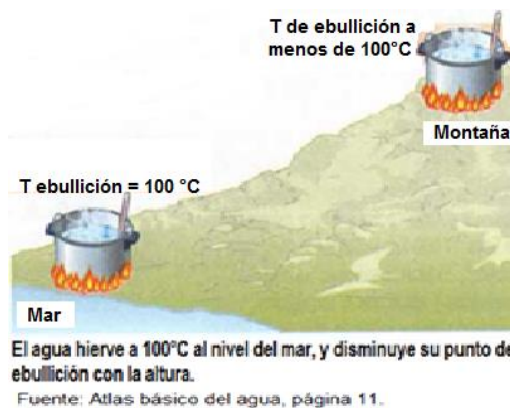
### 3.1 Cambios físicos del agua

Los cambios o fenómenos físicos son alteraciones de la materia donde no sufre transformación alguna, así tenemos algunos ejemplos como la pulverización de un trozo de algún cristal, sal o azúcar o carbón, el paso de líquido a sólido o a vapor del agua.

**El agua es un compuesto** de elevada capacidad calorífica, es decir que puede absorber y liberar (según la temperatura circundante) importantes cantidades de calor.

Esto hace que sea un **magnífico regulador** de la temperatura, tanto a nivel ambiental como fisiológico en los animales y las plantas. Otra particularidad es que se congela, se licua y se evapora en un rango de temperatura relativamente corto (entre 0 y 100°C), en la naturaleza se encuentra en los tres estados físicos, algo que ocurre con muy pocas sustancias.

La temperatura de ebullición puede cambiar si la presión ambiental cambia.



**Nota:** se sugiere calentar un trozo de hielo para interpretar realmente el proceso físico de los cambios de estado con relación a la gráfica (a), (b), (c) y (d). ¿A que temperatura hierve el agua en la Ciudad de México?

**Aprendizaje 2.** El estudiante observa el agua en sus tres estados de agregación y los cambios entre estos al modificar la temperatura, con orden y responsabilidad, para comprender la naturaleza corpuscular de la materia (N2)

**“Los cambios de estado del agua, se producen debido a la cercanía de sus moléculas”**



## CONTESTA NÚMERO 2.

1. **Algunos sólidos se funden** (convertir una sustancia sólida en líquida) **cuando se calientan; otros se descomponen.**

- a) Menciona dos sustancias conocidas que al calentarse se fundan.\_\_\_\_\_
- b) Menciona dos sustancias conocidas que se descompongan cuando se calientan.\_\_\_\_\_.

2. A excepción de los sólidos existentes en la naturaleza, el hielo es una sustancia que por la acción del calor se funde, ¿éste es un elemento o un compuesto?

3. El **hielo seco** es el compuesto **CO<sub>2</sub>** sólido a la temperatura de **-78 ° C** (-109 ° F) a la presión atmosférica. ¿con la acción de la temperatura ambiente éste se funde? Por qué.\_\_\_\_\_.

4. De acuerdo con el modelo de los tres estados físicos.

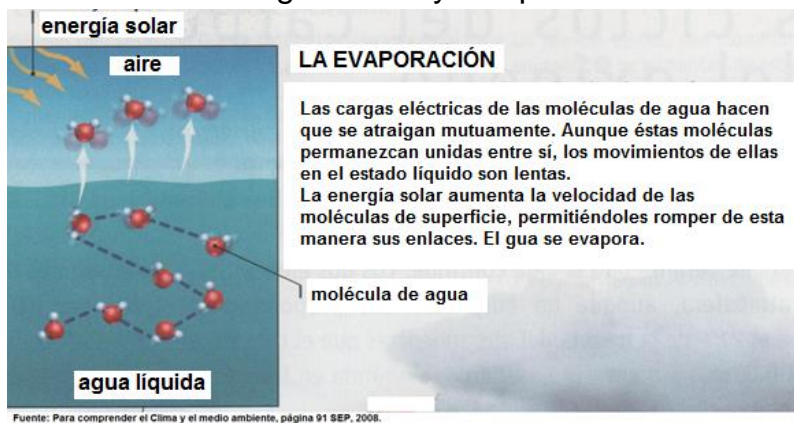
¿Qué factor influye para que las moléculas del agua siempre estén juntas?

Respuesta:

**.Uno de los factores que influye en la temperatura de ebullición del agua es la cantidad de aire disuelto en ella.** Experimentalmente se puede comprobar que la ausencia de aire disuelto en el agua dificulta el comienzo de la ebullición. Basándose en esto, explique los hechos siguientes:

- a) Al calentar cierta cantidad de agua recientemente hervida a la presión de 1 atmosfera, se observa que alcanza temperaturas superiores a 100°C sin estar en ebullición-----.
- b) Introduciendo en esta agua una cuchara, se observa que entra en ebullición inmediatamente.....
- c) ¿Qué se observa en ambos modelos estructurales del agua sólida y líquida?
- d) Proporciona dos diferencias entre el agua sólida y la líquida.

e)¿Existe relación con el siguiente esquema que ilustra el proceso de un cambio físico? Por qué.



“Es la importancia, y no el número de experimentos, lo que debe valorarse”

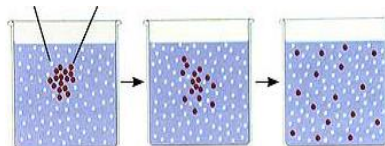
**Issac Newton**



**El profesor promueve** la observación del fenómeno de difusión de un colorante en agua a diferentes temperaturas.

### 3.2 La difusión

Para explicar este fenómeno, hacemos uso de modelos de esferas para poder explicar la dispersión molecular de una sustancia al agregarse a otra en mayor cantidad volumétrica ►



En este caso a un vaso con agua se le agregan pequeñas gotas de colorante y se podrá observar a través del tiempo la difusión o dispersión molecular.

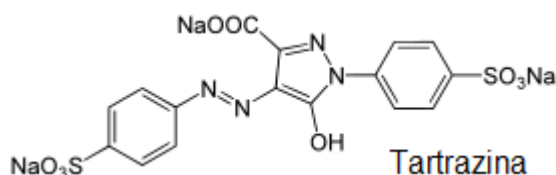
Se recomienda ver el siguiente video de you tube

**Difusividad entre líquidos.** 8 jun. 2018. 4.28 minutos

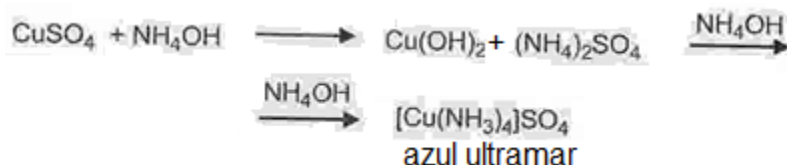
<https://www.youtube.com/watch?v=tAUZakYIP0g>

La difusión es un fenómeno debido a la migración de las moléculas, explicado por la teoría cinética, que está **dominada por la entropía**, una tendencia universal al desorden y está favorecida por el movimiento molecular al azar, lo que conduce invariablemente a una mezcla homogénea.

Este es un fenómeno común en todos los fluidos (los gases y los líquidos). Este mismo proceso es el que se empleó para separar los isótopos del uranio durante el Proyecto Manhattan, y es el mismo que ocurre en el vaso de agua con la difusión del colorante tartracina y cuando mezclamos las disoluciones en las placas de Petri.



Las sales metálicas precipitan con amoníaco, inicialmente los hidróxidos correspondientes y, posteriormente, muchas de ellas con exceso de reactivo forman complejos coloreados. Por ejemplo, con el sulfato de cobre tiene lugar las reacciones siguientes en exceso de amoníaco:



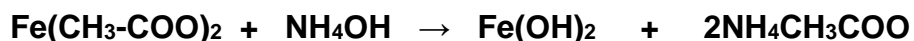
En el caso del hierro, las reacciones que tienen lugar son:

Reacción de desplazamiento de fibra de hierro con ácido acético:



✓ Proceso muy lento hasta con más de 24 horas.

Posteriormente se combina con hidróxido de amonio para producir la base hidróxido de hierro (II)



**Se sugiere al profesor** una actividad para la observación del fenómeno de difusión, y lo puede realizar a diferentes temperaturas.

### Actividad experimental No. 1

#### Difusión

Propósito \_\_\_\_\_

#### Materiales

Vaso de precipitados de 250 mL o un vaso de agua, tubos de ensayo, placas de Petri, espátula, termómetro parrilla y una pipeta o un cuentagotas de farmacia.

#### Sustancias

Colorante alimentario (tartrazina, amarillo A-12), disolución acuosa de sulfato de cobre (II), disolución de acetato ferroso y amoníaco doméstico.

#### Método experimental

En un tubo de ensayo se pone una punta de espátula del colorante alimentario y un mL de agua. En otros tubos se opera igual con sulfato de cobre. La disolución de acetato ferroso se prepara con dos días antes poniendo en el vaso de precipitados 200 mL de vinagre y un mechoncito de estropajo de acero. Se tapa con parafilm (film transparente) y se deja en reposo: en el momento de hacer el experimento se decanta 1mL en otro tubo de ensayo.

**Parte A.** En el vaso de precipitados se pone agua hasta la mitad y, con mucho cuidado, se agregan un par de gotas de la disolución de colorante con la pipeta lo más cerca posible (rasando) de la superficie y se deja en absoluto reposo. El colorante dará lugar a un bonito baile de colores durante la difusión. El fenómeno se ve también con una gota de tinta china.

**Parte B.** En una placa de Petri se pone cuidadosamente con la pipeta una gruesa gota de la disolución de acetato ferroso o de sulfato de cobre y a 4 cm se pone otra gota gruesa de amoníaco. A continuación se traza una línea con la pipeta limpia para unir ambas disoluciones y se observa el fenómeno de difusión y precipitación.

El experimento se puede hacer con otras sales de metales de la primera serie de transición, como el cobalto, el níquel, etcétera y a diferentes temperaturas.

#### Eliminación de residuos

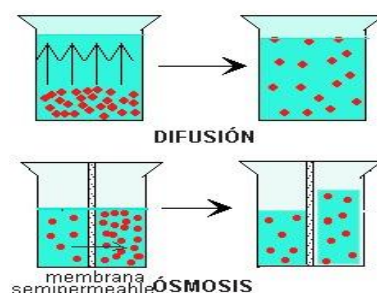
Las disoluciones metálicas se precipitan con carbonato sódico, se filtran en un litro de pliegues y se tiran como basura contaminada en el Punto de Limpio. Un lavado con agua abundante es suficiente (Fdez. Braña Miguel, 2015).

### Conceptos clave:

#### ➤ Difusión

La **difusión** (también **difusión molecular**) es un **proceso físico irreversible**, en el que partículas materiales se introducen en un medio que inicialmente estaba ausente, aumentando la entropía (desorden molecular) del sistema conjunto formado por las partículas difundidas o soluto y el medio donde se difunden o disuelven.

Con el uso de modelos podemos explicar la diferencia en conceptos que a veces parecen ser ambiguos ►



Es evidente que también los olores de los gases en el aire son ejemplos de difusión molecular.

#### ➤ Ósmosis

**Fenómeno de difusión** de un disolvente a través de una membrana semipermeable que separa dos de sus disoluciones de diferente concentración.

**La ósmosis es un fenómeno natural** que consiste en el paso o difusión de un disolvente (por ejemplo, agua) a través de una **membrana**, es decir una barrera que solo permite el paso de disolvente y no de solutos o sales que ésta pueda contener. En la actualidad la tecnología de la ósmosis inversa desala al menor costo energético por metro cúbico de agua.

**Aprendizaje 3.** El estudiante relaciona la observación del fenómeno de difusión de un líquido en agua, con la existencia de partículas en movimiento en la materia. (N3)

“La imaginación de la naturaleza  
es muchísimo mayor que la  
imaginación del hombre”

**Richard Feynman**

(Illana Calero, 2016)\*

Illana Calero José I.(2016) Las partículas elementales. COSMOS. RBA. España.



**El profesor argumenta** con los estudiantes antecedentes que se fueron desarrollando a partir de la hipótesis atómica.

#### 4. Hipótesis atómica

- ¿Desde cuándo se conoce la existencia de los átomos y cómo se llegó a la formulación de la hipótesis atómica?

Nadie ignora que la hipótesis atómica se remonta a la Grecia clásica. Empédocles, Demócrito, Leucipo y, finalmente, Epicuro formularon la hipótesis de la que más tarde se haría eco Lucrecio en su obra *De rerum natura*.

**La noción del átomo deriva de la hipótesis** de los cuerpos están constituidos por partículas muy ligeras, invisibles e indivisibles, pero hasta dos mil años más tarde no se formularía científicamente una teoría atómica.

- ¿Cómo se pasó de los planteamientos atomistas a las consideraciones científicas respecto al átomo?

Con la química del siglo XIX y el descubrimiento de las leyes de la discontinuidad química. Por otra parte, los químicos de la segunda mitad del siglo XIX también le dedicaron su atención, y de ahí partió la teoría atómica de la materia, más o menos basada en la teoría cinética de los gases. Los físicos llegaron a la certeza de que el átomo era un complejo edificio del que había que determinar la estructura, y para esta labor pusieron a contribución sus conocimientos sobre la naturaleza de la electricidad.

Desde el siglo XVIII sabemos que hay electricidad positiva y electricidad negativa, y que la electricidad se relaciona con el fenómeno del magnetismo. Se planteó para la electricidad la misma cuestión que era para la materia: saber si poseía una estructura discontinua.

**Las leyes de la electrólisis, descubiertas por Faraday, parecían indicar la existencia de esta discontinuidad;** al descubrir los electrones, corpúsculos elementales de electricidad negativa, la discontinuidad de la electricidad negativa se hizo patente.

Hacia 1900 se planteó si la electricidad positiva poseía, como la negativa, una estructura granular. Después de la experiencia de E. Rutherford, hacia 1910 los físicos se pusieron de acuerdo para adoptar su modelo, en el que consideraban el átomo como un sistema solar en el cual el núcleo desempeñaba el papel del Sol y los electrones los planetas (Manuel Salvat. 1974. Biblioteca Salvat de Grandes Temas "Los átomos").

- ¿Quién descubrió los átomos y los electrones?

Lo primero que hay que matizar es que la palabra descubrir, aunque usual, es bastante problemática. **El trabajo habitual de los científicos no consiste en descubrir, es decir en quitar de repente un supuesto velo que cubre la realidad, como el mago que saca conejos de su chistera.**

La historia tradicional también presenta el atomismo moderno como fruto de las investigaciones del británico John Dalton (1766-1844). En esta ocasión, la historia tradicional si es correcta, aunque es preferible evitar la palabra descubrimiento, dado que podría llevar a pensar que Dalton consiguió ver los pequeños átomos con la ayuda de un potente microscopio. Nada más lejos de la realidad, ya que los átomos, todavía hoy, no se pueden ver, son demasiado pequeños para verse, aun con el microscopio más avanzado, **¿Cómo llegó Dalton a la conclusión de que la materia estaba compuesta por átomos?**

Acostumbrado a **las nieblas y lluvias de Manchester**, no es de extrañar que Dalton se interesara por asuntos como la condensación de vapor de agua, la concentración de agua en la atmósfera, la influencia de la presión atmosférica y la temperatura en la humedad relativa del aire.

El estudio de líquidos y gases se convirtió en el tema central de sus investigaciones, dando por supuesto que la diferencia entre ambos estados era solo cualitativo; en sus propiedades, líquidos y gases se comportaban de modo similar; ambos eran fluidos.

El uso de la balanza fue determinante para Dalton, entre 1800 y 1808 el investigador llevó a cabo **mediciones precisas y sistemáticas de algunas reacciones químicas** y, con ellas, **pudo formular la ley experimental de las proporciones múltiples.**

Que la materia estaba compuesta por átomos era una creencia que la autoridad de Newton había resucitado. Pero **¿cómo eran esos átomos?** La aportación de Dalton fue establecer una teoría atómica compatible con sus observaciones en los gases y las reacciones químicas.

#### **Conceptos clave:**

- Estructura de la materia

La materia consiste de partículas extremadamente pequeñas agrupadas juntas para formar el átomo.

<http://www.sabelotodo.org/materia/materia.html>

“El agua es una de las sustancias químicas  
más investigadas,  
pero sigue siendo la menos entendida”  
**John Emsley**



**El profesor orienta** el análisis de las observaciones de diversos materiales y recursos, tanto escritos, visuales o digitales para concluir sobre la estructura corpuscular de la materia, el efecto de cambios de la temperatura en la rapidez de movimiento de las partículas y en la distancia entre éstas. (A3)

## 5. Naturaleza corpuscular de la materia

Las primeras teorías de partículas son sin duda los modelos atómicos. Estos postulan que la materia está formada por unas unidades elementales microscópicas, cuyas propiedades explican la naturaleza de toda la materia.

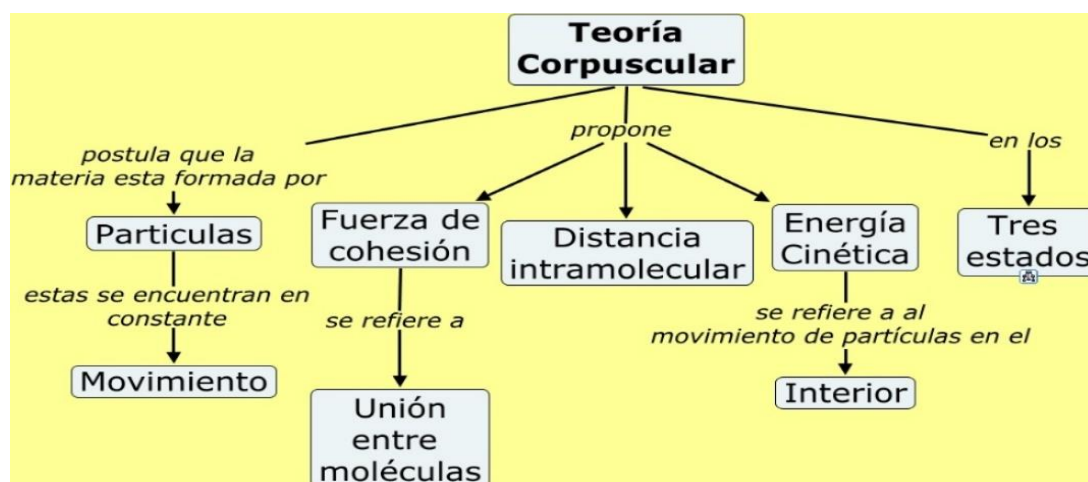
Los primeros modelos atómicos con fundamento empírico aparecieron a principios del siglo XIX, cuando la química había avanzado lo suficiente como para establecer que todas las sustancias son compuestos de menos de un centenar de elementos puros.

El primer paso en la teoría de partículas es precisamente el suponer que la materia es discontinua, es decir, que una porción de una sustancia es un agregado de un gran número de unidades elementales a las que llegaríamos dividiendo sucesivamente la cantidad inicial.

Las primeras teorías atómicas se atribuyen a los filósofos griegos del siglo V a. C.; cuyo problema era explicar la naturaleza y sus cambios.

En concreto, se considera pionero de la teoría atómica al filósofo Demócrito de Abdera (ca. 460 a.C. ca. 370 a.C), por ser aquel cuya obra ha llegado hasta nuestros días

La teoría atómica de **John Dalton** introdujo un concepto esencial en la historia del atomismo: la idea de que **la masa es una de las características fundamentales de los átomos.**



Mapa conceptual donde se explica la teoría corpuscular



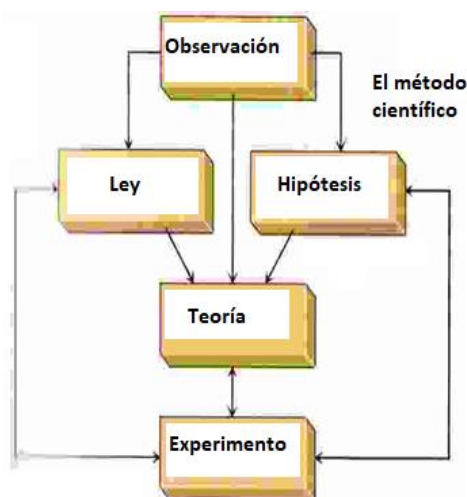


**El profesor orienta** el análisis de las observaciones de diversos materiales con la inferencia de modelos.

## 6. Formación científica

Las ciencias y el arte se suelen considerar disciplinas diferentes que atraen a distintos tipos de personas. Con frecuencia se piensa que los artistas son muy creativos y que no les interesan los hechos ni los números. En contraste, a los científicos se les percibe como personas poco creativas y concentradas sólo en los hechos y los números. Ambas imágenes son falsas, pues las dos profesiones tienen más en común de lo que se puede imaginar.

Podemos empezar a comprender la naturaleza del trabajo científico examinando el **método científico** ►



### 6.1 Observación

El primer paso en este método es la observación o medición de algún aspecto de la naturaleza. Esto puede implicar a una sola persona que realiza observaciones visuales o requerir a un equipo grande de científicos que trabajan juntos y emplean instrumentos complejos y costosos. Es posible combinar una serie de observaciones o mediciones relacionadas para formular una generalización aplicable a muchas situaciones, llamada ley científica. Por ejemplo considera el trabajo del químico francés Antonio Lavoisier (1763- 1794), quien estudió la combustión, un tipo de reacción química.

Lavoisier midió con cuidado el peso de algunos objetos antes y después de que ardieran en recipientes cerrados. Observó que el peso inicial de la sustancia que ardía y el peso final de sustancia formada durante la combustión siempre eran iguales. Como resultado de estas observaciones formuló la ley de la conservación de la masa, que afirmó lo siguiente:



**“En una reacción química la materia no se crea ni se destruye”**

Sus observaciones controladas condujeron a una ley general de la naturaleza que se aplica no sólo a la combustión, sino a toda reacción química conocida.

Por ejemplo un trozo de madera en llamas no desaparece y se convierte en nada: se transforma en cenizas y gas. El peso que pierde mientras se quema y el del oxígeno con el que reacciona son exactamente iguales al peso de las cenizas y el gas formado.

**“Un experimento es una pregunta que la ciencia plantea a la naturaleza, y una medida es la constatación de su respuesta”.**

**Max Planck**



Las leyes como ésta no surgen automáticamente de una serie de mediciones. Éstas deben controlarse con atención. Después el científico pone en juego su creatividad para apreciar un patrón que otros no han observado, y fórmula una ley científica a partir de dicho patrón.

Las leyes científicas resumen y predicen el comportamiento, pero no explican su causa subyacente. Una hipótesis es un intento inicial por explicar las causas implícitas en la observación y leyes. Es un modelo tentativo (obtenido por observación) que se comprueba mediante un experimento, esto es, una observación controlada diseñada específicamente para probar la hipótesis.

Una o más hipótesis confirmadas (tal vez con el soporte adicional de observaciones y leyes) suele evolucionar hasta un modelo general de la realidad llamada teoría.

Con frecuencia una buena teoría predice un comportamiento mucho más allá de las observaciones y leyes a partir de las cuales fue formulada. **Por ejemplo el químico inglés John Dalton utilizó la ley de conservación de la masa junto con otras leyes y observaciones para formular su teoría atómica, la cual postula que toda la materia está compuesta por partículas diminutas llamadas átomos.**

Dalton dio un salto creativo desde la ley de conservación de la masa hasta la teoría de los átomos. Su ingenio condujo a una teoría que explica la ley de la conservación de la masa al predecir la existencia de partículas microscópicas, los bloques de construcción de toda la materia.

Por último, igual que una hipótesis, una teoría está sujeta a experimentos y es válida si es consistente con, o predice el resultado de los mismos. Si un experimento es inconsistente con una teoría específica, es necesario revisar el planteamiento teórico y efectuar una nueva serie de experimentos para probar la revisión.

Una teoría nunca se comprueba, sólo se valida mediante la experimentación. La interacción constante entre teoría y experimento aporta a la ciencia su característica excitante y su poder.

El proceso mediante el cual un conjunto de observaciones conduce a un modelo de la realidad es el método científico. De algún modo, es similar al proceso por el cual una serie de observaciones del mundo conduce a una pintura magnífica. Igual que el artista, el científico debe ser creativo; debe apreciar un orden donde los demás sólo ven el caos. Igual que el artista, el científico debe crear una obra terminada que imite el mundo. Las diferencias entre uno y otro estriban en el rigor de la imitación. El científico debe acudir a la experimentación una y otra vez para determinar si sus ideas acerca del mundo son válidas (Nivaldo J. Tro, 2010).

Un químico observa el comportamiento de un gas al llenar un globo y medir su volumen a diferentes temperaturas. Después de muchas mediciones concluye que el volumen de un gas siempre aumenta cuando se eleva la temperatura. ¿Es este un ejemplo de una ley o de una teoría? **Respuesta:**

“Es un ejemplo de una ley. Resume una gran cantidad de observaciones, pero a diferencia de una hipótesis o una teoría, no proporciona la causa subyacente”.

“Una teoría es una suposición que esperamos que sea cierta.

Una hipótesis, una suposición que esperamos que sea útil.

Las ficciones pertenecen a la esfera del arte”.

**G.J. Stoney**






**El profesor promueve** la observación y la descripción en el aula-laboratorio.

## 6.2 Observación y descripción científica

Todo el mundo cree que es un buen observador. Sin embargo, la observación es mucho más que ver lo que es simplemente visible. La observación requiere, concentración, estar alerta al detalle, ingenio y a menudo simple paciencia.

¡Hasta se requiere práctica! Compruébese todo ello, en lo completa que puede hacerse una descripción de cualquier objeto familiar. Empiécese con un experimento: obsérvese una vela encendida, ¿Se tiene que controlar las condiciones? ¡Esté preparado a sorprenderse!

A veces las condiciones importantes son difíciles de describir. Sin embargo, puede ser que un experimento no tenga ningún significado a menos que se controlen las condiciones que son realmente importantes. A continuación se da una lista de algunas condiciones que pueden ser importantes en algunos experimentos, pero que no lo son en este caso.

-  El experimento se realiza en el segundo piso.
-  El experimento se realiza durante el día.
-  Las luces de la habitación están encendidas.





A continuación se dan otras condiciones que podrían ser importantes en este experimento.

- La mesa de laboratorio está cerca de la puerta.
- Las ventanas están abiertas.
- El experimentador está suficientemente cerca de la vela, para respirar sobre ella; pero no suficientemente cerca para no chamuscarse el pelo.

**¿Por qué son importantes estas condiciones?** Porque ejercen influencia sobre el objeto que se requiere observar. **¿Tiene algo en común?** Si. Existe el factor común de que una vela no funciona bien en una corriente de aire. A menudo, las condiciones importantes no se las reconoce fácilmente como tales. Un buen experimentador pone mucha atención al descubrimiento y control de las condiciones experimentales importantes.

### Actividad

#### Procedimiento

-  Obsérvese una vela y enciéndase. Anótese tantas observaciones como se puede durante un corto período de tiempo (10 a 15 minutos)
-  Entréguese un reporte al profesor.
-  Por la noche vuelva a escribir sus observaciones de la vela encendida.
-  Considerar los puntos discutidos en clase e inclúyase cualquier otra observación que pueda hacerse (Davis-MacNab-Haenisch, et-al 1975).

### 6.3 La observación de una interacción

El estudio que se ha realizado sobre la vela encendida, ha ayudado a distinguir entre una observación y una interpretación. Se ha considerado, también, la diferencia entre una observación cualitativa y otra cuantitativa. Después de esta experiencia puede ser que se convenga, en que hacer buenas observaciones es mucho más difícil de lo que puede imaginarse. Se necesita habilidad y experiencia para llegar a ser un buen observador. Esta capacidad para hacer observaciones cuidadosas es tan importante que será de mucho provecho desarrollar esta habilidad tanto como sea posible.

Esta experiencia brinda otra oportunidad para practicar la observación cuidadosa. Inténtese pensar en qué condiciones pueden ser significativas y permanezca alerta a las preguntas que vengan a la mente a medida que se observa.

Hágase las observaciones lo más completas posibles. Acuérdesse de utilizar métodos tanto cuantitativos como cualitativos, puede ser que se desee usar un termómetro para hacer medidas cuantitativas respecto a la temperatura.

#### Procedimiento

1. A un vaso de precipitados de 100 mL agregar una pequeña cucharada de cristales azules; déjese reposar durante unos minutos el sistema formado por el agua y los cristales.
2. Anótese las observaciones. Agítese el agua hasta que se disuelvan los cristales. Cuando los cristales se hayan disuelto, póngase un trozo de papel aluminio, sin arrugarlo, en la disolución.
3. Después de haber anotado todas las observaciones, apúntese todas las preguntas que se le hayan ocurrido durante esta experiencia (Davis-MacNab-et al, 1975).

#### Concepto clave:

- El proceso de inferencia

**El conocimiento social**, con frecuencia implica ir más allá de la información disponible y requiere formarse impresiones, realizar juicios o formular inferencias.

#### Inferencia

"Proceso en el que se va más allá de la información disponible, pretendiéndose llegar a una conclusiones acerca de unos datos que no están completamente contenidos en los datos mismos".

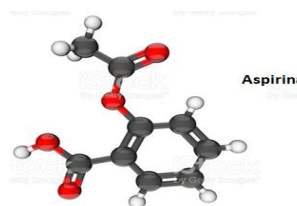
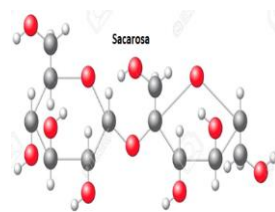
 <https://www.psicologia-online.com/el-proceso-de-inferencia-2047.html>

## 7. Los modelos en ciencias

Para estudiar la química debes utilizar perspectivas macro y microscópicas. Por ejemplo, tanto la sacarosa como la aspirina están formadas por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno, pero se comportan y funcionan de manera distinta.

Estas diferencias deben surgir de las diferencias en la distribución submicroscópica de sus átomos respectivos.

Los dos dibujos son herramientas que te permiten estudiar lo que de hecho no se puede ver, en este caso la colocación de los átomos. Estos dibujos representan un tipo de modelo que se usa en la ciencia. En ocasiones, un modelo es algo que puedes ver y manipular, por ejemplo modelos de automóviles y aviones, o tal vez un modelo a escala del proyecto de un edificio de un arquitecto.



Los modelos se utilizan, se someten a prueba y se revisan constantemente durante nuevos experimentos. Un modelo de la estructura submicroscópica de un pedazo de materia debe ser útil para explicar el comportamiento macroscópico que se observa en esa clase de materia, así como predecir el comportamiento que aún **no ha** sido observado.

El modelo de la aspirina es un ejemplo de un modelo científico, es decir, un instrumento diseñado que ayuda a entender y a explicar las observaciones macroscópicas. Los modelos científicos se construyen sobre la experimentación.

En la Grecia antigua se elaboró, hace unos 2500 años, un modelo de materia fundado en los átomos, pero este modelo no era científico porque nunca fue respaldado por la experimentación. Hubo que esperar hasta el siglo XIX para que se propusiera un modelo científico de la materia. Este modelo atómico se desarrolló y verificó con experimentos, y ha resistido más de 200 años de predicción y experimentación con sólo leves modificaciones (Phillips- Strozak-Wistrom, 2004)

### 7.1 Modelo corpuscular de la materia

- ✓ Un modelo corresponde a una representación de algo que se desea conocer, y no podemos ver a simple vista.
- ✓ Es construido en base a las características que se manifiestan.
- ✓ El concepto corpuscular hace referencia al nombre genérico de una pequeña estructura de forma esferoidal.
- ✓ Para explicar las propiedades de la materia y sus transformaciones los científicos utilizan modelos.
- ✓ Los modelos científicos son representaciones que se usan para explicar hechos conocidos y predecir otros.

 <https://www.google.es/search?q=Modelo+corpuscular>



### El profesor:

- ♣ Solicita la construcción de modelos con esferas para los tres estados de agregación del agua.
- ♣ Promueve la reflexión sobre la importancia de los modelos en el estudio de la química.
- ♣ Resolución de exámenes sobre propiedades generales, características, relaciones entre movimiento de las partículas y cambios de estado de agregación.

### Concepto clave:

#### ➤ Modelo científico

El **modelo científico** es una representación abstracta de fenómenos y procesos para explicarlos. A través de la introducción de datos en el modelo permite estudiar el resultado final.

Para hacer un modelo es necesario plantear ciertas hipótesis, de manera que la representación del resultado que queremos obtener sea lo más exacta posible, además de sencillo para que sea fácilmente manipulado.

#### ❖ Nanotecnología

No es meramente la reducción del tamaño de soluciones tecnológicas existentes, sino que experimenta efectos propios y característicos de la nanoescala. Así como la naturaleza fija las leyes en la nanoescala, también se aprovecha de ellas, lo cual nos sirve asimismo de inspiración (Acosta Jiménez José A. 2016).

### CONTESTA NÚMERO 3.

1. La sustancia **A** pura es un sólido a temperatura ambiente. Al calentarse a unos 250°C se licúa gradualmente. Al enfriarse a temperatura ambiente, el líquido no vuelve a solidificarse,
  - a) ¿Es la sustancia **A** un elemento o un compuesto? Explica.
  - b) ¿Se ha verificado un cambio químico? \_\_\_\_\_
  - c) ¿Se podría decir que el líquido resultante es un elemento de acuerdo a la información disponible? \_\_\_\_\_
2. ¿Por qué es necesario repetir los experimentos para comprobar una hipótesis?

**Aprendizaje 4.** El estudiante reconoce la importancia del uso de modelos en el estudio de la química al hacer uso de ellos al representar con esferas los diferentes estados de agregación del agua.



**El profesor orienta el diseño** de un experimento, por grupos cooperativos para comparar la capacidad de disolvente del agua con la de otros disolventes y con diversos solutos y promueve la expresión oral y escrita en el grupo al analizar las diferentes propuestas. **(A5)**

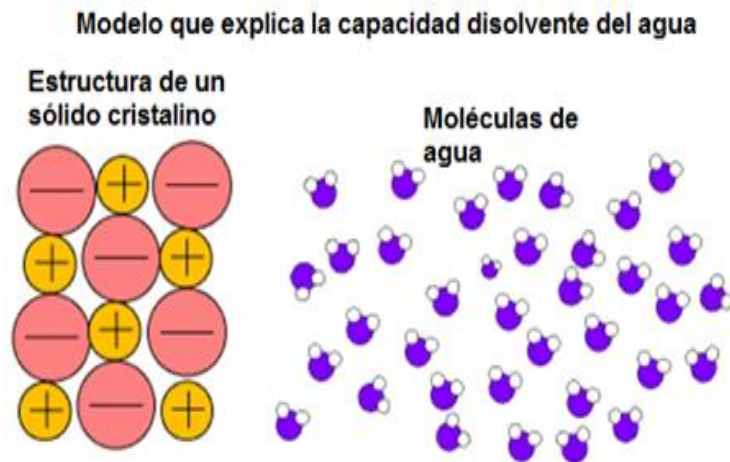
## 6. La capacidad disolvente del agua y las mezclas

Compuesto:

- Capacidad disolvente o de disolución del agua.
- Concepto.
- Condiciones para considerar a un material como compuesto.

Las moléculas de agua por ser de **naturaleza polar** es capaz de disolver una amplia gama de sustancias que pueden ser sales inorgánicas o cristales iónicos como la sal de mesa así como los azúcares.

Debido a la polaridad de la molécula, el agua se interpone entre las cargas de la red del cristal, lo que origina una disminución importante de la atracción entre ellos y provoca su separación y, en definitiva, su disolución.



La capacidad del agua para disolver iones se puede explicar porque, gracias a la polaridad del agua, esta tiene relativamente alta **constante dieléctrica  $k = 82$** .

**Para recordar:**

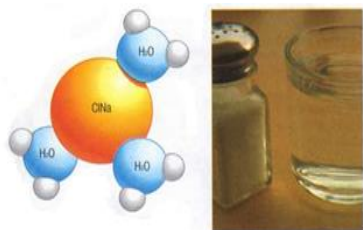
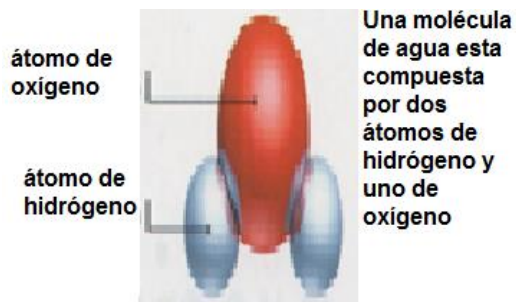
®“**Un modelo** es una abstracción mental, a menudo esbozada gráficamente, que se utiliza para explicar alguna observación o representar algo que no puede verse” (Torrenegra-Pedrozo, 2000).

“**Mezcla**, Unión de dos o más sustancias en cualquier proporción sin variar sus propiedades por lo que no hay interacción química y no existe manifestación de **energía**”.

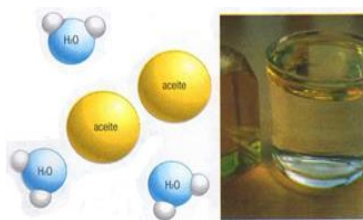
**“El agua congelada pesa un 9% menos que el agua en estado líquido”**

## 8.1 El agua como disolvente

La naturaleza química del agua, hace que sea un gran disolvente para sustancias como por ejemplo las sales o las proteínas. Por ello constituye el medio en el cual se produce la mayor parte de las reacciones del metabolismo de los seres vivos.



Por el contrario, es totalmente incompatible con los aceites y las grasas, cuya naturaleza química hace que sus moléculas queden unidas entre ellas, formando una barrera para el agua y demás sustancias de su mismo tipo.



◀ esquema de moléculas de agua envolviendo una molécula de sal. Derecha sal disuelta en agua.

◀ esquema de moléculas de agua alrededor de moléculas de aceite. Derecha, constatación de que el agua no disuelve al aceite

Ejemplos de moléculas muy solubles en agua; amoníaco (gas), etanol (líquido) y acetona (líquido)

En contraste con esas tres moléculas el agua y la gasolina son muy poco **miscibles**. En cambio la gasolina es un magnífico disolvente de aceite, grasas y ceras, en estos casos ninguna de las sustancias tiene fuerzas intermoleculares considerables.

Existe una máxima que, aunque ambigua, ha sido muy usada por los químicos desde hace mucho tiempo: “**lo semejante disuelve a lo semejante**”, y esto es de esperarse; las fuerzas entre moléculas similares son comparables a las que existen entre moléculas idénticas.

“Con base a los modelos anteriores, podemos establecer que el agua posee gran capacidad de disolución”.



### Explicación.

El KCl, NaCl, KBr o  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$  son solubles en agua, **porque las atracciones** entre las moléculas polares de ésta ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y los iones de estos cristales son tan fuertes, que los **enlaces iónicos se rompen sin dificultad**.

Un sólido tal como **AgCl** ó **BaSO<sub>4</sub>** es casi insoluble **porque la fuerza de atracción** entre la molécula polar ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y los iones de esas sales cristalinas, no es suficientemente fuerte para romper los enlaces iónicos.



### 8.1.1 Disoluciones, soluto y disolvente

- Una disolución es una dispersión homogénea de un soluto en un solvente.
- Un soluto es la parte de una disolución que se encuentra en menor cantidad o es sólido.
- Solvente o disolvente es la parte de la disolución que se encuentra en mayor cantidad.
- Hay disoluciones líquidas como la de sal en el agua, sólidas como las amalgamas y las aleaciones y gaseosas como el aire.

## 8.2 Disoluciones acuosas, mezclas homogéneas

Desde nuestra experiencia sabemos que el azúcar y la sal de mesa son solubles en agua (por razones diferentes, la primera por tener fuerzas intermoleculares equivalentes y la segunda por presentar fuerzas ión-dipolo). Sin embargo, no podemos disolver un kilo de sal en un vaso de agua: hay una cantidad de soluto que se puede disolver, pero pasada esta cantidad **el soluto ya no se disuelve y se va al fondo del vaso, por más que agitemos vigorosamente.**

La experiencia también nos dice que el azúcar o sal se disuelven mejor si calentamos el agua, pero aun así hay un límite en la cantidad de soluto que se puede disolver.

<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/62-tipos-de-soluciones-y-solubilidad.htm>

**La cantidad de soluto que es posible disolver en un solvente dependerá de la naturaleza de éstos y de la temperatura a la que se realice la disolución.**



#### ○ Tipos de disoluciones

- ✓ **Diluida.** Es aquella que tiene poca cantidad de soluto disuelta.
- ✓ **Concentrada.** Es aquella que tiene mucha cantidad de soluto disuelta.
- ✓ **Saturada.** Es aquella donde ya se disolvió la máxima cantidad de soluto posible.

**“Para que el agua sea salada, sólo basta conque contenga una pequeña parte de su peso en sal”**



- ✓ **Sobresaturada.** Es aquella disolución donde se incrementó su temperatura para disolver aún más cantidad de soluto, al regresar a su temperatura original o al disminuir su temperatura tenderá a formar cristales o precipitados, sin embargo permanece por un tiempo con una cantidad de soluto disuelta superior a la existente en la disolución saturada, al agregarle unos pequeños cristales de soluto se promoverá la cristalización hasta regresar a la disolución saturada.



**Proponemos al profesor** la siguiente actividad para los estudiantes.

### **Actividad experimental No. 2**

Disoluciones y solubilidad de sales en agua y otros disolventes

#### **Propósito**

Comparar la solubilidad de dos sales. NaCl (Cloruro de Sodio) y KNO<sub>3</sub> (Nitrato de potasio) en agua, **alcohol etílico** y gasolina.

Elaboración de

Hipótesis: \_\_\_\_\_

#### **Material y sustancias en pequeñas cantidades**

- Balanza digital y una probeta de 25 mL.
- Tres vasos de precipitados de 50 mL, 1 agitador de vidrio
- Agua destilada o purificada.

Alcohol etílico (CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OH).

Gasolina.

Cristales de cloruro de sodio (NaCl).

Nitrato de potasio KNO<sub>3</sub>.

#### **Procedimiento**

- a) Averiguar (pesando y contabilizando progresivamente las cantidades que van siendo agregadas y disolviendo) **la máxima cantidad en gramos** de sal **NaCl** a disolverse en cada uno de los tres disolventes (hasta formar soluciones saturadas).

- b) Hacer lo mismo con el nitrato de potasio KNO<sub>3</sub>, y

continuar con las otras sustancias

- c) Resultados, se sugiere elaborar una tabla de datos

## Explicación


Podemos decir que un líquido polar disuelve a otro líquido polar y que líquidos no-polares se disuelven en líquidos no-polares, pero un **líquido polar no** se disuelve en **líquido no-polar**. El **alcohol** es una excepción a esta regla; este compuesto aunque no-polar, contiene grupos de **-OH** los cuales tienen la propiedad de formar enlaces de hidrógeno con el agua (Guayasamin, 1987).

### d) Cuestionario para el estudiante:

1. ¿Cuáles fueron las variables a controlar o a medirse durante el experimento?\_\_\_\_\_.
2. ¿Qué es una disolución?\_\_\_\_\_.
3. ¿Cuál fue el mejor disolvente de los tres líquidos usados?\_\_\_\_\_.
4. ¿Qué ventajas y desventajas tiene para el hombre que el agua sea considerada y usada como el disolvente universal?\_\_\_\_\_.
5. Elabora los modelos para explicar los tipos de disolución: diluido, concentrado, saturado y sobresaturado.

### Elabora conclusiones

**Aprendizaje 5.** El estudiante reconoce con experimentos la capacidad disolvente del agua, con la formulación de las hipótesis correspondientes, la aplicación de su capacidad de análisis, comunicación oral y escrita al trabajar en grupos cooperativos.

 El profesor cuestiona a los estudiantes sobre la presencia de las mezclas en la vida diaria y orienta la reflexión hacia establecer la importancia de las mezclas y que son más comunes que los compuestos y los elementos en lo cotidiano y en la naturaleza. (A6)

### Concepto clave:

#### ➤ Mezcla

Es el resultado de la unión física de dos o más componentes que mantienen sus propiedades y se unen formando suspensiones, disoluciones, aleaciones y **coloides**. Estas se dividen en dos grupos; las mezclas homogéneas y las mezclas heterogéneas. No tienen fórmula definida por lo que los componentes pueden existir en cualquier proporción.

“Se debe hacer todo tan sencillo  
como sea posible, pero no más  
sencillo”

**Albert Einstein**

### 8.2.1 Las mezclas en la vida cotidiana

Las mezclas se clasifican en homogéneas y heterogéneas.

**En una mezcla homogénea como las disoluciones su aspecto y su composición son uniformes en todas sus partes, lo cual puede apreciarse a simple vista y aún con microscopio.**

Ejemplos de **mezclas homogéneas** son las aleaciones sólidas como el latón y el bronce, las soluciones líquidas como una mezcla alcohol-agua o una de sal disuelta en agua y las gaseosas como el aire.

**Los componentes individuales en una mezcla heterogénea están físicamente separados y pueden observarse como tales a simple vista o con microscopio.**

Ejemplos de mezclas heterogéneas son la tierra, la espuma, la leche y una emulsión aceite-agua, pinturas.



### 8.2.2 Disoluciones

- **Las disoluciones son mezclas homogéneas** de dos o más sustancias. La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de disolvente, y a la de menor cantidad se le llama soluto y es la sustancia disuelta. El soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, y el disolvente puede ser también un gas, un líquido o un sólido. El agua con gas es un ejemplo de un gas (dióxido de carbono) disuelto en un líquido (agua). Las mezclas de gases, como ocurre en la atmósfera, son disoluciones.



#### Explicación

Generalmente, los sólidos iónicos son insolubles en líquidos no-polares. Las moléculas de estos líquidos tiene fuerzas de Van der Waals muy débiles. Estas fuerzas no son lo suficientemente grandes como para romper las fuerzas electrostáticas de atracción entre los iones del sólido. Por ejemplo el NaCl, KBr, o  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$  **son insolubles en líquidos** tales como gasolina, keroseno o benceno.

#### Ejemplos de disoluciones

- ✓ Aire,  
Soluta el oxígeno 20%, disolvente nitrógeno 80%
- ✓ Combustible para motores,  
Soluta el aceite 5% y disolvente la gasolina 95%
- ✓ Agua mineral,

- ✓ Solute dióxido de carbono 0.2% y disolvente el agua 99.8%

Cuando ambos componentes están disueltos totalmente donde no distingue el soluto en el disolvente y existe una miscibilidad total se dice que se tiene una mezcla homogénea, así se tiene la siguiente clasificación:

### 8.2.3 Las disoluciones

**verdaderas** se diferencian de las disoluciones coloidales y de las suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular, y se encuentran dispersas entre las moléculas del disolvente.

Disolvente	Soluto	Ejemplo
Gas	Gas	Aire (oxígeno en nitrógeno)
Gas	Líquido	Aire húmedo (agua en aire)
Gas	Sólido	Humus (partículas de carbón en aire)
Líquido	Gas	Refrescos (dióxido de carbono en agua)
Líquido	Líquido	Vinagre (ácido acético en agua)
Líquido	Sólido	Agua de mar (diferentes sales en agua)
Sólido	Gas	Máscara de gases (gases en carbón)
Sólido	Líquido	Amalgamas (mercurio en plata)
Sólido	Sólido	Aleaciones (cobre en oro)

Observadas a través del microscopio, las disoluciones aparecen homogéneas y el soluto no puede separarse por filtración.

La propiedad de **solubilidad mutua** entre dos líquidos se conoce como solubilidad. **Si dos líquidos** se pueden disolver entre si en todas las proporciones se dice que **son totalmente miscibles**. El glicol de etileno (anticongelante para automóviles) y el agua son dos ejemplos de estos líquidos. Aun embargo el agua y el tetracloruro de carbono ( $\text{CCl}_4$ ) no se disuelven entre si considerablemente y por lo tanto son inmiscibles [Smooth-Chang (2007), capítulo 1].

Si existe distinción ente los componentes se dice que se tiene una mezcla heterogénea y se clasifican en coloides emulsiones, y suspensiones.

### 8.2.4 Efecto de la temperatura y la agitación aplicada a la disolución

El aumento de solubilidad se explica en términos de la energía cinética de las moléculas del sólido y del líquido. Cuando aumenta la temperatura, las moléculas del sólido vibran más y las moléculas del líquido adquieren más rapidez.

**La mayor rapidez de vibración debilita a las fuerzas de atracción entre las partículas del sólido y las moléculas del agua rompen los enlaces muy fácilmente.**

Durante algún tiempo las partículas del sólido se **difunden** en el líquido; si estas partículas son relativamente pesadas, la rapidez de **difusión** es muy lenta. Las moléculas se aglomeran en una región alrededor del cristal y la **difusión** disminuye. Si por el contrario, agitamos la solución, las partículas disueltas abandonan la región que está alrededor del cristal y se difunden rápidamente, esto ocasiona la creación de superficies de sólido libres de partículas disueltas.

Por consiguiente aumenta la rapidez de disolución [Guayasamin, (1987) Química, una versión moderna. Capítulo 17, página 180].

**“Una persona puede sobrevivir un mes sin comer pero solo siete días como máximo sin beber agua”**

## ¿Cómo se puede saber si una mezcla líquida es una disolución o una dispersión coloidal?

Se dice que una disolución es transparente cuando se dirige a ella un rayo de luz y la atraviesa. Sin embargo, cuando se dirige un rayo de luz a una dispersión coloidal, las partículas coloidales tienen el tamaño adecuado para producir la dispersión o la reflexión de la luz.

El aire contiene partículas coloidales que reflejan y dispersan la luz, de ahí que el rayo que produce una lámpara de mano tenga el aspecto de una columna de luz. Este fenómeno se conoce con el nombre de **efecto Tyndall**.

Cuando una sustancia se dispersa en otra, de tal manera que las partículas dispersas sean mayores que las coloidales (mayores de 1000 angstroms), la dispersión se conoce como suspensión. Esto significa que las partículas (grandes conglomerados de moléculas o iones) están suspendidas en otra sustancia.

Contrariamente a lo que sucede con las partículas coloidales, las suspendidas dan un aspecto nebuloso a la mezcla y se sedimentan cuando la mezcla se deja en reposo (T.R. Dickson, 1992).

### Concepto clave:

#### ➤ Mezcla

Es el resultado de la unión física de dos o más componentes que mantienen sus propiedades y se unen formando suspensiones, soluciones, aleaciones y **coloides**. Estas se dividen en dos grupos; las mezclas homogéneas y las mezclas heterogéneas. No tienen fórmula definida por lo que los componentes pueden existir en cualquier proporción.

**Aprendizaje 6.** El estudiante reconoce la abundancia de las mezclas en el entorno cotidiano al observar diferentes materiales y la presencia del agua en gran cantidad de mezclas. (N1)



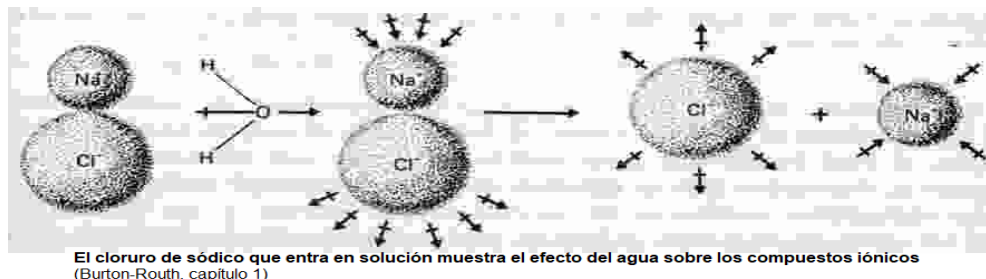
**El profesor orienta** el análisis de los resultados para subrayar la excepcional capacidad disolvente del agua (disuelve solutos iónicos y solutos con enlaces covalentes pero con pequeño tamaño de molécula y grupos funcionales que promuevan la existencia de dipolos (la sacarosa) o la ionización como los ácidos carboxílicos y relacionarla con su facilidad para contaminarse (formar mezclas).

### 7. La **polaridad química** o solo **polaridad**

Es una propiedad de las moléculas que representa la separación de las cargas eléctricas en la misma molécula (consultar también dipolo eléctrico).

Esta propiedad está íntimamente relacionada con otras propiedades como la solubilidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, las fuerzas intermoleculares, etcétera.

Si una sustancia como sal y azúcar se disuelve en agua, la mezcla homogénea se llama una disolución. Cuando se diluye en agua un compuesto como la sal, las fuerzas que sostienen unidos los iones de sodio y los iones de cloruro son vencidas por la atracción de las moléculas de agua por los iones, según se indica en la siguiente figura.

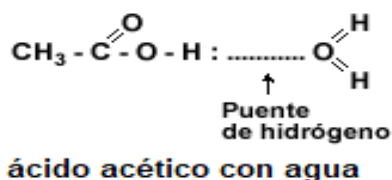


Aunque el agua es un disolvente común para solutos polares, como el azúcar y sales, no es satisfactorio para solutos no polares como grasas y aceites, porque la energía necesaria para separar las moléculas de disolvente no queda compensada por la débil interacción de soluto-disolvente. Tales solutos no polares son fácilmente solubles en solventes no polares, como éter, tetracloruro de carbono y gasolina.

En general, cabe afirmar que los solutos iónicos y polares son sobre todo solubles en disolventes polares (como agua) y los solutos no polares son más solubles en disolventes no polares.

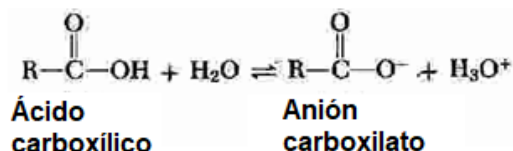
El azúcar se disuelve en agua porque ambas sustancias son sustancias polares. **El agua disuelve la mayoría de las sustancias que son polares o iónicas.**

El hecho de que el azúcar se disuelva en el agua es inusual porque la mayoría de **los compuestos moleculares son no polares y no son solubles en agua.**



Los ácidos carboxílicos más simples solo están muy poco ionizados en agua, y son muy débiles.

Si se observa el carboxílico tiene en su estructura un carbonilo (-CO-) de las cetonas y un hidroxilo (-OH) de los alcoholes.



Como los alcoholes, el grupo funcional orgánico de un ácido [H-COO-] contiene un grupo hidroxilo capaz de formar enlaces de hidrógeno con otras moléculas ácidas, o con otros tipos de moléculas similares, como el agua.

### Pregunta para el estudiante:

¿Qué es más soluble en el agua la sal o el azúcar?

¿Por qué el azúcar se disuelve más rápido en agua caliente?

<https://www.google.com/search?source=hp&ei=wSH5XMDYJciW0gKRgYWQDw&q=porque+el+azúcar+se+disuelve+en+el+agua&oq>

En consecuencia, los ácidos carboxílicos de masa molar baja son solubles en agua; la solubilidad límite se encuentra a nivel de cuatro a cinco átomos de carbono. La ramificación de la cadena carbonada, aumenta la solubilidad en agua, y algunos ácidos ramificados de cinco a seis átomos de carbono son solubles en agua [Burton-Routh. (1977) Química orgánica y bioquímica. Capítulo 10, 1977]

En general, semejante disuelve a semejante: disolvente apolar disuelve disolución apolar, y viceversa.

#### CONTESTA NÚMERO 4.

**1. El agua y el aceite comestible no se mezclan debido a su diferente**

- a) polaridad.
- b) densidad.
- c) masa molar.
- d) temperatura de fusión.

**2. ¿Cuántos gramos de un alcohol pueden disolverse en 100 gramos de agua?**

Etanol	Infinito
n-propanol	Infinito
Butanol	12.5 g
n-hexanol	0.600 g
n-Octanol	0.054 g

La siguiente tabla proporciona datos de solubilidad a 20°C. ¿Consideras que con los cinco alcoholes en el agua existe mezcla homogénea? Experimenta y concluye.

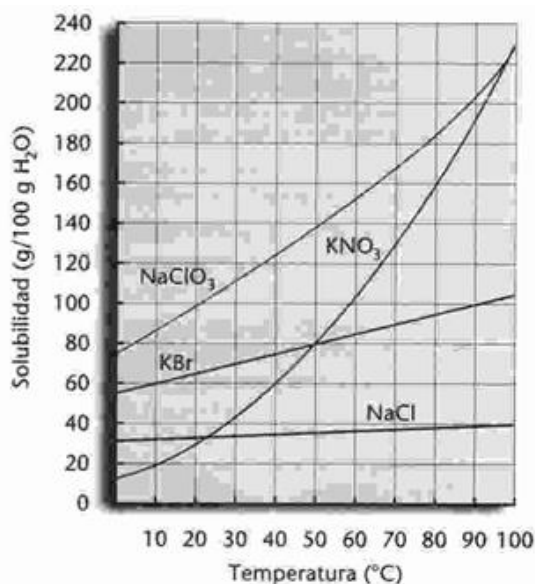
- a) Ordena los alcoholes **R-OH** (R, radical de uno dos o tres carbonos, etc.) de menor a mayor respecto a la masa molar. Si tienen (C<sub>2</sub>, C<sub>3</sub>, C<sub>4</sub>, C<sub>6</sub>, C<sub>8</sub> carbonos respectivos).
  - b) ¿Existe alguna relación entre la solubilidad de estos compuestos y su masa molar? Justifica tu respuesta.
- 3. La existencia de los sistemas dispersos se basa precisamente en el tamaño tan pequeño que tienen las partículas de la fase dispersa, sin embargo, esto significa que cada gotita forma una interfase y si hay millones de gotitas, hay una gran cantidad de interfase. Las interfaces son zonas de alta energía.**
- c) ¿Existe interfase entre dos gases?
  - d) ¿Podemos suponer que los sistemas dispersos no son muy estables debido a la gran cantidad de energía que contiene en su interfase?
  - e) Para producir un sistema disperso, por ejemplo, una mayonesa, hay que batir con fuerza ambas fases. ¿A qué se debe todo esto?

**“El agua abandona el estómago de una persona a los cinco minutos de haberla bebido”**



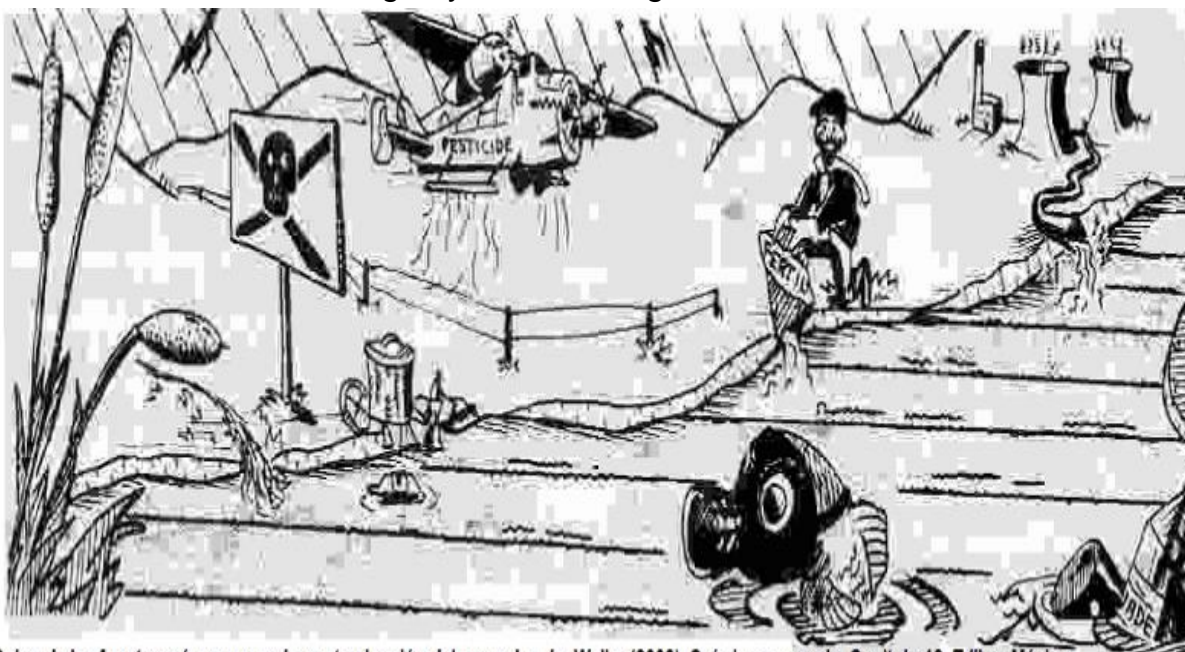
4. Observa la gráfica de solubilidad y responde las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles compuestos de la gráfica son iónicos? ¿Cómo lo sabe?
- ¿Cuántos gramos de KBr se disolverán en 100 g de agua a 60°C?
- La gente cree que la sal de mesa (NaCl) es muy soluble en agua. ¿Es correcta esa creencia?



## 10. Contaminación del agua

La gente siempre ha confiado en las fuentes naturales de aguas potables para beber, lavar, cosechar, y para los animales. Por esta razón, las antiguas comunidades se establecieron cerca de lagos y ríos. Estas gentes estaban familiarizadas con los



Ocho de las fuentes más comunes de contaminación del agua. Lewis- Waller.(2003) Química razonada. Capítulo 12. Trillas. México.

problemas de la contaminación del agua. Arrojaban los desperdicios de la comunidad corriente abajo del río y dejaban que la naturaleza se ocupase del problema.

**“El agua salada no se puede beber porque provoca deshidratación”**



Y así fue durante mucho tiempo, la Naturaleza realizó esto bastante bien, purificando los desperdicios y diluyéndolos hasta que dejaban de ser dañinos. Pero con el crecimiento constante de la población y de las industrias mundiales, el agua de desperdicio de una ciudad se convierte en fuente de suministro de la siguiente ciudad.

Los procesos naturales de purificación ya no son efectivos, y la vida acuática pelagra. Además, el agua adquiere olores desagradables y puede transmitir bacterias causantes de enfermedades.

El agua natural nunca está completamente pura, siempre acarrea pequeñas cantidades de compuestos orgánicos, gases, partículas, minerales y sales. Cuando la Naturaleza y los niveles de concentración de estas sustancias se consideran seguros, entonces el agua puede utilizarse para el consumo humano (Madras-Stratton, 1990). Cuando el agua no disuelve algunos materiales en lagos y ríos se producen diversidad de mezclas heterogéneas y la consideramos contaminada.



**El profesor se apoya** con los siguientes ejemplos de clasificación de mezclas para argumentar con los estudiantes, y remite el caso particular de las disoluciones acuosas. (A7)

### **11. Clasificación de mezclas homogéneas y heterogéneas**

Los siguientes son diez ejemplos de **mezclas homogéneas (disoluciones)**, con las cuales vivimos día a día:

1. **Agua con azúcar.**
2. Agua con sal.
3. **Vinagre** disuelto en agua.
4. Cloro disuelto en agua.
5. Tinta con agua.
6. El aire es una disolución, debido a que es la unión de distintos gases como; **oxígeno, bióxido de carbono**, vapor de agua y otros gases, que no se pueden separar.
7. El café (mezcla homogénea o disolución de agua, azúcar y café disuelto en ella).
8. El agua del mar, al poseer entre sus componentes agua, sal y otros minerales disueltos, se convierte una mezcla homogénea o disolución.
9. La **masa de un pastel** es también una mezcla homogénea, ya que al poseer varios ingredientes en su estructura (que no pueden ser separados luego de mezclados) forma parte de este grupo.
10. Los **desodorantes en aerosol** tienen su lugar en este selecto grupo, debido a que son la mezcla de fragancia, **gas isobutano** y **alcohol** que se encuentran en un **estado** líquido y son atomizados gracias al mecanismo de los envases que los contienen. Asimismo, estos componentes no pueden ser separadas por ningún proceso químico.

- **Las mezclas heterogéneas**

Tienen la facultad de hacer que un elemento que por si solo cumpla con una función en específico, por ejemplo, el **vidrio** ésta elaborado por **arena**, y la arena a su vez contiene en su estructura muchos tipos de roca, que fragmentadas manométricamente forman una suave capa de polvo, pero que por separado poseen otra estructura. Las mezclas heterogéneas pueden variar su forma dependiendo del estado en el que se encuentren los componentes.

Es por eso que las mezclas como agua con tierra, si se añade en mayor cantidad tierra, ocupará la mayor parte del espacio molecular, haciendo que sea una composición con más estado sólido que líquido.

- **Las emulsiones** son mezclas heterogéneas formadas por **dos líquidos**, las razones por las que no se completa la homogeneidad en una mezcla con dos líquidos es porque sus concentraciones no son las mismas, esto influye en la manera como la mezcla se realiza, por ejemplo si combinamos en un solo envase **agua con aceite**, este último se apreciara en pequeñas burbujas, esto se debe a que la acuosidad del aceite es mayor a la del agua, esta combinación no permite que sea homogénea en su totalidad.
- **Las suspensiones** son mezclas heterogéneas entre un **sólido y agua**, la principal característica se aprecia en su nombre, por lo general, la parte solida de la sustancia queda suspendida en la parte liquida, volvemos a la misma explicación anterior, las propiedades físicas entre ellas la concentración, no permiten que la sustancia se compacte por completo. En muchos casos, es la parte liquida quien domina en la mezcla, sin embargo hay situaciones en las que el sólido es quien contiene lo liquido, le da forma, carácter y función determinante (<http://conceptodefinicion.de/heterogeneo/>).

### **Actividad grupal con los estudiantes**

Elaborar una lista de mezclas comunes que nos rodean, indicando si son homogéneas o heterogéneas y cuáles son sus usos.



Mediante una discusión por equipos de trabajo y luego efectuando una lluvia de ideas entre los equipos, anotar las respuestas en el pizarrón y elaborar esta lista.

**Aprendizaje 7.** El estudiante clasifica a las mezclas en heterogéneas y homogéneas e incluye dentro de éstas últimas a las disoluciones. (N1)

**“Así como el agua regula la temperatura del planeta, también regula la temperatura del cuerpo humano”**



**El profesor cuestiona** sobre la convivencia y limitaciones de usar las expresiones cotidianas para la concentración y explica cómo calcular las concentraciones en porcentaje de masa de soluto en masa de disolución y en porcentaje en volumen de soluto en volumen de disolución. (A8)

## **12. Necesidad de expresar la concentración de mezclas de uso cotidiano**

Uno de los tipos de mezclas más utilizado es el de las mezclas homogéneas, de las cuales las disoluciones son un ejemplo de uso bastante común. Puede haber disoluciones que contengan disuelta poca cantidad de soluto las cuales se conocen como soluciones diluidas por ejemplo el vinagre, otras que tengan una alta concentración de soluto disuelto o sea las disoluciones muy concentradas como las mieles y aún otras que tienen tanto soluto disuelto que ya no aceptan disolver más y se conocen como disoluciones saturadas, esto sucede cuando le agregamos tanta azúcar al agua que aunque le agitemos con energía ya no se disuelve.

**Con estos ejemplos se desprende la necesidad de medir la cantidad de soluto que tiene disuelta una disolución, lo cual se conoce como su concentración.**

Para expresar la concentración de una disolución de uso cotidiano hay que considerar que un soluto y un disolvente pueden ser mezclados en varias proporciones, produciéndose una serie de disoluciones de diferente concentración entre ellas.

### **Concentración de disoluciones.**

Para preparar una disolución no solamente es necesario identificar al soluto y al solvente, sino que también es necesario expresar su composición en base al contenido de soluto que tiene la solución.

### **12.1 Formas de expresar la concentración de disoluciones:**

Es muy común expresa la concentración de disoluciones en dos categorías:

1. Por ciento en masa: % m/m
2. Por ciento en volumen: % v/v
3. Partes por millón: ppm

### **Concentración de disoluciones en por ciento en masa: % m/m**

% m/m significa: el por ciento en masa del soluto (g) disuelto en 100 g de disolución (se usa balanza en su determinación).

**“Cuando una persona siente sed, es porque ha perdido más del 1% del total de agua de su cuerpo”**

(43)

**Fórmula:**

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa en gramos de soluto}}{\text{masa en gramos de disolución}} (100)$$

**Ejemplos:**

1. Se disuelven 15 gramos de cloruro de sodio NaCl en agua hasta formar 100 gramos de solución. ¿Cuál es su porcentaje en masa?

$$\% \text{ m/m} = 15\text{g}/100\text{g} \times 100 = 15\%$$

2. Se disuelven 10 gramos de nitrato de potasio en agua suficiente para formar 60 gramos de solución. ¿Cuál es su porcentaje en masa?

$$\% \text{ m/m} = 10\text{g}/60\text{g} \times 100 = 16.67\%$$

### **Concentración de disoluciones en porcentaje en volumen: % v/v**

% v/v significa: el porcentaje de volumen (mL) de soluto disuelto en 100 mL de disolución (se usan instrumentos de vidrio graduados o aforados para preparar estas disoluciones). Esta concentración se usa para disoluciones de líquido en líquido como en el caso de las bebidas alcohólicas.

**Fórmula:**

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen en mL de soluto}}{\text{volumen en mL de disolución}} (100)$$

Esta expresión es muy útil en disolución de gases, por ejemplo en el aire 21% volumen es oxígeno (O<sub>2</sub>), y 78% volumen es nitrógeno (N<sub>2</sub>) y el 1% volumen de otros gases como argón (Ar) y de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).

Ejemplo si un recipiente de 8 litros está lleno de aire, el volumen de oxígeno es:  $8(0.21) = 1.68 \text{ L}$

## **12.2 Ejercicios de cálculo químico**

**Calcular la concentración % v/v de las siguientes disoluciones:**

1. 50 mL de formaldehído para formar con agua 400 mL de solución % v/v

$$= 50\text{mL}/400\text{mL} \times 100 = 12.5 \%$$

2. 75 mL de ácido sulfúrico hasta formar con agua 500 mL de solución % v/v

$$= 75\text{mL}/500\text{mL} \times 100 = 15 \%$$

3. A 275 mL de agua destilada se le agregan 125 de etanol para formar una disolución. ¿Cuál es el V/V % del soluto?

$$125 \text{ mL de alcohol} / 400 \text{ mL de disolución} (100) = 31.25\%$$

4. Se mezclan en fundición 300 gramos de cobre, con 100 gramos de estaño. ¿Cuál es la concentración m/m% de Sn y de Cu?

$$100 \text{ gramos de estaño} / 400 \text{ gramos de disolución sólida} (100) = 25\% \text{ de estaño y } 75\% \text{ de cobre.}$$

5. En 300 mL de aire puro la quinta parte es oxígeno.

$$\text{¿Cuál es su V/V \%?}$$

La quinta parte de 300 mL son;  $300/5 = 60$  mL de oxígeno, entonces

$$60 \text{ mL} / 300 \text{ mL} (100) = 20\% \text{ es oxígeno y por lo tanto el } 80\% \text{ es nitrógeno.}$$

6. Se elaboró una liga metálica con 35 gramos de hierro forjado, 1 gramo de carbono y 4 gramos de cromo. ¿Cuál es la composición m/m% de cada componente de esta aleación o disolución metálica?

La disolución total es  $35 + 1 + 4 = 40$  gramos

$$\text{Fe} = 35 / 40 = 0.875 (100) = 87.5\%$$

$$\text{C} = 1 / 40 = 0.025 (100) = 2.5\%$$

$$\text{Cr} = 4 / 40 = 0.100 (100) = 10.0\%$$

7. Se mezclan 10 gramos de arcilla, 2 gramos de arena y 8 gramos de limo

$$\text{¿Cuál es su m/m\% de estos tres componentes de suelo?}$$

$$\text{Arcilla} = 10 / 20 (100) = 50\%$$

$$\text{Arena} = 2 / 20 (100) = 10\%$$

$$\text{Limo} = 8 / 20 (100) = 40\%$$

### Referencia bibliográfica:

T.R. Dickson. (1988) Química "Enfoque ecológico". Capítulo 9, pp 242-246. Limusa.



**Sugerimos al profesor** la siguiente actividad para los estudiantes:

### **Actividad experimental No. 3**

“Preparación de disoluciones y determinación de su concentración por ciento en masa % m/m y porcentaje en volumen % v/v”

#### **Introducción**

La constitución cuantitativa de una disolución se describe mejor indicando la constitución del soluto. Concentración es un término que expresa la cantidad de soluto contenido en una cantidad unitaria de la disolución. Por ejemplo, la concentración de sal disuelta en el agua de mar se puede expresar diciendo que hay 30 gramos de cloruro de sodio por litro. La concentración de una disolución es independiente de la cantidad de ésta, es decir, la concentración de un gran volumen de una disolución dada es la misma que la de un volumen pequeño. La concentración de la sal disuelta en una taza de agua de mar es la misma que la de una cubeta.

Es importante hacer notar la distinción entre cantidad y concentración. La cantidad de oro disuelto en los océanos del mundo es tan grande que podría proporcionarle a cada persona del mundo alrededor de dos kilogramos de dicho metal. Sin embargo, el oro está presente en el agua de mar a una concentración tan baja que sería económicamente imposible extraerlo.

Las concentraciones de la disoluciones proporcionan una base de comparación. **El agua de mar contiene 30 gramos** de sal disueltas por litro y el agua potable típica contiene menos de 0.4 gramos de sal disuelta por litro. El agua de mar está más concentrada en sales que el agua potable. **Las concentraciones se necesitan también para indicar los niveles tolerables de los contaminantes químicos y otras sustancias en el agua.**

#### **Propósitos:**

1. Preparar una disolución disolviendo 2.5 g de sulfato cúprico con agua suficiente hasta formar 150 g de disolución y calcular su concentración por ciento en masa % m/m.
2. Preparar otra disolución disolviendo 30 mL de alcohol etílico con agua suficiente hasta completar 800 mL de disolución y calcular su concentración en por ciento en volumen % v/v.

**Elaboración de hipótesis:**\_\_\_\_\_.

#### **Material**

- Balanza digital con tara.
- Un vaso de precipitados de 250 mL.
- Un matraz erlenmeyer de 1000 mL.
- Una probeta graduada de 50 mL.
- Un agitador o varilla de vidrio.

## Sustancias

- Sulfato de cobre (II).  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (cristales color azul)
- Alcohol etílico (etanol).  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$  (compuesto orgánico)
- Agua destilada.  $\text{H}_2\text{O}$  (libre de sales)

## Procedimiento

A) Disolución de sulfato de cobre (II), incógnita el % en m/m

1. Establecer en cero la balanza digital con el vaso de precipitados de 250 mL vacío, limpio y seco.
2. Agregar sulfato cúprico al vaso hasta 25 gramos leídos en la balanza digital.
3. Con la probeta medir 50 gramos de agua, leídos en la balanza

B) disolución de alcohol, incógnita la concentración % V/V

1. Medir con la probeta 750 mL de agua y 50 mL de alcohol.
2. Agitar y determinar la concentración del soluto.
3. Cálculos y resultados. De ambas disoluciones preparadas. De acuerdo a las incógnitas.

### Elaboración de conclusiones



matraz con disolución de alcohol en agua.

## Cuestionario para el estudiante:

1. ¿A qué se refiere el término concentración?
2. ¿Qué importancia tiene conocer la concentración de una disolución?
3. ¿Qué significa la concentración % m/m?
4. ¿Qué significa la concentración % v/v?
5. ¿Cuándo se prefiere utilizar la concentración por ciento en volumen en vez de por ciento en masa?

## Referencia:

1. Velasco S. F. et-al “**Libro de texto de Química I**” CCH-SUR 2007.

**Aprendizaje 8.** El estudiante reconoce la importancia de la proporción del soluto y el disolvente dentro de disoluciones utilizadas en la vida cotidiana al expresar su concentración en porcentaje en masa y en volumen (N2).



## CONTESTA NÚMERO 5.



**El profesor orienta la resolución** de ejercicios de cálculos de concentraciones a manera de ejemplo y después por los estudiantes de forma independiente. (A8)

1. Calcular la concentración en masa % m/m de una disolución elaborada al disolver 2 gramos de cromato de potasio  $K_2CrO_4$ , con agua suficiente para preparar 125 gramos de disolución. **Resultado; 1.6%**
2. Calcular la concentración en masa % m/m de una disolución elaborada disolviendo 45 g de azúcar con agua suficiente para preparar 325 g de disolución.
3. Calcular la concentración en masa % m/m de una disolución elaborada disolviendo 18 g de cloruro cúprico  $CuCl_2$  con agua suficiente para preparar 800 g de disolución.
4. ¿Cuántos gramos de cloruro de potasio KCl deberán ser disueltos en 100 g de agua para dar una disolución al 11 % m/m? **Resultado; 12.359 gramos**
5. Indicar que cantidad en gramos de soluto y disolvente se requiere para preparar:
  - a) Una disolución de 725 gramos de cloruro de bario al 7.5%  
**Resultado; 54.375 gramos de soluto  $BaCl_2$ .**
  - b) 375 g de disolución de sulfato manganesoso  $MnSO_4$  al 10 % m/m.
6. Una disolución se elabora mediante la mezcla de 100 mL de alcohol etílico y agua suficiente para preparar 800 mL de disolución. ¿Cuál es su concentración en % v/v?
7. A 85 mL de ácido clorhídrico se le añade suficiente agua para preparar 200 mL de disolución. Calcular su concentración en % v/v. **Resultado; 42.5%**
8. Una disolución se elabora mediante la mezcla de 250 mL de vinagre y agua suficiente para formar 1 litro de solución.  
¿Cuál es su concentración en % v/v?
9. Una muestra de agua de 0.25 litros contiene 7.5 miligramos de ion nitrato  
¿Cuáles son **las ppm** de  $NO_3^-$  ?
10. Una muestra de agua de 2.0 L contiene 500 **mg** de iones sulfato.  
¿Cuáles son las partes por millón de ion  $SO_4^{2-}$  ? **Resultado; 250 ppm**  
**Nota:** ver problemas resueltos de **ppm**, en página 343, **Nivaldo Tro.**

El profesor retoma el hecho de la abundancia de las mezclas y plantea la necesidad de la separación de los componentes de una mezcla para el estudio de sus constituyentes en cuanto a sus propiedades y composición. (A9)

### 13. Técnicas de separación y su fundamento

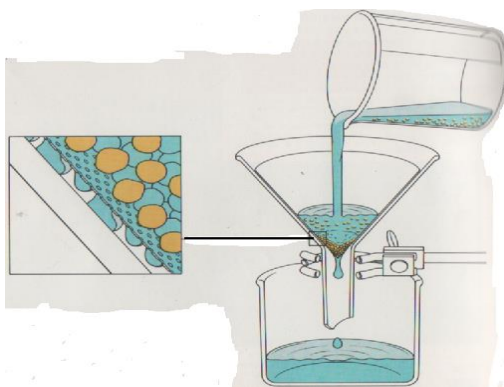
Comunmente el agua se contamina por su acción disolvente de otros líquidos, y sólidos que pueden ser solubles o insolubles, a esto se debe la formación de mezclas que pueden ser homogéneas también denominadas disoluciones y heterogéneas que pueden existir en forma de suspensiones, emulsiones o coloides.

Según el tipo de mezcla se debe seleccionar el método de separación más apropiado; filtración, decantación, sedimentación o evaporación, aunque también existen otros procesos.



Procesos de separación: a) filtración, b) decantación y c) sedimentación.

El profesor solicita un cuadro resumen de las técnicas de separación y la propiedad física en que se basan. (A9)



Por ejemplo, la filtración puede emplearse para separar dos sustancias mezcladas. Si por ejemplo, se mezcla granos de arena y de sal, podemos separarlos, gracias a que la sal se disuelve en el agua y la arena, no. Así pues, se añade agua a la mezcla y se vierte en un recipiente a través de un filtro. La arena queda retenida. Si luego se calienta el líquido (derecha), el agua se evapora dejando la sal en forma de polvo.

## ○ La destilación

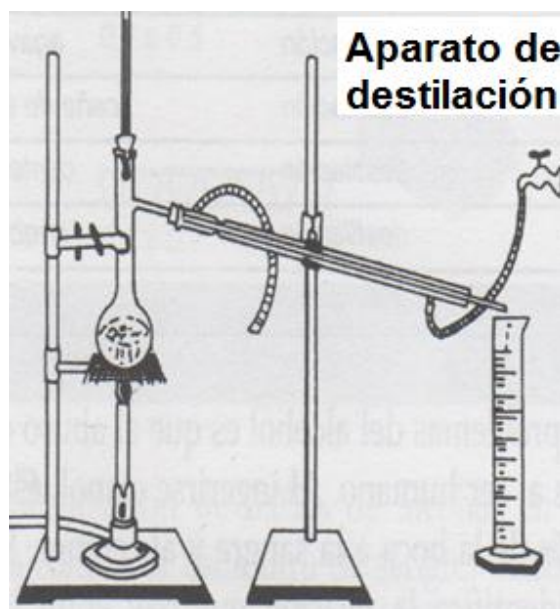
El proceso de la destilación se basa en el **punto de ebullición** de los componentes que existen en disolución homogénea.

Con este aparato en **el laboratorio** se pueden realizar los dos tipos de destilación más comunes; simple y fraccionada. ►

La destilación es un proceso físico para separar disoluciones o mezclas miscibles. Se requiere de energía para hervir la mezcla.

Los componentes del aire, principalmente el nitrógeno y el oxígeno se separan por destilación fraccionada.

Industrialmente se obtiene el nitrógeno ( $N_2$ ) del aire líquido por este proceso para la obtención o síntesis del amoníaco ( $NH_3$ ).



## ○ Decantación

La decantación es un proceso físico de separación de mezcla especial para separar mezclas heterogéneas, estas pueden ser exclusivamente líquido – líquido ó sólido – líquido.



La decantación se basa en la diferencia de densidades entre los dos componentes, que hace que dejados en reposo, ambos se separen hasta situarse el más denso en la parte inferior del envase que los contiene. De esta forma, podemos vaciar el contenido por arriba; si queremos tomar el componente menos denso o por abajo; si queremos tomar el más denso.

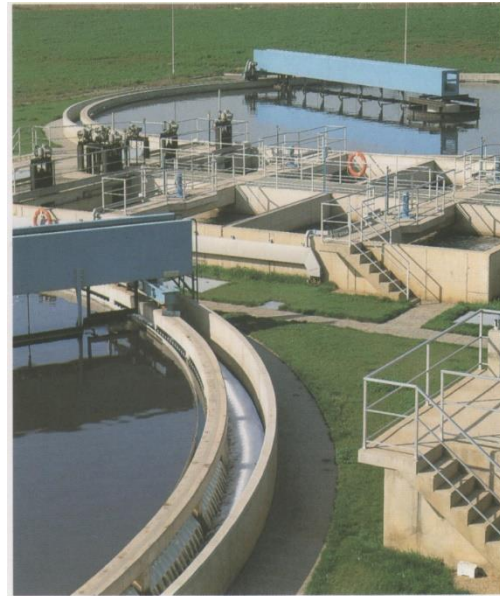
Embudo de decantación, se utiliza para separar líquidos, este embudo posee una llave en la parte de abajo que se abre y se cierra para soltar los distintos líquidos una vez separados.

**“No toda el agua que consume diariamente nuestro cuerpo se bebe.  
Casi todos los alimentos aportan un porcentaje de agua al organismo”**

Los decantadores del tipo clasificador mecánico y húmedo de sólidos resultan de especial relevancia en los procesos de depuración y tratamiento de aguas residuales. El proceso se desarrolla de la siguiente manera ►

Las partículas son transportadas por un líquido, que es removido por medio de unos rastrillos giratorios.

Los sólidos separados se depositan en el decantador, de donde se recogen y sacan de la periferia del fondo de la balsa circular, donde se ha llevado a cabo la sedimentación.



Decantadores en una depuradora de aguas residuales.  
LAROUSSE, Diccionario ilustrado de TÉCNICA Y TECNOLOGÍA, 2002.



**Profesor**, el estudiante:

Tiene que usar todos los recursos solicitados o propuestos para esta actividad No. 4. Usar sus diversas propiedades de los componentes para llevar a cabo la separación.

#### **Actividad experimental No. 4**

##### **Separación de mezclas**

**Propósito:** Separar los componentes de mezclas heterogéneas y homogéneas.

Planteamiento de hipótesis\_\_\_\_\_

##### **1. Mezcla de dos líquidos**

##### **Material**

Un tubo de ensayo grande.

Alcohol etílico y agua destilada.

##### **Procedimiento**

1. Llena con agua la mitad del tubo de ensayo.
2. Agrega lentamente el alcohol al tubo hasta que esté completamente lleno.
3. Sostén el tubo con la mano y tápalo con el dedo pulgar.
4. Invierte y agita varias veces el tubo; cuida de que no salga nada de líquido.
5. Coloca el tubo en su posición original y observa cómo el volumen de la mezcla es menor que al principio.
6. ¿Por qué disminuye el volumen?
7. ¿Esta mezcla es homogénea o heterogénea?

## Explicación



Si mezclamos dos volúmenes iguales de agua el volumen resultante es la suma de los dos volúmenes:  $1+1 = 2$

Pero si mezclamos volúmenes iguales de agua y alcohol el resultado es sorprendente: el volumen final de la mezcla es menor que la suma de los dos volúmenes y se liberan burbujas en el interior del líquido.

Al mezclar las dos sustancias se produce una unión entre las moléculas (**punto o mejor dicho enlaces de hidrógeno**) y disminuye el volumen. También se desprende energía que calienta la disolución.

Si tocamos con la mano el vaso notaremos el incremento de temperatura. Por último, el aumento de temperatura de la mezcla provoca una disminución de la solubilidad del **oxígeno disuelto** que escapa en forma gaseosa (las burbujitas).

**Aplica el método apropiado para purificar el alcohol.**

## Página web

[fq-experimentos.blogspot.com/2008\\_08\\_01\\_archive.html](http://fq-experimentos.blogspot.com/2008_08_01_archive.html)

## Mezcla de tres sólidos

Material y sustancias:

- Un imán.
- Un vaso de precipitados de 250 mL.
- Un mechero o parrilla.
- Agua.
- Papel filtro.
- Cristales de NaCl, arena y limadura de hierro.

Se tiene la mezcla de arena sal y hierro, ¿Cómo podrías separar la mezcla heterogénea?

## Elaborar observaciones y conclusiones

## CONTESTA NÚMERO 6.

1. En un vaso de precipitados que contiene agua, se agregó un poco de sal y arena:
  - a) ¿Cuál de las dos sustancias disolverá el agua?
  - b) Al dejar reposar la arena de la disolución hasta depositarse en el fondo del vaso, ¿Qué método usarías para separarla?
  - c) Al no quedar totalmente limpia la disolución ¿Qué método usarías para que se tenga una disolución homogénea?
  - d) Al tener una disolución de sal y agua ¿Cómo eliminarías el agua?
  - e) Finalmente después de eliminar el agua, se observan en el interior del vaso partículas de forma cúbica ¿Qué nombre reciben?

2. ¿Qué método es conveniente para separar los componentes de una mezcla de aceite con agua?
3. A 60°C una disolución saturada de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) contiene 104 gramos de cristales disueltos en 100 gramos de agua. ¿qué sucede si esta disolución saturada se enfría a 20°C? (ver gráfica de solubilidad en página 40).

<https://www.google.com/search?client=firefox-b-d&q=grafica+de+solubilidad>

4. Si se tiene una disolución diluida de sal ( $\text{NaCl}$ ) con agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y queremos recuperar el agua pura en estado líquido. ¿Qué proceso físico de separación usarías para obtener el agua?
5. Ahora se tiene una disolución miscible de 50% agua y 50% alcohol etílico. ¿Qué proceso de destilación se aplicaría para obtener el alcohol puro?
6. ¿Cómo podrías demostrar que el aire contiene vapor?
7. Si el aire es una disolución de gases, ¿Cuál sería el proceso previo para separar por destilación el oxígeno del nitrógeno principalmente?
- a) Condensar el aire. b) Licuar el aire. c) Solidificar el aire. d) vaporizar el aire.
8. **Una casa antigua tiene tuberías de plomo.** ¿Debe hervir el agua de la tubería antes de beberla? ¿Por qué sí o por qué no?
9. Clasifica los siguientes métodos de separación como métodos físicos (F) o métodos químicos (Q). Justifica las razones de tu clasificación:

a)	Filtración	( )
b)	Destilación	( )
c)	Decantación	( )
d)	Precipitación	( )
e)	Floculación	( )
f)	Sedimentación	( )
g)	Combustión	( )
h)	Adsorción	( )
i)	Cromatografía	( )

#### Nota:

**Cromatografía** es un término que proviene del griego croma-color y grafos- escribir –escritura a color– que significa la separación física de compuestos coloridos (colorantes o pigmentos) de un extracto o mezcla orgánica.

#### Problema:



**El profesor propone** una actividad en la que se apliquen técnicas de separación para obtener agua limpia de una mezcla heterogénea de agua sucia, para obtener agua tratada, pero no potable. (A9)



**Pregunta para el estudiante:**

¿Qué es la adsorción?

En química, la adsorción de una sustancia es la acumulación de una sustancia en una determinada superficie interfacial entre dos fases. El resultado es la formación de una película líquida o gaseosa en la superficie de un cuerpo sólido o líquido.

10. Elabora un esquema donde se ilustre el fenómeno de **adsorción, absorción y sorción**.

Visitar la siguiente página de información:

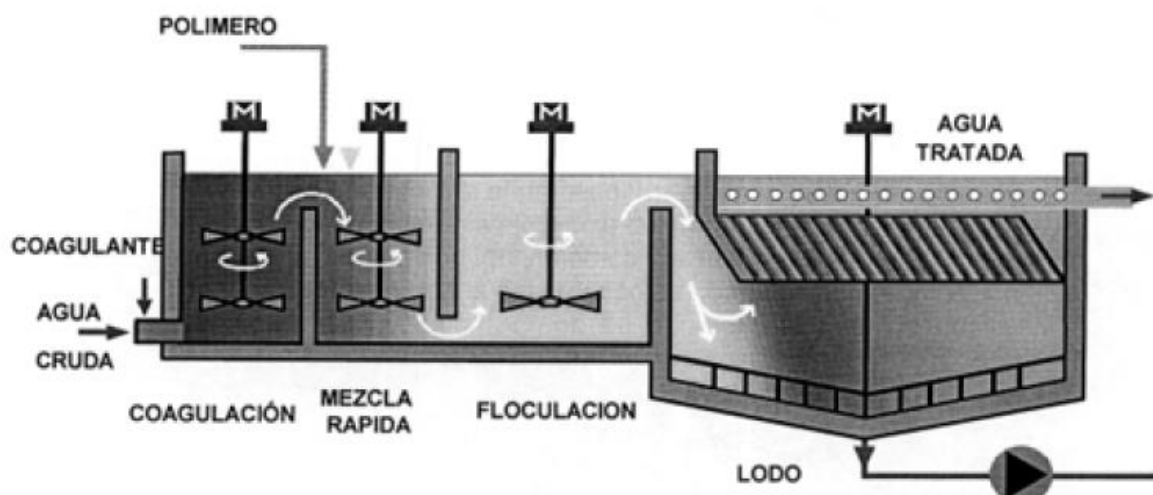
[http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Unidad3.Fenomenossuperficiales.Adsorcion\\_23226.pdf](http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Unidad3.Fenomenossuperficiales.Adsorcion_23226.pdf)

**COMENTARIO**

Nuevo término

La **floculación** es un proceso químico mediante el cual, con la adición de sustancias denominadas **floculantes**, se aglutinan las sustancias coloidales presentes en el agua, facilitando de esta forma su decantación y posterior filtrado. Es un paso del proceso de potabilización de aguas de origen superficial y del tratamiento .....

<https://es.wikipedia.org/wiki/Floculaci%C3%B3n>



[https://www.researchgate.net/figure/Figura-1-Eschema-tipico-del-procesos-de-Coagulacion-Floculacion-Sedimentacion\\_fig1\\_304629137](https://www.researchgate.net/figure/Figura-1-Eschema-tipico-del-procesos-de-Coagulacion-Floculacion-Sedimentacion_fig1_304629137)

**“El cuerpo humano contiene en promedio 37 litros de agua, lo que equivale al 66% de la masa corporal de un adulto”**

(54)





## Estructura de la materia.

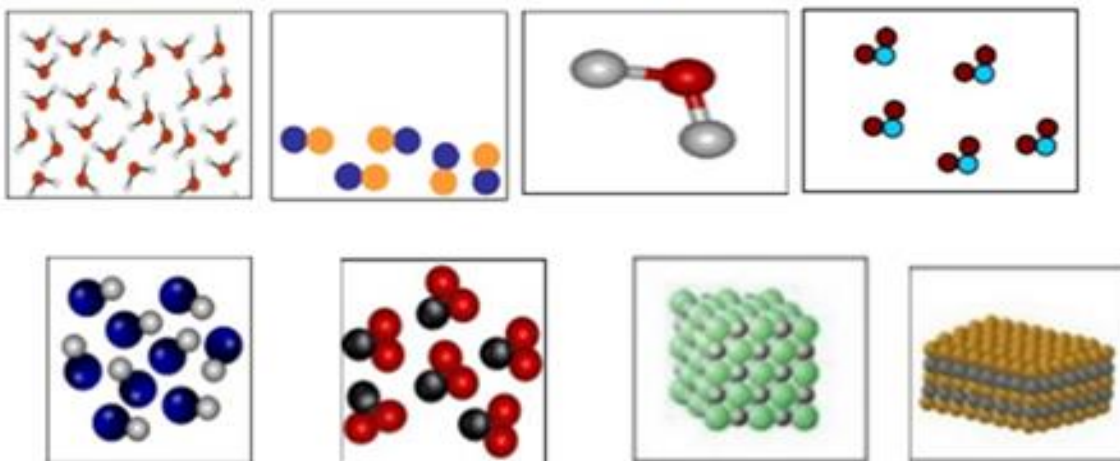
**El profesor infiere** con los estudiantes los modelos corpusculares de la materia con base a la teoría de Dalton.

### 14. Naturaleza cinética corpuscular de la materia

En 1827 **Brown**, científico inglés, utilizando un microscopio simple, anunció el descubrimiento de un movimiento desordenado de partículas pequeñas en suspensión en líquidos o gases, **como los granos de polen en el agua** o las partículas de carbón en el aire. Posteriormente, este movimiento se denominó movimiento browniano, en su homenaje.

De acuerdo **con la teoría cinética**, el movimiento browniano es resultante del bombardeo de partículas en suspensión, por las moléculas de los fluidos. Este bombardeo se hace completamente al azar, por impactos sucesivos de las moléculas que vienen de distintas direcciones y que causan el movimiento desordenado de las **partículas**.

#### Modelo corpuscular de algunos compuestos



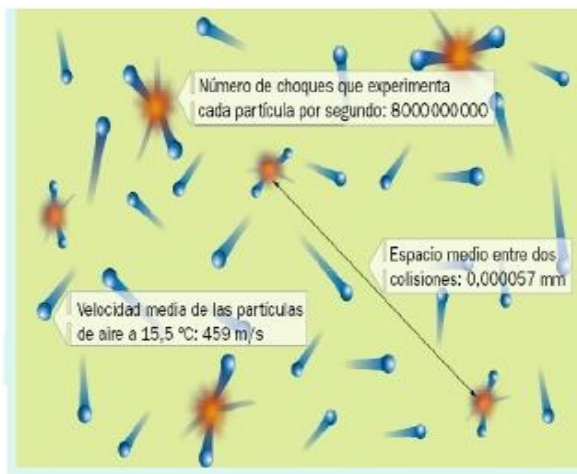
Aun cuando los trabajos de Dalton sobre la constitución atómica de la materia hechos alrededor de 1800, hayan sido bastante anteriores a los descubrimientos de Brown, muchas personas dudaron todavía de la existencia de las moléculas y de los átomos hasta el principio de nuestro siglo.

Solamente cuando la naturaleza del movimiento browniano pudo explicarse y confirmarse por los trabajos de Perrin y Einstein, se hizo evidente la realidad de la existencia de las moléculas.

**Dalton, siguiendo los principios de la alquimia, asignó un símbolo específico a cada tipo de átomo; como es bien sabido actualmente utilizamos letras.**

## La teoría cinética

- Las leyes que describían y justificaban el comportamiento de los gases se fueron perfeccionando con el tiempo, hasta construir lo que hoy llamamos **teoría cinética de la materia**.
- Durante las décadas de 1850 y 1860, la teoría cinética de la materia fue completamente desarrollada por una serie de científicos (Maxwell, Boltzmann y Clausius, llegaron a calcular diversas magnitudes relacionadas con las moléculas que componen el aire)



La teoría cinética de los gases atribuye todas las propiedades de estos, como el calor o la presión, al movimiento de cada uno de los átomos que forma el gas y sus colisiones con las paredes del recipiente que lo contienen.

**Relación entre el contexto experimental y el modelo cinético-corpúscular en la iniciación a la química:**

	<i>Mezcla</i>	<i>Sustancia pura</i>	<i>Cambio físico</i>	<i>Cambio químico</i>
<b>Empírico</b>	Propiedades características dependientes de las porciones elegidas	Propiedades características constantes	Conservación de las sustancias puras	Desaparición y aparición de sustancias puras diferentes
<b>Modelo cinético-corpúscular</b>	Material formado por dos o más tipos de partículas	Material formado por un solo tipo de partículas	Conservación de las partículas	Desaparición y aparición de partículas diferentes

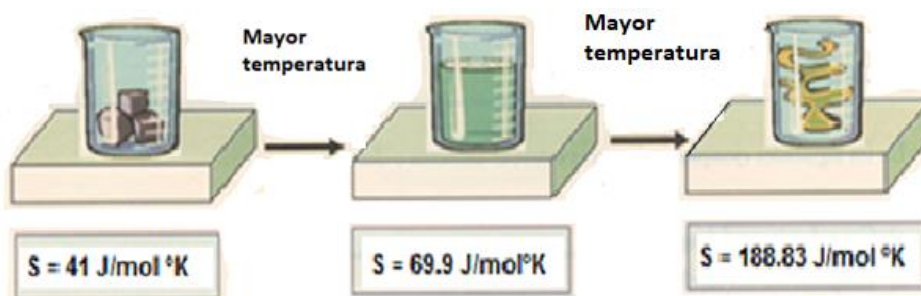
La teoría atómico-molecular es el trabajo de varios científicos a lo largo de tres siglos:

- ✓ La materia está formada por átomos y vacío.
- ✓ Las moléculas y cristales son asociaciones de átomos, iguales o distintos, que siempre están en el mismo número o proporción.
- ✓ Los elementos químicos son aquellas sustancias que están formadas por átomos iguales.
- ✓ Las moléculas son sustancias que están formadas por moléculas o cristales con átomos distintos.

## COMENTARIO

### Entropía (S)

El desorden se expresa por medio de una cantidad termodinámica llamada entropía, que se representa con el símbolo **S** y las unidades en las que se expresa son **J/mol°K**. Cuando mayor desordenado es un sistema mayor es su entropía. Por ejemplo, en el caso de los estados de agregación del agua observamos que el cambio de fase de sólido a líquido o de líquido a vapor ocasiona una mayor entropía, esto es debido a que a nivel molecular, éstas se encuentran en mayor libertad y por tanto a mayor desorden:

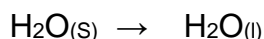


Al igual que la entalpía, la entropía es una función de estado, el cambio de entropía ( $\Delta S$ ) de un sistema sólo depende de su estado inicial y final del sistema y no del cambio específico a través del cual el sistema cambia.

**El cambio de entropía en una reacción** se determina por;

$$\Delta S = S_{\text{productos}} - S_{\text{reactivos}}$$

Por ejemplo, para calcular el  $\Delta S$  que sufre el hielo cuando se derrite, procedemos de la siguiente forma:



$$\Delta S = S_{\text{productos}} - S_{\text{reactivos}} = 69.9 \text{ Joule/mol } ^\circ\text{K} - 41 \text{ Joule/mol } ^\circ\text{K} = 28.9 \text{ Joule/mol } ^\circ\text{K}$$

Un  $\Delta S$  positivo indica un aumento en el desorden, mientras si es negativo indica una disminución en el desorden (**"La química en tus manos II", UNAM 2009**).

### CONTESTA NÚMERO 7.

En los siguientes ejemplos indica si la entropía aumenta o disminuye.

- b) Congelamiento del agua.....
- c) Evaporación del alcohol.....
- d) Sublimación del Yodo.....
- e) Disolver sal en agua.....
- f) Condensar el alcohol etílico.....

2. Predice el signo de  $\Delta s$  para la siguiente reacción:  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{s})} \rightarrow \text{NH}_3^{\uparrow}_{(\text{g})} + \text{HCl}^{\uparrow}_{(\text{g})}$

## Educación ambiental y para la salud

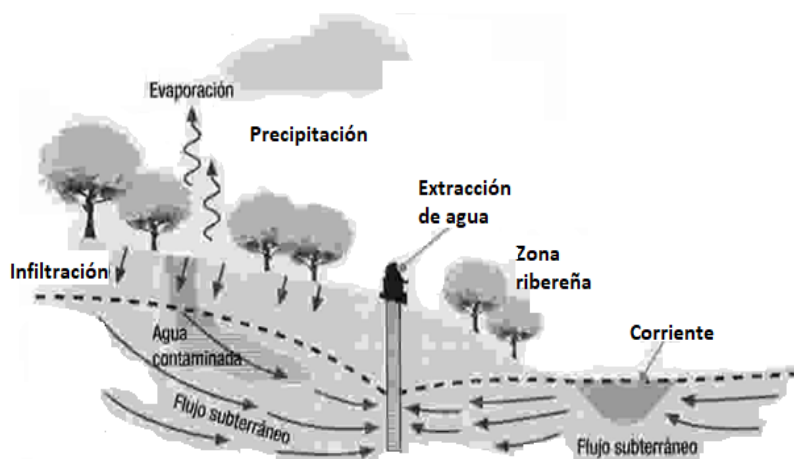


Con base a la siguiente lectura **el profesor** argumentará el problema de la contaminación del agua.

### 15. Causas de la contaminación del agua

Los contaminantes químicos llegan al agua subterránea de diversas fuentes. La descarga de desechos de la industria, ya sea en forma directa en los arroyos y ríos, o indirectamente por medio de emisiones atmosféricas, plantea un problema importante. Los pesticidas y fertilizantes de la agricultura también representan un problema, pues se diseminan en el suelo y, con la lluvia, en algún momento llegan a las reservas de agua potable. La descarga de solventes domésticos, pinturas y aceites en el desagüe o en el suelo también constituyen otra fuente significativa de contaminación del agua.

¿De dónde sacar más agua para satisfacer todas las necesidades? Una fuente cada vez más empleada son las aguas subterráneas. Si se extraen de forma sostenible, es decir, si se permite su recarga durante los periodos de abundante agua de superficie, constituyen una excelente forma de almacenamiento que puede amortiguar las épocas de sequía.



Esquema de un sistema de flujo de aguas subterráneas en un entorno agrícola. Un acuífero, del que se extrae agua desde un pozo mediante bombeo, recibe agua de la zona de la derecha. La infiltración del agua precipitada o de riego (zona izquierda) puede transportar productos contaminantes al acuífero.

Pero esto no se aplica a las aguas subterráneas fósiles, un recurso que puede tener varios miles de años de antigüedad, puesto que no se reponen con las lluvias estacionales.

Cada vez que la extracción intensiva de aguas subterráneas supera las tasas de recarga, se ocasiona una disminución en este recurso; 21 de los 37 acuíferos más grandes del mundo están gravemente sobreexplotados, con un riesgo cada vez mayor para la producción alimentaria.

$H_2O$  total 100% →  $H_2O$  dulce 3% →  $H_2O$  disponible 0.003%

**“El 90% de los recursos disponibles de agua dulce del planeta están en la Antártida”**

Además, la excesiva explotación de acuíferos propicia que se contaminen desde la superficie. El agua que se infiltra lleva los contaminantes que se haya sobre el suelo hasta la capa de agua subterránea, ver la figura anterior. La contaminación procede a menudo del uso indiscriminado de productos agrícolas tales como fertilizantes químicos, productos fitosanitarios, etcétera.

Cuando se extrae de ellos agua subterránea en exceso, se ocasiona la entrada de agua marina salada. Entonces, el agua de riego saliniza los campos agrícolas haciendo que pierdan su fertilidad y su productividad. La salinización constituye un grave problema que puede comprometer el futuro de buena parte de la humanidad (Aguilera Mochón J. A. 2017).

## **15.1 El agua como recurso humano**

Aunque más del 85% de las tierras cultivadas solo reciben agua de lluvia, que podemos decir es gratuita, se calcula que la agricultura se lleva en torno al 70% de todas las extracciones de agua dulce (de acuíferos, ríos y lagos) a nivel mundial, y ese porcentaje sobrepasa el 90% en la mayoría de los países menos desarrollados.

El uso ineficiente del agua para el riego disminuye el caudal de los ríos, agota los acuíferos, degrada los hábitats naturales y ya ha provocado la salinización del 20% de la superficie mundial de tierras de regadío. Además, la deforestación de bosques para uso agrícola y un excesivo pastoreo de ganado dejan una tierra con menor capacidad de retener el agua de lluvia, lo que favorece la desertificación y el riesgo de inundaciones. El gran consumo de agua que conlleva la ganadería la hace insostenible a escala mundial.

En los países en vías de desarrollo, la demanda industrial de agua oscila entre 20 y 40 m<sup>3</sup> por persona y año, similar al consumo doméstico. Pero hay que tener en cuenta que gran parte de esa agua no se gasta en sentido literal. Antes de ir a parar al mar, un mismo volumen de agua puede utilizarse con fines industriales, agrícolas y de otro tipo, como la navegación y la obtención de energía hidroeléctrica. Sin embargo, a menudo el agua regresa a los ríos con una carga de contaminantes. En este caso, hay que considerar el volumen de agua adicional necesario para diluirlos hasta un nivel aceptable. En realidad, esto debe aplicarse al agua destinada a cualquier uso, incluido el doméstico.

En el agua natural se encuentran disueltas o suspendidas gran cantidad de especies tanto químicas como biológicas. Las aguas naturales son soluciones, coloides o suspensiones, como los pantanos, que se producen por el constante intercambio de materia y energía con la atmósfera, la litósfera y la biosfera (Zárraga, pp 320-322).

**“Beber agua en exceso y rápidamente puede provocar una intoxicación, ya que el exceso de agua diluye los niveles de sodio en la sangre y provoca un desequilibrio en el nivel de agua del cerebro”**

**Por supuesto, la contaminación del agua es especialmente grave cuando se destina al consumo doméstico**, por lo que se persigue que todas las personas tengan acceso a fuentes no contaminadas. En los países en vías de desarrollo es especialmente habitual la contaminación fecal, y se llaman fuentes mejoradas a las que están libres de ella de cara a los usos domésticos.

## 15.2 Causas de la contaminación del agua

### ○ **Contaminantes orgánicos**

Se dividen en volátiles y no volátiles. Entre los primeros se cuentan el benceno, el tetracloruro de carbono y varios clorohidrocarburos. Entre los no volátiles figuran el etilbenceno, el clorobenceno y el tricloroetileno. Ambos tipos de contaminantes orgánicos provienen de fertilizantes, gasolina, pesticidas, pinturas y solventes. Su ingesta aumenta el riesgo de cáncer y el daño hepático, renal y al sistema nervioso central.

### ○ **Contaminantes inorgánicos**

Algunos contaminantes inorgánicos son agentes cancerígenos, como los asbestos, que se filtran hacia el agua desde los depósitos naturales, o el cemento de asbesto en los sistemas de contención del agua. Otros son los nitratos, que provienen de los desechos animales, fertilizantes, fosas sépticas y aguas residuales.

Los nitratos ( $\text{NO}_3^-$ ) representan un peligro inmediato para los humanos, sobre todo para los niños menores de un año. Si un bebé los ingiere, desarrolla una condición conocida como bebé azul, en la cual los nitratos reaccionan con la hemoglobina de su sangre y reducen su capacidad para transportar oxígeno. Como son no volátiles, no se eliminan del agua al hervirla.

De hecho la evaporación en realidad aumenta su concentración de los iones nitrato. El hervor vaporiza una parte del agua, pero quedan los nitratos no volátiles, lo cual produce agua con una concentración de nitratos más alta.

## **Para no contaminar el agua**

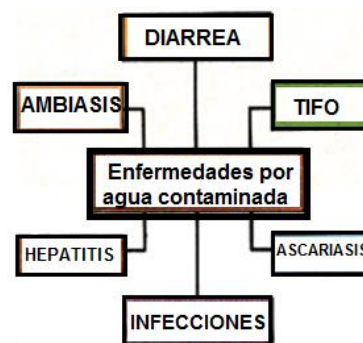
- ¿Sabías que un litro de agua o pintura puede infiltrarse en la tierra y contaminar más de 1,000,000 litros de agua? Si evitas tirar el aceite de tu auto o la gasolina en la coladera o en el suelo, estarías colaborando de manera directa en la conservación del ambiente.
- Evita el uso de destapacaños e insecticidas.
- En lugar de usar productos químicos, limpia los vidrios con vinagre disuelto en agua, van a quedar transparentes como si usaras detergente especial para ventanas.
  - Compra detergentes biodegradables que no **contengan fosfatos** ( $\text{PO}_4^{3-}$ ). Siempre que puedas, usa jabón en lugar de detergente, es más barato, produce menos espuma y contamina menos.



### CONTESTA NÚMERO 8.

1. ¿Qué perjuicio posible se tiene al dejar llegar al mar los contaminantes del agua?.....
2. En las regiones desérticas del sudeste de Estados Unidos, el agua del subsuelo tiene cantidades apreciables de nitrato. ¿Por qué éste es potencialmente peligroso?.....
3. **Los contaminantes del agua son sustancias que no entran intencionalmente en el agua, sino como resultado de alguna actividad humana.**
  - a) Anote aquellas impurezas que usted recuerde que entran al agua por medio de un proceso natural. Explica cómo entran al agua.....
  - b) Dar algunos ejemplos de sustancias que se agregan deliberadamente en el agua. Explica por qué se agregan.....
4. ¿Es necesario tratar el agua doméstica por razones de salud? ¿Por qué sería conveniente?.....
5. Existen solventes químicos que desechan las industrias a los ríos y mares así como la creación de bacterias como la Giardia o la Legionella que contaminan el agua,¿ que se tendría que hacer para tener un agua confiable y poder consumirla en las actividades rutinarias en el hogar?.....

6. ¿Qué debemos hacer para evitar todas estas enfermedades por el agua contaminada?



Profesor proponer la siguiente argumentación:

7. **Mediante discusión grupal dar respuesta a la pregunta de por qué el agua se contamina tan fácilmente.**

### Referencia bibliográfica:

Tro Nivaldo.(2010) **Química**, Capítulo 12. Los líquidos y los sólidos que nos rodean, especialmente el agua. CENGAGE Learning.

“El mejor maestro es el que sugiere en lugar de imponer, es quien inspira a sus oyentes con el deseo de aprender”.

**Edward Bulwer-Lytton**

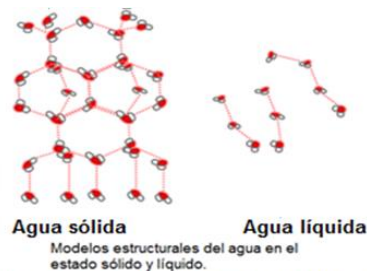




**El profesor orienta** y propicia la realización de la electrólisis. (A12)

## 16. El agua como compuesto

Si se calienta el hielo y la cera de abeja, cambian al estado líquido cuando alcanzan el punto de fusión. Si se calientan el azúcar o la dinamita, se obtienen resultados muy diferentes. El azúcar no se funde sino se vuelve pronto amarilla y luego parda; al final, sólo queda un residuo negro calcinado. La dinamita estalla.



Dos estados físicos del agua con enlaces de hidrógeno.

**El agua líquida** pura a la presión normal si se calienta hasta ebullición solo se evapora y si le bajamos la temperatura a 0°C se solidifica, pero no se descompone por el efecto del calor. Este compuesto tiene **composición definida**, y sólo se descompone en presencia de energía eléctrica. **Es un compuesto estequiométrico, también conocido como “daltónido.”**

La falta de estequiometría en algunos compuestos es debido a la existencia de los defectos en las redes cristalinas, se presenta en algunos hidruros, óxidos y sulfuros metálicos y es frecuente en los minerales, se les denominan **“bertólidos”** (García Pérez, tema 2, página 32).

### 16.1 La reacción química

La reacción química, es toda transformación que experimenta una sustancia en su estructura molecular **por la acción de otra o de un agente energético**, para formar otras diferentes a las iniciales.

También se dice que existe una transformación química cuando se produce un reajuste de átomos entre diferentes sustancias para formar otras sustancias que tienen fórmulas diferentes a las sustancias reaccionantes. (Carrasco-Castañeda, 2014).

**“La descomposición es un cambio químico en el cual una sustancia se fragmenta en dos o más sustancias simples”.**

Las sustancias presentes al inicio de cualquier cambio se denominan **reactantes**; las sustancias nuevas que se presentan al final se llaman **productos**. El cambio químico mismo se llama **reacción**.

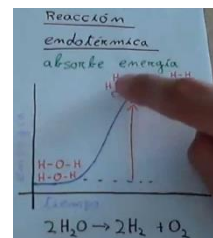
Video de youtube: Reacciones de DESCOMPOSICIÓN (paso a paso) 13 jun. 2018 <https://www.youtube.com/watch?v=-sVxdLggwRc> (6.51 minutos) Emmanuel. Hacer resumen con ejemplos de ecuaciones balanceadas para argumentas en clase.



**El profesor orienta el análisis** de la electrólisis a evidenciar la aplicación de energía para descomponer las moléculas del agua, y con ello tener un primer acercamiento al concepto de enlace (reacción endergónica). (A12)

### 16.1.1 La reacción por electrólisis

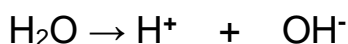
Electrólisis es el proceso por el cual la energía eléctrica se utiliza para producir un cambio químico. El ejemplo más conocido de electrólisis es tal vez la descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno por medio de la corriente eléctrica.



#### ○ Principios

La electrólisis del agua ilustra los cambios producidos cuando se aplica energía eléctrica continua circundante a través de un compuesto químico. El agua consta de moléculas representadas por la fórmula **H<sub>2</sub>O**. En toda muestra de agua una pequeña fracción de las moléculas se encuentra en forma de iones o partículas cargadas.

Los iones o cargas eléctricas se forman en el agua cuando las moléculas acuosas se escinden para formar hidrogeniones o iones hidrógeno, de carga positiva, y iones hidróxido, cargados negativamente. Los químicos describen ese proceso con la siguiente ecuación química:



**Para que se produzca electrólisis, deben existir cargas eléctricas.** El agua del mar puede sufrir electrólisis porque contiene muchos iones sodio (Na<sup>+</sup>) cargados positivamente y iones cloruro (Cl<sup>-</sup>) de carga negativa. **Todo líquido, como el agua del mar, que contiene iones recibe el nombre de electrólito.**

El agua pura (destilada) no suele considerarse un electrólito porque contiene poquísimos iones hidrógeno e hidróxido. Normalmente, sólo se ioniza una molécula de cada 2000 millones.



**El profesor propicia la realización** de la electrólisis de agua a través de preguntas, por ejemplo;

1. ¿Cómo saber si el agua es un compuesto o un elemento)
2. ¿Cómo podrías separar los componentes del agua?
3. ¿Qué le sucede al agua si se le aplica energía eléctrica?
4. Orienta el análisis de la electrólisis a evidenciar la aplicación de energía para descomponer las moléculas de agua y con ello tener un primer acercamiento al concepto de enlace.

5. Retoma de la experiencia de descomposición del agua, el asunto de la energía involucrada en los cambios químicos, con el planteamiento de hipótesis en la realización de síntesis del agua. (A12)



El profesor explica a los estudiantes la diferencia **endo** y **exo** en reacciones químicas.

**Existe bastante similitud entre los procesos exotérmicos y exergónicos, ya que ambos liberan energía.**

La única diferencia es que el exotérmico lo hace por **medio de calor** y el exergónico **por cualquier otro medio** (y luz). Como en estos procesos se libera energía, el estado final del sistema tiene menor energía que el estado inicial.

**Los procesos exergónico y endergónico** son de uso común en bioquímica, en donde se estudia la energía que se produce a partir de las reacciones que ocurren en el cuerpo humano. Por ejemplo en la glucólisis, la glucosa se transforma en **CO<sub>2</sub>** y **H<sub>2</sub>O** liberando 2880 KJ de energía; se trata de un proceso exergónico (Zárraga, et-al. 2004).

- ✓ Reacciones exergónicas (catabolismo): que liberan energía para el trabajo celular a partir del potencial de degradación de los nutrientes orgánicos.
- ✓ Reacciones endergónicas (anabolismo): que absorben energía aplicada al funcionamiento de la célula produciendo nuevos componentes.
- **Reacción Endergónica.** Cuando ocurre la adición de energía por medio de una fuente externa, **como si el sistema absorbiese energía del ambiente** (luz). Y como si existiese un consumo de energía.
- **Reacción Exergónica.** Cuando ocurre la liberación o producción de energía. Un buen ejemplo es la quema de azufre que genera dióxido de azufre, energía calorífica (térmica) y **luminosa**.

**Usando el ejemplo del derretido helado, ¿Qué tipo de reacción parece ser?**

Si has respondido endergónica acertaste. Para que el helado se derrita es necesaria una absorción de energía calorífica del ambiente, en el caso, del aire. Como no hay producción alguna de energía posible, se afirma que el derretimiento del helado es una reacción endergónica. **¿Qué tipo de reacción química es la fotosíntesis?**

Endergónico y exergónico son dos tipos de reacciones químicas, o procesos, en termoquímica o química física.

Los nombres describen lo que le sucede a la energía durante la reacción. Las clasificaciones están relacionadas con reacciones endotérmicas y exotérmicas, excepto que las endergónicas y exergónicas describen lo que sucede con cualquier forma de energía, mientras que las endotérmicas y exotérmicas se relacionan solo con el calor o la energía térmica. Referencia:

<https://www.greelane.com/es/ciencia-tecnolog%c3%ada-matem%c3%a1ticas/ciencia/endergonic-vs-exergonic-609258/>



**Profesor, la presente actividad** tiene como finalidad analizar el agua descomponiendo este compuesto con el uso de energía eléctrica: obteniendo como resultado dos gases: hidrógeno (combustible, ya que tiene la capacidad de incinerarse) y oxígeno (comburente, que permite que se realice la combustión) y de esta manera tener conocimiento del concepto de reacción química, compuesto, elemento, enlace, y ecuación química.

Sugerimos el siguiente Video de you tube: **ELECTRÓLISIS**. 27 feb. 2019

**Electrólisis del agua ( experimento )** 7.21 minutos (Hacer un resumen y argumentar en clase. <https://www.youtube.com/watch?v=2ztA3IR6RmU>

### Actividad experimental No. 5

#### Descomposición electrolítica del agua

### INTRODUCCIÓN

Durante el desarrollo experimental se utiliza el compuesto NaOH (hidróxido de sodio), que es un electrolito, para hacer circular la corriente eléctrica a través de la disolución y de esta manera con la fuerza de atracción de las cargas del hidrógeno y oxígeno con la del ánodo y cátodo, separar y almacenar cada gas en un extremo del kit de electrólisis. Para poder separar los elementos que forman el agua, se le aplica energía eléctrica al volumen de agua que se pretende separar, por lo que se le considera a esta como una reacción endotérmica.

**Propósito:** \_\_\_\_\_

**Planteamiento de hipótesis** \_\_\_\_\_

**Material:** solicitar el aparato para la electrólisis tal como previamente se ha explicado, una batería de 12 Volts, agua destilada y un electrolito, que puede ser NaOH, NaCl, o  $H_2SO_4$ .

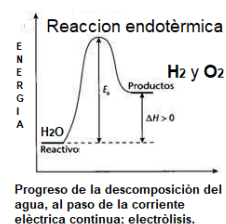
Comprobar la relación volumétrica y la existencia del hidrógeno como combustible, acercando al tubo de escape una astilla en ignición.

Realizar observaciones y conclusiones.

### Cuestionario para el estudiante.

En una tina electrolítica para electrolisis

- 1.¿En cuál de los dos polos negativo o positivo entra el flujo de electrones?
- 2.¿Cuáles son los nombres del polo positivo y el polo negativo? \_\_\_\_\_.
3. ¿Cuál es el gas que se obtiene en el polo positivo? \_\_\_\_\_.
- 4.¿Por qué los electrodos de la tina electrolítica de preferencia deben ser de platino o de algún material inerte? \_\_\_\_\_.
- 5.¿Por qué en los procesos electrolíticos no se debe usar corriente alterna? \_\_\_\_\_



6. ¿Es posible descomponer el agua por medio de la ebullición? Explica.

7. ¿Quién se encarga de transportar la energía eléctrica? \_\_\_\_\_.

8. En la siguiente figura ►

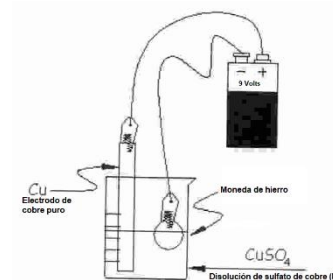
a) ¿Cuál es el cátodo dentro del vaso donde existe la disolución?

b) ¿Cuál es la función de la barra de cobre puro?

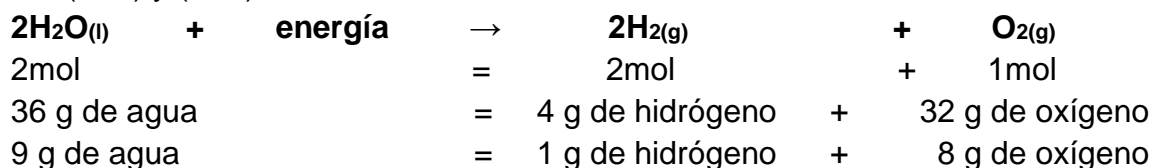
c) ¿Qué se deposita en la moneda de hierro?

d) A cuál electrodo se dirigen los aniones de sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ , radical; carga eléctrica con  $2e^-$  en exceso).

e) Investiga el nombre industrial de este proceso de baño electrolítico.



► **El profesor orienta** la interpretación de la descomposición y síntesis del agua. (A14) y (A15)



► La relación en mol o en volumen de los productos de la descomposición de agua es de, 2 : 1

► La relación en masa de ambos gases al final de la electrólisis es de, 1 : 8

### Ejercicio de cálculo químico

En una descomposición electrolítica del agua en presencia de un electrolito se producen 5.04 g de hidrógeno ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen?

$$\frac{1 \text{ gramo de hidrógeno}}{8 \text{ gramos de oxígeno}} = \frac{5.04 \text{ gramos}}{x}$$

Al despejar x la incógnita, se determinan los gramos de oxígeno obtenidos durante la reacción de descomposición del agua.

Respuesta; X = **40.32 gramos de  $\text{O}_2\text{(g)}$**

### Concepto clave:

➤ Reacción endergónica

Es una **reacción química** que absorbe energía del exterior en forma de luz, electricidad o calor. En ella, **la energía o entalpía de los reactivos es menor que la de los productos** (se observa en las gráficas de rapidez de reacción).

Por lo tanto, medios endergónicos, absorción de energía en forma de trabajo. Así, en una reacción endergónica, se suministra energía circundante en el sistema.

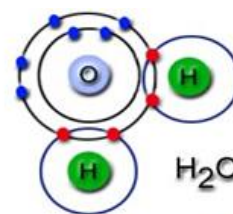
Al descomponer el agua con corriente directa continua se requiere cierta cantidad de energía para romper los enlaces de las moléculas de agua aunque químicamente decimos que tomamos como referencia **un mol de agua (18 gramos)** recordando que se tendría **una cantidad de  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas de agua**.

En los cambios químicos los átomos sólo se redistribuyen, esto implica que los enlaces que mantienen unidos a los átomos en las moléculas de los reactivos deberán ser rotos y tendrán que formarse nuevos enlaces entre los átomos de las moléculas de los productos.

Recordemos que **una molécula es la parte mínima de un compuesto** que ésta formada por dos o más átomos iguales o diferentes y dichos corpúsculos a simple vista no se pueden ver ni tocar. Cuando tenemos una sustancia en nuestras manos o en recipientes decimos que son compuestos o cristales o elementos y los podemos pesar y sabemos que **su masa molar equivale a un mol de moléculas o átomos o iones**. Pero ¿cómo están unidos esos átomos que forman a las moléculas?

Para que se forme un enlace químico entre dos átomos debe haber una disminución neta en energía potencial del sistema, es decir, los iones o moléculas producidas por las distribuciones electrónicas deben estar en un estado energético más bajo que el de los átomos.

Los átomos de los elementos químicos tienen diferentes estructuras electrónicas, por lo tanto, presentan variedad de uniones químicas (Carrasco-Castañeda, 2014).



Enlace de dos átomos de hidrógeno con un átomo de oxígeno, por compartición de dos pares de electrones.

### Conceptos clave:

- Energía de enlace

**Es la energía necesaria para romper un mol de enlaces en estado gaseoso.**

Las tablas dan los valores de reactivos y productos en estado gaseoso ►

- Enlace químico

Es la fuerza existente entre dos átomos o más, cualquiera que sea su naturaleza. Por el estudio de la estructura electrónica de los átomos y de sus orbitales se explica el comportamiento de los átomos para formar enlaces moleculares.

Enlace	Energía de enlace promedio (KJ/mol)
H-H	435
O-H	463
O=O	494

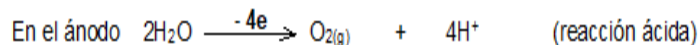




## Actividad experimental No. 6

### Identificación de los constituyentes del agua durante su descomposición

En la presente actividad se demuestra que en la electrólisis del agua, en presencia de un electrolito como el sulfato sódico, se liberan, además de oxígeno e hidrógeno gaseoso, protones e hidroxilos, que serán detectados por el indicador al cambiar el color. Las reacciones son:



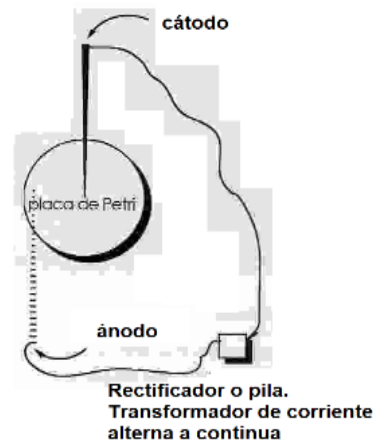
En consecuencia, en el cátodo se forman burbujillas de hidrógeno, mientras que el ánodo se forman las de oxígeno. Pero también se liberan en esa zona de la electrólisis los responsables del cambio del pH.

Si se deja pasar la corriente, los  $\text{H}^+$  y los  $\text{OH}^-$  se neutralizan, por lo que los colores inicialmente aparecidos desaparecen:



### Materiales

- Un transformador-rectificador, o pila cuadrada de 8 volts. (es mejor de más voltaje)
- 2 placas de Petri, puntillas de lápiz, un par de caimanes.



### Sustancias

Sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), colorantes de los empleados en acuarios o piscinas para determinar el pH, caldo de lombarda y agua destilada.

La col lombarda es muy semejante al repollo, pero menos cerrado y de un color que tira a morado, magenta o púrpura. Dicho color es debido a la presencia de un pigmento llamado antocianina. Y presenta un sabor ligeramente dulce muy apreciado. Se le conoce con diferentes nombres, tales como: lombarda, col lombarda, repollo morado, col roja o col morada.

<https://www.lechepuleva.es/aprende-a-cuidarte/tu-alimentacion-de-la-a-z/c./col-lombarda>

<https://educaconbigbang.com/2013/10/acidos-y-bases-la-lombarda-como-indicador/>

Una **QUÍMICA** divertida

Miguel Fdez. Braña pp 175-117. Editorial Tébar Flores



### Procedimiento

- A. Agua de hervir la lombarda y una punta de espátula de sulfato sódico. Agitarlo hasta la disolución de la sal. Se introducen los electrodos de grafito hasta el fondo de la placa y se conecta la corriente.

En el **cátodo aparece el color verde** característico del medio básico, mientras que en el **ánodo aparece el color rojo** del medio ácido. A la vez, se observa el burbujeo de los gases hidrógeno y oxígeno. Se sacan los electrodos y se agita de nuevo, con lo que ambos colores desaparecen.

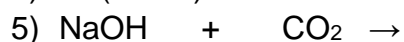
- B. Se pone agua destilada y unas gotas de cualquier indicador líquido de **pH** (por ejemplo verde de bromocresol, azul de brotimol, etc.), de los que se venden para acuariofilia o para piscinas, hasta alcanzar un color suave en la disolución. Se aplican los electrodos y se conecta con la corriente. Se observarán los cambios de color producidos por la electrólisis.

### Eliminación de residuos

Un lavado con agua abundante es suficiente (Fdez Braña Miguel, 2016).

### Cuestionario para el estudiante

Indica con las siguientes ecuaciones el producto que se obtendría en el laboratorio o en la industria si se realizan las reacciones de síntesis o descomposición;



6. ¿En cuál de los cinco ejemplos es necesario hacer un ajuste de átomos?  
7. ¿Qué función tiene la catalaza en la reacción con el agua oxigenada?  
8. ¿Cómo se clasifican las reacciones cuando se les adiciona energía?



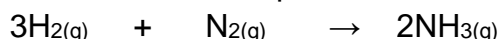
**El profesor retoma** la experiencia de la descomposición del agua, el asunto de la energía involucrada en los cambios químicos, con el planteamiento de hipótesis en la realización de síntesis del agua (reacción exotérmica). (A12)

## 16.2 Reacción de combinación o de síntesis

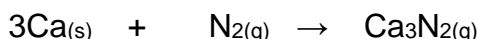
Si se calientan mezclas de sal y arena o de sal y agua, no se producen nuevas sustancias. Pueden ocurrir cambios de estado, lo cual resulta lógico en realidad.

La combinación o reacción de síntesis se lleva a cabo entre un sólido y un gas o entre dos gases:

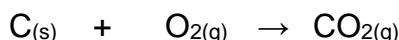
- El hidrógeno con el nitrógeno forman al amoníaco con la presencia de hierro que acelera la reacción, y bajo los controles de presión y temperatura, esta reacción de síntesis conocida como proceso Haber:



- Otro ejemplo de síntesis es la reacción del calcio sólido con el nitrógeno gaseoso para obtener nitruro de calcio:



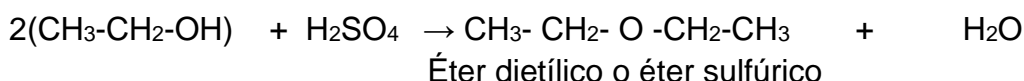
- La combustión completa del carbono sólido:



- La reacción petroquímica del alqueno “**eteno gaseoso**” con el vapor de agua para obtener alcohol etílico:

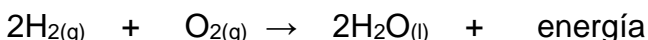


Se conoce como reacción orgánica de hidratación catalítica



👁 **El oxígeno y el hidrógeno forman una mezcla detonante.** Así cuando se ponen en un frasco dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, **si se acerca después al orificio la llama de una astilla**, se oye una violenta detonación debida a dos causas: la expansión del vapor de agua y su condensación inmediata, de donde resulta el vacío, y la súbita penetración de aire en el frasco, que puede romperse por efecto de la sacudida.

Por esto conviene en esta experiencia envolver las paredes del recipiente con una franela mojada a fin de evitar daños.



El agua líquida es un compuesto con gran estabilidad química o inercia química.

Una mezcla de hidrógeno y de aire atmosférico es también explosiva; esta mezcla debe prepararse en las proporciones de dos volúmenes de hidrógeno y de cinco de aire para producir la explosión más fuerte.



➤ Para las reacciones de síntesis, **sugerimos al profesor** la siguiente página del portal académico:

Guía para el profesor de Química I, 2009

[https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/prof/matdidac/sitpro/exp/quim/quim1/Quimical/actividad\\_exp\\_sintesis.pdf](https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/prof/matdidac/sitpro/exp/quim/quim1/Quimical/actividad_exp_sintesis.pdf)

El calor producido por la combustión del hidrógeno adquiere mucha intensidad cuando se la alimenta con oxígeno puro. Se obtiene el resultado esperado mediante un pequeño instrumento que se conoce como **soplete oxhídrico**, elaborado esencialmente de dos tubos concéntricos, cada uno de los cuales comunica con un depósito especial, de hidrógeno uno y de oxígeno el otro.

## COMENTARIO

La historia nos recuerda que para los griegos **el agua** era uno de los cuatro elementos fundamentales del universo. Con el paso de los siglos, esta idea se fue manteniendo en la mente de muchos filósofos y científicos. De hecho, **Henry Cavendish**, que sintetizó por primera vez esta sustancia a partir de sus constituyentes, siguió creyendo que el agua era elemental. **Y esta es una de las lecciones más dramáticas de la ciencia: hacer bien un experimento no te lleva a interpretar bien lo que ha sucedido** (Sabadell Miguel A., 2016).

Para conocer la **estructura un compuesto** partimos de su entidad mínima para determinar cómo están enlazados los átomos. En algunos casos **son enlaces** polares en otros no, también existen enlaces a base de **cargas eléctricas** formando cristales iónicos. Para los metales los átomos existen en forma de cargas positivas con electrones en movilidad continua.

**Aprendizaje 12.** El estudiante demuestra que el agua es un compuesto al realizar su descomposición y síntesis en el laboratorio, lo que posibilita ejercitar las habilidades relativas al trabajo experimental, planteamiento de hipótesis y manejo de equipo.(N3)



**El profesor propicia** la reflexión acerca de cómo se unen los elementos.

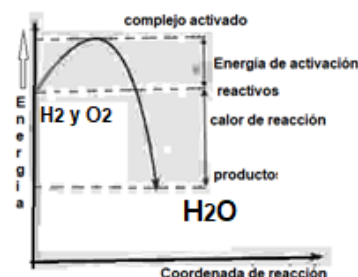
### 16.3 Energía de activación

Según la termodinámica el hidrógeno tiende a reaccionar espontáneamente con el oxígeno, **sin embargo, una mezcla de ambos a temperatura ambiente no produce** ninguna cantidad detectable de agua, pero basta una pequeña flama o chispa eléctrica para que la reacción, se desencadene con tal rapidez que causa una explosión.

El hidrógeno y el oxígeno gaseosos, existen como moléculas diatómicas ( $H_2$  y  $O_2$ ), los enlaces de estas moléculas ( $H-H$  y  $O=O$ ) deben romperse primero para poder formar después los nuevos enlaces de las moléculas de agua. La ruptura de enlaces requiere energía y por lo tanto, se necesita dar energía inicialmente para activar a las moléculas de los reactivos.

Una vez que empieza la reacción, la energía liberada es suficiente para activar otras a moléculas. El modelo de reacción a base de colisiones indica que para que una reacción se efectúe, las partículas reaccionantes deben de chocar, pero además señala, que sólo las partículas que choquen con una energía mínima provocarán un cambio químico (T. Flores de L., capítulo 11).

**“La cantidad de energía necesaria para que una colisión produzca una reacción se denomina energía de activación.  $E_a$ ”.**



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.

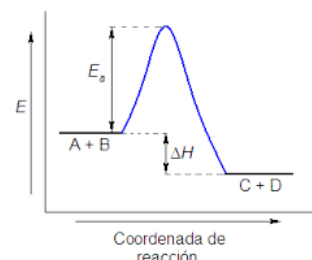
**“La energía de activación de la reacción inversa es la diferencia entre la energía del complejo activado y de los productos”.**

#### Concepto clave:

- Energía de activación

“La cantidad de energía necesaria para formar el complejo activado en una reacción química, se llama energía de activación” (Miller A., capítulo 17).

**Nota:**  $\Delta H$  es la diferencia de calor o energía calorífica.

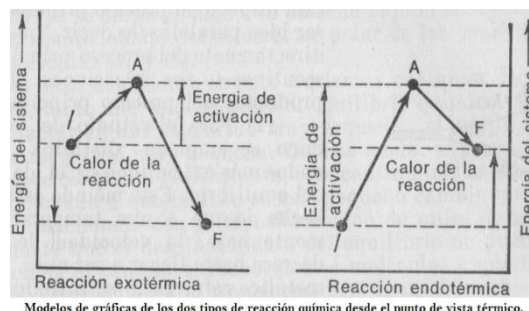


**Aprendizaje 13.** El estudiante relaciona el concepto de enlace con la energía involucrada en las reacciones de descomposición y síntesis del agua e identifica el papel de la energía de activación. (N3)

## 17. Reacciones endotérmicas y exotérmicas

Es necesario llevar en mente que una reacción química es posible con manifestación de energía que puede ser, luminosa, calorífica, eléctrica y otras más. Desde el punto de **vista termoquímico** las reacciones pueden ser **endotérmicas** si absorben energía, por ejemplo la deshidratación del sulfato cúprico pentahidratado que se lleva a cabo por medio de calentamiento. Y también **exotérmicas**, las que desprenden energía, por ejemplo al reaccionar el cinc metálico con el ácido clorhídrico concentrado, la reacción desprende calor.

La energía necesaria para la activación de las partículas iniciales (átomos o moléculas) se denomina **energía de activación** de la correspondiente reacción. Como vemos en los siguientes dos modelos de gráfica, la energía que se consume para elevar a las sustancias iniciales (**I**) a un **estado de activación (A)**, se desprende parcial o totalmente durante la formación de los productos de la reacción (**F**).



Modelos de gráficas de los dos tipos de reacción química desde el punto de vista térmico.

Por esto, el calor de reacción, que viene determinado por la diferencia entre las energías de las sustancias iniciales y los productos, no depende de la energía de activación (Nekrasov 1992).

### Ejemplo de reacción térmica

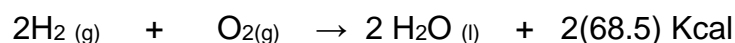
Cuando se combinan dos soluciones en un matraz, ocurre una reacción, y la temperatura desciende. ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? ¿El signo  $\Delta H$  (calor generado por la reacción a presión constante) es positivo o negativo?

**Respuesta:**

La reacción es endotérmica, y el signo de la  $\Delta H$  es positivo. El sistema absorbe energía del entorno y causa el descenso de la temperatura (Tro N. página 257).

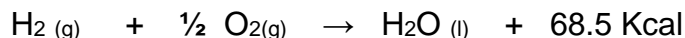
**La termoquímica** indica que si una reacción es endotérmica se escribe a la izquierda con los reactivos + calor (Q) o energía y si la reacción es exotérmica se escribe a la derecha con los productos + calor o energía.

**El calor de reacción** generalmente se indica con el término cambio de entalpía ( $\Delta H$ ), en caso de utilizarse se escribe a la derecha de la ecuación, un signo menos indica desprendimiento de calor, un signo positivo indica absorbe calor o energía. Ejemplo, en la combinación del hidrógeno con el oxígeno, la ecuación termoquímica se representa así:

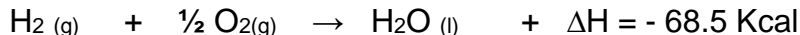


Indica que la reacción de ambos gases va acompañada con desprendimiento de calor significa que es exotérmica.

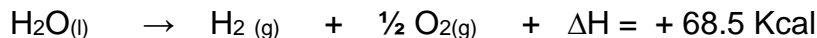
En termoquímica la ecuación puede realizarse con la formación de una molécula:



Con el uso del cambio de entalpía a presión constante:



En la descomposición o análisis del agua, la reacción es endotérmica:



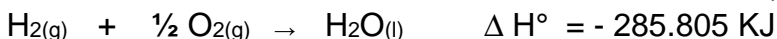
Todo significa que el calor liberado durante la formación de un mol de agua líquida es igual al requerido para descomponer 1 mol de agua líquida. Por lo general los datos de entalpía se expresan en KJ/ mol, J/mol o Kcal/mol o cal/mol.

En ambos casos para convertir se usa el equivalente mecánico del calor:

$$1 \text{ caloría} = 4.18 \text{ Joule}$$

El valor negativo de  $\Delta H$  indica que la energía de las moléculas del producto de la reacción es menor que la energía de los reactivos, lo cual es una de las razones por lo que la reacción transcurre en una forma completa.

Veamos los casos de obtención de agua gaseosa y líquida:



Note que en las reacciones del hidrógeno con el oxígeno para el agua los valores de  $\Delta H^\circ$  **estándar** son diferentes debido a que en un caso se obtiene agua líquida y en el otro un estado gaseoso.

### 17.1 Complejo activado

Cuando las moléculas chocan con una energía igual o mayor que la de activación sus enlaces reales se rompen y se forman otros nuevos.

Por un breve instante existe un estado de transición con los enlaces débiles, alta energía potencial y muy inestable, que se denomina complejo activado.

Este complejo activado tiene dos posibilidades para formar las moléculas de los productos o formar las moléculas de los reactivos originales (Guayasamin, capítulo 18).

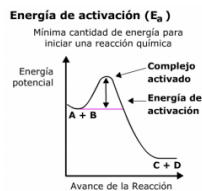


Figura 1: Diagrama de energía para una reacción exotérmica

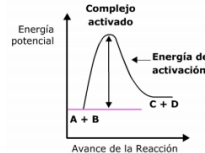
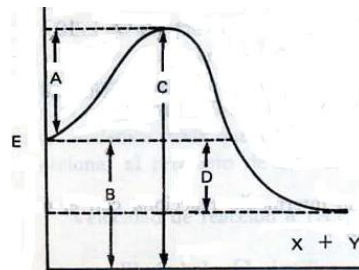
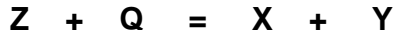


Figura 2: Diagrama de energía para una reacción endotérmica

### CONTESTA NÚMERO 9.

El siguiente diagrama de energía muestra la reacción hipotética:



1. Con base a este modelo de gráfica, contesta las siguientes preguntas de opción múltiple

➤ 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 o choques de partículas deben ser

- 1) Débiles      2) efectivas      3) sesgadas      4) por la noche

➤ Cuando la energía emitida o desprendida 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

➤ 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

### Referencia:

Guayasamin G. G. Química una visión moderna. Capítulo 18.

2. En la síntesis del agua a partir de oxígeno e hidrógeno gaseosos se obtiene el producto en estado líquido. ¿Cuál es el signo de la  $\Delta S$  al final la reacción?
4. ¿Qué evidencias de cambio químico es visible cuando se efectúa la electrólisis del agua?
5. ¿Qué cambios físicos se efectúan durante la electrólisis del agua?



6. Menciona las evidencias que indica que cuando se calienta un alambre de platino en la flama de un mechero de Bunsen sólo ocurren cambios químicos?

7. Menciona las evidencias que indican que cuando se calienta un alambre de cobre en la flama de un mechero de Bunsen ocurren cambios físicos y químicos.

8. Señala con un signo más (+) los procesos donde se requiere energía, y con un signo menos (-) los que liberan energía:

- a) Fusión del hielo
- b) Distensión de una liga de caucho
- c) Lanzamiento de un cohete
- d) Encender un fósforo
- e) Un juguete Slinky (resorte) que camina bajando escaleras

9. Clasifica los procesos siguientes como endotérmicos y exotérmicos

- a) congelación del agua
- b) el proceso que ocurre dentro de una compresa fría
- c) combustión de la madera
- d) disolución de sal de mesa en agua
- e) fusión del hielo

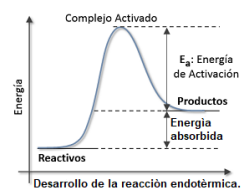
10. En una ecuación química balanceada

- a) los moles se conservan
- b) los átomos se conservan
- c) las moléculas se conservan
- d) los gases se conservan

**Tarea para el estudiante.** Explica brevemente tus respuestas y argumentar en clase.



11. En la electrólisis del agua, a) el proceso absorbe energía, así los productos gaseosos hidrógeno y oxígeno tienen mayor energía potencial, b) al quemarse el hidrógeno se libera energía y el producto es agua con menor energía.

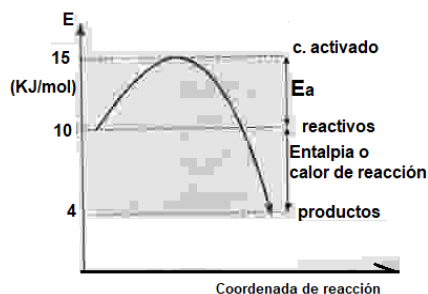


El estudiante elabora los modelos de las dos graficas de energía potencial contra tiempo donde se represente la trayectoria de cada reacción de reactantes a productos [Hein & Arana (2006) Fundamentos de Química. Pp 71-77 y 166-170. Thompson].

### Ejercicio:

Tomando como referencia el diagrama energía-coordenada de reacción, indicar:

- ¿Cuál es el valor del calor de reacción?
- ¿Cuánto vale la energía de activación?



### Concepto clave:

➤ La ecuación química

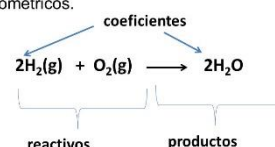
Una ecuación nos informa acerca de los cambios que sufren las partículas durante un cambio químico.

Las ecuaciones químicas se usan como la manera más fácil de presentar los reactivos y los productos, así como sus proporciones.

**Reactantes** o reactivos sustancias de partida.

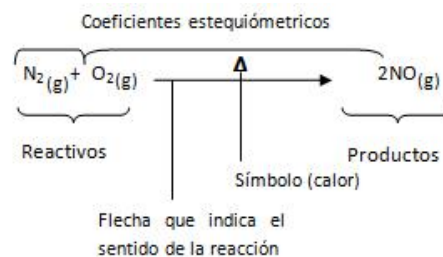
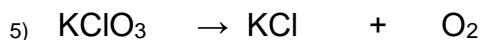
**Productos** de la reacción sustancias producidas

**Números enteros** representan los coeficientes estequiométricos.



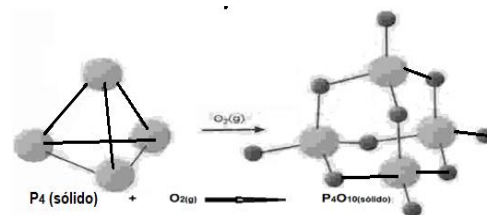
### CONTESTA NÚMERO 10.

Balancea por inspección las siguientes ecuaciones químicas:



Elabora la maquete de esta última ecuación como lo indica la figura.

Con el modelo de Dalton ➤




## Actividad grupal

Imaginar que con plastilina elaboras un cuerpo que representa el modelo del átomo de oxígeno; dos cuerpos enlazados (con el uso de palillos) será una molécula; tres como se ilustra en el cuadro inferior del lado izquierdo, representarán a una molécula de ozono.

Con base a la información proporcionada sobre el átomo de oxígeno como guía y a partir de un modelo llena las secciones que faltan en el siguiente cuadro:

Considera la idea que se proporciona en la primera hilera para llenar los cuadros de las siguientes dos hileras

MODELO	SÍMBOLO	NOMBRE
		ÁTOMO DE OXÍGENO
		
		

Ejemplos de reacción química con el modelo de Dalton;



Por medio de dibujos, esferas de unicel, plastilina o algún material similar, el estudiante elabora la representación de las moléculas de agua, hidrógeno y oxígeno en las reacciones de descomposición y síntesis del agua. Utilizar las representaciones elaboradas para:

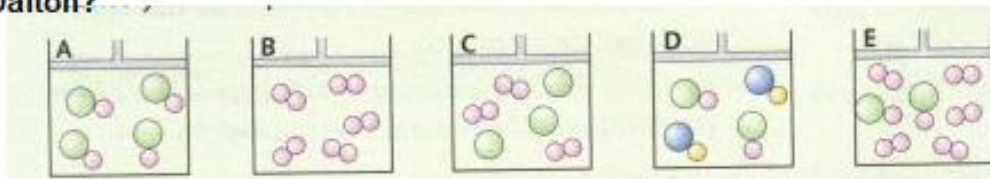
- Explicar lo que ocurre con las moléculas en las reacciones de síntesis y descomposición del agua.
- Comprender los conceptos de átomo, molécula y reacción química, y un primer acercamiento al enlace químico.
- Establecer las fórmulas de los compuestos estudiados.

Janice Van Cleave(2004) "ECOLOGÍA". Editorial. LIMUSA-WILEY S.A. de C.V



El estudiante observa la siguiente figura:

**¿Que hay dentro de los cinco cilindros de acuerdo con el modelo de Dalton?**



<https://fisicanostrum.wordpress.com/2009/01/25/reacciones-quimicas-la-teoria-atmica-de-dalton/>

**Aprendizaje 14.** El estudiante comprende el modelo atómico de Dalton, al desarrollar habilidades de búsqueda y procesamiento de información en fuentes confiables. (N1)



El profesor solicita la elaboración fuera de clase de un resumen de los cuatro aspectos centyrales de la teoría atómica de Dalton y la de las proporciones fijas de Proust para orientar la interpretación de la descomposición y síntesis del agua.(A14)

## 18. Estructura de la materia

En concreto, se considera pionero la teoría atómica al filósofo Demócrito de Abdera (ca. 460 a.C. ca. 370 a.C.), por ser aquel cuya obra ha llegado hasta nuestros días.

**El problema de los filósofos naturalistas de la época de Demócrito era: ¿Por qué si la naturaleza está en continuo cambio, sigue existiendo y no se acaba?**

Su modelo atómico da respuesta a esa pregunta: la materia está hecha de átomos indivisibles e indestructibles cuyas combinaciones explican sus cambios y a su vez su permanencia. En su teoría de partículas elementales los bloques serían átomos indestructibles intercalados por espacios vacíos.

El concepto de átomo que maneja esta teoría (sin entrar en la distinción entre átomo y molécula) es básicamente el mismo que en la actualidad: la unidad mínima de una sustancia; además, supone que los átomos de una misma sustancia son todos iguales, sólidos e indivisibles.

La teoría atómica permaneció dentro del ámbito filosófico, sin ningún problema que la despertase, hasta que el desarrollo de la química en el siglo XIX volvió a plantear cómo deberían ser los átomos para explicar sus leyes. Para entonces ya se habían identificado muchos elementos puros y sus combinaciones, y además se habían establecido algunas de las leyes básicas de las reacciones químicas.

### 18.1 Los postulados de Dalton

John Dalton propuso un modelo atómico que constituye una “teoría de partículas elementales” para explicar las propiedades de la materia. Aunque el modelo de Demócrito también era una teoría para explicar el continuo cambio de las cosas, el de Dalton fue el primero basado en datos empíricos. **Este modelo se basa en cinco postulados:**

1. La materia está formada por átomos que son indivisibles e indestructibles.
2. Los átomos de un mismo elemento son idénticos en masa y propiedades.
3. Los compuestos químicos se forman por combinación de dos o más tipos de átomos cuyas proporciones guardan relaciones numéricas sencillas. Los “átomos” de un determinado compuesto son, a su vez, idénticos en masa y propiedades.
4. Una reacción química es una reagrupación de átomos.
5. Los átomos no pueden crearse ni dividirse ni destruirse.

El primer paso en la teoría de partículas es precisamente el suponer que la materia es discontinua, es decir, que una porción de una sustancia es un agregado de un gran número de unidades elementales a las que llegaríamos dividiendo sucesivamente la cantidad inicial. Las primeras teorías atómicas se atribuyen a los filósofos griegos del siglo V a.C., cuyo problema era explicar la naturaleza y sus cambios.

**La ley de la conservación de la masa** (postulado en 1785 por Antoine Lavoisier), **según la cual la masa consumida de los reactivos es la misma que la masa obtenida de los productos, corrobora la percepción del átomo como unidad indestructible**, mientras que las leyes que establecen que los reactivos en las reacciones químicas mantienen siempre las mismas proporciones (ley de las proporciones simples, por Joseph Louis Proust, en 1799, y ley de las proporciones múltiples, por John Dalton, en 1808) parecen indicar que los átomos son los bloques que se combinan en la reacción química para transformar unas sustancias en otras.

Según el modelo atómico de Dalton, los pesos atómicos de un elemento se pueden referir al más ligero, el hidrógeno. Sin embargo, no tiene en cuenta la posible agrupación de átomos del mismo tipo, como ocurre por ejemplo en los gases que se presentan en forma de moléculas diatómicas, lo que le lleva a formular el agua como **HO**, en lugar de **H<sub>2</sub>O**.

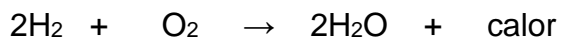
**Aprendizaje 15.** El estudiante aplica el modelo atómico de Dalton para representar moléculas de agua, de hidrógeno y de oxígeno y explicar las reacciones químicas de descomposición y de síntesis del agua y la conservación de la materia, a nivel nanoscópico. (N2)

**“El agua es imprescindible, y todos los seres vivos del mundo desaparecerían si ésta faltara”**

## 19. Las leyes de Lavoisier y de Proust

La ley de la conservación de la materia es una ley fundamental, incluso más allá del ámbito puramente químico (con la sola excepción de las reacciones nucleares y la equivalencia entre masa y energía formulada por Albert Einstein,  $E=mc^2$ ). Coloquialmente se conoce con el enunciado:

**“La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”.** Una reacción química típica, la síntesis del agua, puede formularse como;



En la reacción aparecen los mismos números de átomos a la derecha e izquierda: reordenados. Por lo tanto, la suma de masas será la misma.

Simplificando podemos decir que solo ha tenido lugar la ruptura de unos enlaces moleculares para formar otros en nuevos compuestos en un proceso exotérmico de generación de energía o calor.

Lavoisier que, además de aislar el oxígeno y el hidrógeno del agua, amén de otros numerosos elementos aclaró con precisión el concepto de este, siendo un elemento “la sustancia más simple que no se puede dividir mediante ningún método de análisis conocido”.

De igual importancia es su ley; **“En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos”** (1774).

La ley de la conservación de la materia por el francés Antoine de Lavoisier en 1785 y el ruso Mijail Lomonósov (1711-1765) en 1745. Ninguno de los dos utilizaba todavía el concepto de átomo, que sería introducido por John Dalton.

El propio Dalton adoptaría esta ley como uno de sus postulados fundamentales dentro de su famosa teoría atómica.

Con Lavoisier, poco o nada quedan de los cuatro elementos aristotélicos; el agua se ha descompuesto en hidrógeno y oxígeno; el aire es una mezcla de gases, la tierra contiene un sinnúmero de elementos diferentes y, por último, el fuego no es sino una consecuencia de la combustión.

El segundo personaje de nuestro interés es el francés **Joseph Louis Proust** (1754-1826). Él formularía la conocida como “ley de las proporciones definidas”:

“Un compuesto contiene siempre los mismos elementos en las mismas proporciones” (1779).

Estas dos leyes, la de la conservación de la masa y la de las proporciones definidas, junto con la ley de las proporciones múltiples de Dalton, constituyen el núcleo fundamental del concepto de “compuesto químico”, y son la base experimental de la teoría atómica de Dalton.

El concepto de elemento aparecería ya bien definido gracias a Lavoisier, que identificó numerosos de ellos (más de treinta). Dalton era capaz de explicar que eran diferentes porque los átomos que los componían eran también diferentes.

Hay tantos átomos distintos como elementos distintos. Y cada uno tiene un peso atómico característico. Y la combinación entre ellos para formar “compuestos”.

El concepto de molécula se retrasaría todavía unos años, Están bien determinados gracias a las leyes ponderales, relativas a las masas, enunciadas por los propios **Lavoisier, Proust y Dalton** [Joven Álvarez (2012) La teoría atómica de Dalton ¿Cuánto pesan los átomos? National Geographic].

Se consideran tres leyes estequiométricas; la ley de las proporciones constantes, la ley de las proporciones múltiples y la ley de los pesos de combinación.

## 19.1 Ejercicios de cálculo químico

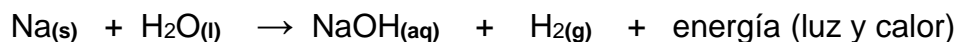
Resolución de problema relación masa-masa

En un tubo de ensayo se colocó un pequeño trozo de sodio y se agregaron **dos** centímetros cúbicos de agua destilada. La reacción se realizó con desprendimiento de energía. ¿Cuántos gramos de Hidrógeno se obtuvieron? **Nota: la densidad del agua destilada es 1g / cm<sup>3</sup>.**

La densidad del agua pura es de 1000 kg/m<sup>3</sup> mientras que la densidad del agua del mar es de aproximadamente de 1027 kg/m<sup>3</sup>, debido a la salinidad en ella.

Resolución:

**Primer paso**, escribimos la ecuación química:



La ecuación indica que la reacción es heterogénea y exotérmica.

**Segundo paso**, balanceamos la ecuación por inspección:

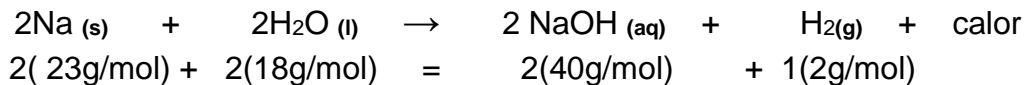


La ecuación química balanceada indica que por cada 2 mol de sodio se necesitan 2 mol de agua para producir 2 mol de sosa y un mol de hidrógeno gaseoso.

**Aplicación de la Ley de Lavoisier:**

**Tercer paso**, de la tabla periódica se obtienen las masas atómicas de cada elemento, para determinar la masa molar (g/mol) de cada compuesto:





**Cuarto paso**, comprobamos la **ley de Lavoisier**:

$$\begin{array}{ccccccc}
 46 \text{ g} & + & 36 \text{ g} & = & 80 \text{ g} & + & 2 \text{ g} \\
 \Sigma \text{reactivos ( 82 gramos )} & = & \Sigma \text{productos ( 82 gramos )}
 \end{array}$$

**La cantidad total en masa de reactivos es igual a la masa de los productos.**

**Quinto paso:** La Estequiometría dice que por cada 36 gramos de agua se producen 2 gramos de hidrógeno por lo tanto 2 gramos de agua que se pusieron a reaccionar con el sodio ¿cuánto dará de Hidrógeno?

La regla de las razones y proporciones nos lleva al resultado:

$$36/2 = 2/ m \quad \text{despejando la incógnita:}$$

$$36m = 2(2)$$

$$m = 4/36 = 1/ 9$$

Resultado: **m = 0.11 gramos de hidrógeno**

En la misma reacción podemos calcular la cantidad de sodio que reaccionó con los dos gramos de agua destilada, siguiendo el razonamiento de la regla de tres simple tomando como base las relaciones estequiométricas establecidas en la ecuación química, con razones y proporciones

46 g de sodio son a 36 g de agua, como

**m** g son a 2 gramos de agua.

por lo tanto;  $(46) (2) / 36$

resultado, **m = 2.55 gramos de sodio**

De la misma manera 46 g es a 80 de sosa como 2.55 g de sodio reaccionante es a X gramos de producto:

$$46 / 80 = 2.55 / X \quad \text{al despejar } X = 4.44 \text{ gramos de hidróxido de sodio.}$$

Un balance de masas de reactantes y productos durante la reacción es:

$$2.55. \text{ g de Na} + 2\text{g de H}_2\text{O} = 4.44 \text{ g de NaOH} + 0.11 \text{ g de H}_2$$

$$\begin{array}{c}
 \Sigma 4.55 \text{ g de reactantes} = \Sigma 4.55 \text{ g de productos} \\
 (83)
 \end{array}$$

## 19.2 Ley de las proporciones múltiples sencillas

El azufre y el cobre se unen en dos proporciones y forman dos sulfuros de cobre que contienen:

66.66% y 80% de cobre. Si calculamos la cantidad de cobre combinado con un mismo peso de **azufre** es decir con relación a un gramo de **S**:

$$\frac{66.66 \text{ g de cobre}}{33.33 \text{ g de azufre}} = 2.00 \text{ g de cobre /g de azufre}$$

$$\frac{80.00 \text{ g de cobre}}{20.00 \text{ g de azufre}} = 4.00 \text{ g de cobre/g de azufre}$$

Las dos cantidades de cobre son muy aproximadas, una el doble de la otra, por lo tanto, los pesos de cobre que unen con un mismo peso de azufre para formar los dos sulfuros, están en la relación de 1 a 2. [Carrasco-Castañeda (2014) Química experimental, aplicaciones. Macro-editorial].

### Las leyes de Dalton sobre las proporciones múltiples

La ley de Dalton de las proporciones múltiples, formulada por John Dalton en 1802, es básica en las leyes llamadas ponderales o estequiométricas.

**Establece que si dos elementos se unen en varias proporciones para formar compuestos diferentes, lo harán según relaciones numéricas simples (en peso).**

Es decir si un átomo del elemento **A** se une con uno y con dos átomos del elemento **B**, la relación en peso de ambos elementos **A** y **B** estará en proporción **1:2**.

El ejemplo clásico son los óxidos de cobre, donde asignamos **A** y **B** a oxígeno y cobre, respectivamente.

**CuO**, 79.89 % de Cobre que equivale a 3.973 gramos de cobre por 1 gramo de oxígeno.

**Cu<sub>2</sub>O**, 88.82 % de cobre que equivale a 7.945 gramos de cobre por 1 gramo de oxígeno.

Puede verse que  $3.973/7.945 = 1:2$  aproximadamente.

Veamos otro ejemplo con los óxidos de nitrógeno. Para 1 gramo de nitrógeno:

Compuesto	Masa de nitrógeno	Masa de oxígeno
N <sub>2</sub> O	1 g	0.571 g
NO	1 g	1.14 g
NO <sub>2</sub>	1 g	2.28 g
NO <sub>4</sub>	1 g	4.57 g

**No fue fácil abandonar la alquimia.** La ambición humana nunca ha conocido límites, y la legendaria idea de la transmutación de la materia era demasiado atractiva. Ni el gran **Isaac Newton** se resistió a intentarla.

Poco a poco desde **Robert Boyle** a **Antoine de Lavoisier**, la naturaleza fue ordenada elemento a elemento, experimento tras experimento, mientras las leyes de su comportamiento se iban desvelando. **Hasta el límite de lo más pequeño, ámbito en el que John Dalton se ocupó de pesar y combinar átomos.**



Relación de compuestos	Relación de masas	Proporción
NO <sub>2</sub> : NO	4.57 : 2.28	2:1
NO <sub>2</sub> : NO	4.57 : 1.14	4:1
NO <sub>2</sub> : N <sub>2</sub> O	4.57 : 0.571	8:1
NO <sub>2</sub> : NO	2.28 : 1.14	2:1
NO <sub>2</sub> : N <sub>2</sub> O	2.28 : 0.571	4:1
NO : N <sub>2</sub> O	1.14 : 0.571	2:1
	4.57 : 2.28 : 1.14 : 0.61	8:4:2:1
NO <sub>2</sub> : NO <sub>2</sub> : NO : N <sub>2</sub> O		

[Joven Álvarez E. (2012) La teoría atómica de Dalton]

“Los elementos de oxígeno pueden combinarse en una proporción de uno o dos con gas, pero no con una cantidad intermedia”

**John Dalton, ley de las proporciones múltiples (1802)**

( Joven Álvarez E., 2012)

**Aprendizaje 15.** El estudiante aplica el modelo de Dalton para representar moléculas de agua, de hidrógeno y de oxígeno y explicar las reacciones químicas de descomposición y de síntesis del agua y la conservación de la materia, a nivel nanoscópico\*\*. ([https://es.wikipedia.org/wiki/Nivel\\_nanosc%C3%B3pico](https://es.wikipedia.org/wiki/Nivel_nanosc%C3%B3pico))

### CONTESTA NÚMERO 11.

1. ¿Cómo explica la teoría atómica de Dalton la ley de la conservación de la masa?  
El estudiante elabora argumentos.
2. ¿Cuál fue la contribución de Lavoisier al desarrollo de la teoría atómica moderna?
3. Dos muestras de azúcar se descomponen en los elementos que la forman. Una muestra produce 18 gramos de carbono, 3 gramos de hidrógeno y 24 gramos de oxígeno; la otra genera 24 gramos de carbono, 4 gramos de hidrógeno y 32 gramos de oxígeno.
  - Encuentre las proporciones entre carbono e hidrógeno y entre oxígeno e hidrógeno para cada muestra, y compruebe que son consistentes con la ley de la composición definida (Tro N. ver páginas 8 a 18).

## Actividades para los estudiantes con el acompañamiento del profesor:

➤ **El profesor propone** que en grupos colaborativos, se analicen los enunciados de Dalton sobre los átomos y las limitaciones de su teoría debida al contexto científico, técnico, social del momento de la enunciación así como resaltar su utilidad para explicar ¿cómo se unen los átomos (proporciones fijas y proporciones múltiples. (A14)

➤ **El profesor solicita** la representación de ambas reacciones con relación al modelo de Dalton (con esferas), en grupos colaborativos. (A15)

➤ **El profesor solicita** un resumen o algún organizador gráfico, del **modelo atómico de Bohr** de los elementos representativos conforme a este. (A16)

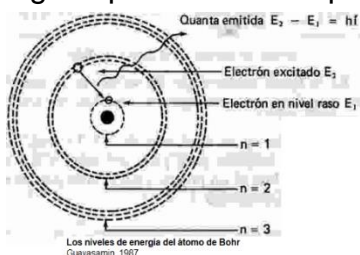
### 20. Modelo de Bohr

#### 🔗 Bohr juega con los electrones

A lo largo de su desarrollo las ciencias se fueron adentrando paulatinamente en el ámbito de lo más pequeño: primero, los átomos, y más tarde, los minúsculos electrones. A principios del siglo XX los electrones todavía eran un descubrimiento reciente y constituían todo un universo por explorar. Sobre esta materia versó la tesis doctoral del Niels Bohr, un primer trabajo en el joven investigador ya demostró su valía y su originalidad como físico.

#### 🔗 Los electrones juegan con Bohr

Una vez se supo que los átomos estaban compuestos por electrones, muchos físicos intentaron describir sus posiciones y sus movimientos intra-atómicos. Finalmente, se llegó a la conclusión de que el átomo era como los sistemas planetarios: un núcleo con electrones orbitando alrededor. Sin embargo, los electrones eran muy caprichosos a la hora de elegir qué órbitas querían ocupar. Niels Bohr fue quien consiguió descifrar las reglas del juego de los electrones, unas reglas que incluían los principios de la incipiente física cuántica.



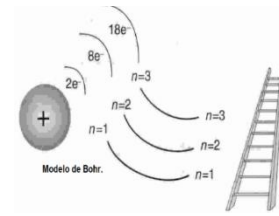
La comprobación de Bohr probaría no sólo ser una ilustración razonable de lo que mantiene unido al átomo, sino también las relaciones matemáticas correspondientes a los hechos experimentales sobre **el átomo de hidrógeno**.

Bohr señaló que la luz que produce el **hidrógeno** cuando arde, tiene una longitud definida que corresponde a los cambios de energía del electrón. Las órbitas ocupadas por los electrones deben tener un diámetro preciso y el electrón no puede ocupar cualquier órbita alrededor del núcleo.

De acuerdo con él, los electrones pueden ocupar solamente esas órbitas cuyas diferencias en energía, corresponden a la energía emitida como la luz, cuando el átomo es excitado por la electricidad.

Cuando una sustancia se somete a una temperatura alta, los electrones son excitados y suben a un nivel más alto.

Cuando bajan de nivel, la energía emitida es siempre igual a la energía absorbida. Es actualmente el más usado para explicar que los electrones se encuentran distribuidos en **niveles** (K, L, M, N, ) de energía y que principalmente los **externos de la esfera atómica son los responsables de formar enlaces al combinarse dos o más átomos.**



Bohr hizo más que presentar un modelo para explicar los espectros discretos. A partir de relaciones matemáticas sugeridas por su modelo, él fue capaz de calcular las longitudes de onda de la luz emitida por el átomo de hidrógeno. Su teoría se comprobó cuando los valores calculados correspondieron con los valores medidos en experimentos reales (Malone, 2001).

En esa época lo único que Bohr estaba haciendo era imaginar el átomo como un sistema planetario en el que el planeta (el electrón) tenía un estado privilegiado e intocable: su estado fundamental.

El salto inesperado fue el de las órbitas excitadas. Bohr propuso que los electrones solo podían ocupar órbitas concretas, con energías determinadas, y que les estaba vetada cualquier posición intermedia. Por poner una analogía visual: el átomo se comportaba como una escalera y no como una pendiente.; los electrones únicamente podían estar en los escalones y nunca en lugares intermedios.

Y aquí es donde el científico danés introdujo la constante de Planck: la distancia entre “escalones”, entre órbitas, debía ser un múltiplo de esta constante. De este modo, los electrones solo podían ocupar órbitas de energía tales que su diferencia fuera un múltiplo de la constante de Planck (Navarro Jaume, 2012 El átomo cuántico BOHR).

**Aprendizaje 16.** El estudiante comprende el modelo atómico de Bohr para ampliar los conceptos de compuesto y molécula. (N2)

#### ○ **Distribución electrónica según el modelo de Niels Bohr**

Con base a la teoría cuántica Bohr realizó cálculos matemáticos para encontrar la ubicación del electrón en el átomo de hidrógeno y sus saltos electrónicos, así él llegó a una ecuación matemática que indica el número de electrones que existen en cada nivel energético del átomo; **K, L, M, N.**

$$\text{Número de e- en cada nivel de energía} = 2n^2$$

La letra **n** es el nivel principal con valores 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, estos tienen relación con los periodos de la tabla periódica y corresponden con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Si las capas o niveles de energía denominadas órbitas donde se considera que son las regiones donde existen los electrones, entonces para los niveles 1, 2, 3, 4 deben ser con los valores de acuerdo a la ecuación anterior:

$$\begin{aligned} K &= 2 (1)^2 = 2 \times 1 \times 1 = 2 \text{ electrones} \\ L &= 2 (2)^2 = 2 \times 2 \times 2 = 8 \text{ electrones} \\ M &= 2 (3)^2 = 2 \times 3 \times 3 = 18 \text{ electrones} \\ N &= 2 (4)^2 = 2 \times 4 \times 4 = 32 \text{ electrones} \end{aligned}$$

Estos cuatro valores se pueden repetir una sola vez al realizar la configuración electrónica de los átomos correspondientes a los elementos representativos, es decir a las familias "A":

El **Pb** (plumbum) por pertenecer a la familia IVA y estar ubicado en el periodo seis debe tener seis niveles y cuatro electrones en su nivel externo:

K	2 e-
L	8 e-
M	18 e-
N	32 e-
O	18
P	4 e-

Por ejemplo con el átomo de plomo cuyo número atómico es 82.

$_{82}\text{Pb}$ : 2, 8, 18, 32, 18, 4 (elabora el dibujo o esquema grafico de este ejemplo)

### Relación entre la distribución electrónica de los átomos de los elementos con la posición de los mismos en la tabla periódica.

Sodio con número atómico once, su configuración según Bohr es de tres niveles (K, L, M) y un electrón externo:

El radón es un gas noble y pertenece al grupo 8, son los elementos que tienen ocho electrones en su nivel externo y se dice que cumplen con la regla del octeto, estos gases no forman compuestos y se encuentran en forma monoatómica.

Ejemplos:

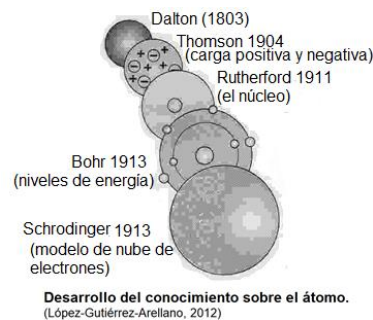
11 Na: 2, 8, 1  
20 Ca: 2, 8, 8, 2  
31 Ga: 2, 8, 18, 3  
51 Sb: 2, 8, 18, 18, 5  
84 Po: 2, 8, 18, 32, 18, 6  
86 Rn: 2, 8, 18, 32, 18, 8

### CONTESTA NÚMERO 12.

1. El núcleo de un átomo, que tiene un número de masa de 60 uma, contiene 28 protones (+)

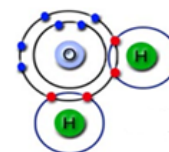
- ¿Cuántos neutrones contiene este átomo?
- ¿Cuántos electrones?
- ¿Cuál es la identidad del átomo? (Smooth-Chang, 2007)

2. Con base al siguiente esquema de la evolución de los modelos atómicos que el estudiante elabore una línea de tiempo argumentada ►



**El profesor solicita** a los estudiantes la elaboración de maquetas de las moléculas de oxígeno, hidrógeno y agua con base al modelo de Bohr. (A17) (88)

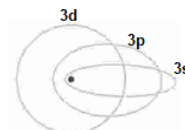
El profesor subraya en las representaciones de maqueta la importancia de incluir varias partículas (moléculas o átomos) y hacerlo de acuerdo a la ley de la conservación de la materia. (A17)



## 20.1 Modificaciones de la teoría de Bohr

La validez de la teoría de Bohr se basaba en el éxito que tuvo en la predicción de las líneas de los espectros del hidrógeno. Sin embargo, coincidente con los desarrollos teóricos descritos, los espectroscopistas habían mejorado sus mediciones, siendo uno de sus descubrimientos más recientes la estructura fina de los espectros atómicos.

Para tratar el problema de la estructura fina de los espectros atómicos, se hace necesarios introducir modificaciones a la teoría simple de Bohr, las que se venen principalmente a Sommerfeld. En estas modificaciones se reemplazan las órbitas circulares por las elípticas de excentricidades diferentes (formas) para cuya descripción se necesitan dos números cuánticos; el **cuántico principal** ( $n=1, 2, 3, 4..$ ) y el **número cuántico azimutal** ( $l=0,1, 2,3..$ ) o de momento angular. Además para describir las orientaciones espaciales del electrón permitidas, se introduce un nuevo número cuántico que se llama **número cuántico magnético**.



todas las órbitas designadas por s, p, y d tienen la misma energía pero distintas excentricidades.



Órbitas excéntricas del modelo de Sommerfeld

**Aunque más exitosa que la teoría simple de Bohr, la de Bohr-Sommerfeld aún no fue suficiente para explicar todos los aspectos de los espectros atómicos en forma adecuada** [Petrucci (1977) Química general. Capítulo 7. Página 109. Addison Wesley Iberoamericana. México]

(Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld; Königsberg, 1868 - Munich, 1951) Físico y matemático alemán que introdujo en el modelo atómico de Bohr las órbitas elípticas de los electrones para explicar la estructura fina del espectro, de lo que resultó un modelo perfeccionado conocido como modelo atómico de Sommerfeld.

**Se sugiere el Video de you tube**

**Modelos atómicos (Bohr, Sommerfeld, Shrödinger, modelo actual) - Química desde Cero.** 14 de marzo de 2018. Tiempo 6.26 minutos. Yamil Cordoba.

Ver; <https://www.youtube.com/watch?v=sIDFOLibFYE>

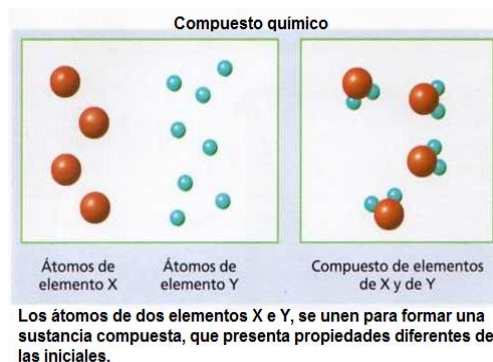
Elaborar un reporte

**Aprendizaje 17.** El estudiante representa con maquetas, las moléculas de agua, hidrógeno y oxígeno al elaborar modelos con base en la teoría atómica de Bohr. (N2)



## 21. Compuesto y molécula

Todo el universo, incluso el planeta Tierra, está formado por átomos. El espacio no está vacío por completo: en él flotan retazos y partículas de gases y polvo que se componen de átomos. Los objetos que se encuentran en el espacio, como los planetas, las estrellas y los cometas, también están formados por átomos, al igual que nuestros satélites, cohetes y naves espaciales.



Además, la mayor parte de la materia del universo se halla en el interior de las estrellas como el Sol. El principal elemento químico que contienen dichas estrellas es el hidrógeno, de forma que éste se convierte en el elemento más común del universo: de cada 100 átomos 93 son de hidrógeno, y sólo siete de otros elementos.

**Con base a la idea de Demócrito el átomo es la partícula más pequeña que constituye a la estructura de la materia y tiene relación con la Teoría de John Dalton,** pero un átomo de hidrógeno no puede existir libre en la naturaleza, siempre será en forma de moléculas, es decir el hidrógeno gaseoso se encuentra en nuestro medio como molécula, ya sea combinado con otros elementos o entre el mismo, es decir como **H<sub>2</sub>**, **H<sub>2</sub>O**, **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**, **HNO<sub>3</sub>**, **HCl**, **NH<sub>3</sub>**, **CH<sub>4</sub>**, **PH<sub>3</sub>**.

El Hidrógeno abunda en la existencia de varias sustancias cuyas moléculas son diferentes, y sólo los elementos metálicos existen en forma monoatómica ejemplos **Ca**, **Na**, **K**, **Fe**, **Ni**, **Zn**, **Cu**, **Ag**, y algunos forman moléculas binarias con el oxígeno ejemplo **TiO<sub>2</sub>**, **ZnO** y con tres elementos son de tipo ternario por ejemplo **NaOH**, **KNO<sub>3</sub>**, **Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>**.

La mayoría de los **no** metales existen en forma de molécula diatómica, pero hay excepciones; **C**, **O<sub>3</sub>**, **P<sub>4</sub>** y **S<sub>8</sub>**.

Otros **átomos** como los gases nobles en condiciones normales no forman moléculas por lo que existen en forma monoatómica **He**, **Ne**, **Kr**, **Xe**, **Rn**, es decir son átomos que en condiciones normales **no entran en combinación química**.

**El concepto de elemento** aparecía ya bien definido gracias a Lavoisier, que identificó numerosos de ellos (más de 30). **Dalton** fue capaz de explicar que eran diferentes porque los átomos que los componían eran también diferentes. Hay tantos átomos distintos como elementos distintos. Y cada uno tiene un peso atómico característico. Y las combinaciones entre ellos para formar compuestos.

**El concepto de moléculas** se retrasaría todavía unos años – están bien determinadas gracias a las leyes ponderales -relativas a las masas – enunciadas por los propios Lavoisier, Proust y Dalton (Joven Alvarez E. 2012, “La teoría atómica”).

## 22. Ecuaciones químicas



El profesor propone la representación simbólica de las reacciones estudiadas con atención a explicar el significado de los símbolos y signos que se usan en las ecuaciones químicas.

**Una ecuación nos informa acerca de los cambios que sufren los átomos durante un cambio químico.**

Las ecuaciones químicas se usan como la manera más fácil de presentar los reactivos y los productos, así como sus proporciones.

Al escribir la ecuación de una reacción también es común indicar el estado físico de los reactantes y productos con las siguientes siglas; para los sólidos se usa (**s**), en los líquidos (**l**), para los medios acuosos (**aq**) para los gases (**g**) y (**v**) para vapor.

Así es como de esta manera podemos establecer que existen dos tipos reacciones, **homogéneas** cuando los reactantes y productos se encuentran en una sola fase y **heterogéneas** cuando el estado físico de la reacción existe en más de dos fases.

**Con la mejora de la balanza** y de otras técnicas de medición, **Lavoisier y Dalton**, entre otros, pudieron construir **una nueva química basada en la masa** de las **sustancias químicas**. Las reacciones se escriben de la siguiente manera:

**reactantes      →      productos**

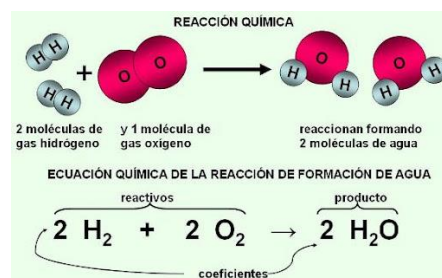
**La flecha significa que reaccionan para dar.**

Aunque la descomposición no es el único tipo de cambio químico, todos los cambios químicos tienen las mismas propiedades importantes en común:

☞ Un cambio químico produce nuevas sustancias.

☞ Durante la reacción hay intercambio de energía entre el sistema de la reacción y su entorno.

☞ En cualquier reacción, la masa de uno de los productos siempre es una proporción fija de la masa del reactivo con el que se comienza la reacción.

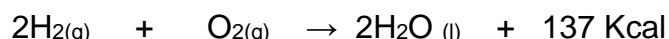


Ejemplo de reacción entre dos moléculas gaseosas:

“En este proceso se rompen enlaces de los reactantes para producir nuevos productos con propiedades diferentes a los originales”.

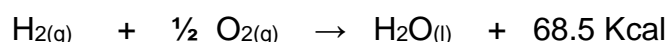
La termoquímica indica que si una reacción es endotérmica se escribe a la izquierda con los reactivos + calor (Q) o energía y si la reacción es exotérmica se escribe a la derecha con los productos + calor o energía.

Ejemplo, en la combinación del hidrógeno con el oxígeno, la ecuación termoquímica se representa así:

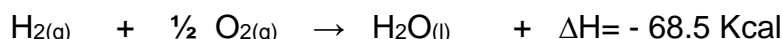


Indica que la reacción de ambos gases va acompañada con desprendimiento de calor significa que es exotérmica.

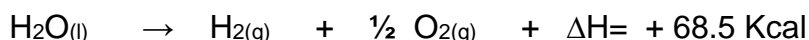
En termoquímica la ecuación puede realizarse con la formación de una molécula:



Con el uso del cambio de entalpía (calor de reacción) a presión constante:



En la descomposición o análisis del agua, la reacción es endotérmica:

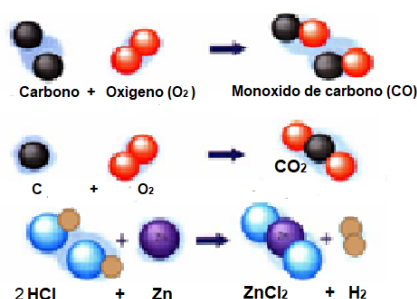
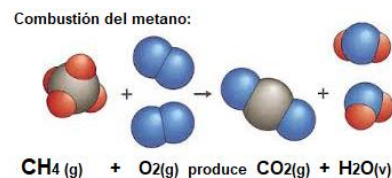


**Aprendizaje 18.** El estudiante representa con símbolos y fórmulas a elementos y compuestos al escribir las ecuaciones de las reacciones de descomposición y síntesis del agua. (N2)

## 23. Formación científica

**Dalton** desarrolló la primera teoría moderna de los átomos, considerándolos como las partículas más pequeñas de los elementos, y de las moléculas como partículas más pequeñas de los compuestos.

Para explicar las propiedades de los elementos, Dalton dedujo que un elemento contiene una sola clase de átomos y que un átomo es una partícula de materia simple e indestructible. **Afirmaba que los elementos no pueden descomponerse en sustancias más simples debido a que sus átomos tampoco pueden ser destructibles.**



### 23.1 La hipótesis de Dalton

Cuando Dalton trataba de explicar los descubrimientos de Lavoisier y Proust, sentó las bases para la teoría atómica actual. Él afirmó que toda la materia está compuesta de partículas pequeñas llamadas átomos y que éstos no se pueden subdividir.

Las ideas de Dalton eran parecidas a las de Demócrito. Sin embargo Dalton creía que los átomos eran aún más simples que las partículas de aire o de roca y que no había ninguna similitud entre los átomos de los diferentes elementos.

También creía que todos los átomos de un mismo elemento eran exactamente iguales. **Él afirmó que los átomos pueden combinarse con otros átomos, en razones simples, para formar compuestos.**

Estas tres últimas oraciones son la base de la teoría atómica. **Podemos ver cómo las ideas de Dalton explican las dos leyes de Lavoisier y Proust.** Si los átomos no se pueden destruir, entonces, simplemente, sólo pueden reordenarse en un cambio químico. El número total y el tipo de átomos debe permanecer igual.

Por tanto la masa que había antes de una reacción debe ser igual a la que hay después de ella.

Si los átomos de un elemento son siempre iguales, entonces todos los átomos de un elemento en particular deben tener la misma masa.

Como veremos más adelante, no todos los átomos de un mismo elemento tienen exactamente la misma masa. Sin embargo, si se sustituye la palabra masa por masa promedio, se puede continuar usando las ideas de Dalton hoy en día [Smooth-Chang (2007), capítulo 2].

Dalton explicó la composición constante de los compuestos por medio de la teoría de que los átomos de los elementos están unidos para formar partículas más complejas llamadas moléculas, que son las unidades más simples de los compuestos.

**De acuerdo con Dalton, la combinación más favorable para dos elementos era probablemente 1:1.** Debido a que todas las moléculas serían idénticas, el compuesto tendría una composición constante, teniendo un mayor porcentaje en peso del elemento que tuviera los átomos más pesados, ejemplo:

- 1) **La ley de la conservación de la masa** podía explicarse también con relativa facilidad.

La teoría indicaba que en cualquier reacción química, los átomos podían cambiar sus compañeros de composición, o las moléculas podían descomponerse en átomos, pero el número total de átomos sería el mismo para los productos que para los reactivos.

Si los átomos eran realmente indestructibles, la reacción química no podía implicar ni ganancia ni pérdida de masa.

- 2) **La ley de las proporciones múltiples puede** explicarse fácilmente si se supone que dos tipos de átomos diferentes se combinan en proporción 1:1 bajo ciertas condiciones y en proporciones 1:2, 1:3 o 2:3.

En el ejemplo de los dos óxidos del carbono, la relación de cantidades de oxígeno que se combinan con una cantidad determinada de carbono en dos diferentes condiciones era de 2: 1.

Con el modelo de Dalton se puede mostrar que el peso de oxígeno por peso de carbono puede ser dos veces mayor en un caso con respecto al otro, si se supone una combinación atómica **1:1** en un caso y **2:1** en el otro, tal como se muestra en la siguiente figura:

Usando los símbolos modernos, una molécula del primer óxido sería **CO** y se llama monóxido de carbono. La fórmula del segundo es **CO<sub>2</sub>** y se llama dióxido de carbono ►



Dalton postuló que en un óxido del carbono un átomo de oxígeno se combina con un átomo de carbono, y en el otro óxido, dos átomos de oxígeno se combinan con un átomo de carbono.

**Dalton** llevó a cabo mediciones precisas y sistemáticas de algunas reacciones químicas, y con ellas, pudo formular la **ley experimental de las proporciones múltiples**. A veces dos elementos reaccionan entre sí de diversos modos para dar lugar a compuestos distintos. En el caso del oxígeno y el carbón, por cada 100 gramos de carbón se necesitan 133 gramos de oxígeno para formar **CO**, y por cada 266 para formar **CO<sub>2</sub>**.

#### Otro ejemplo con los óxidos de cobre:

CuO: 79.89% (Cu) que equivale a 3.973 gramos de cobre por gramo de oxígeno.

CuO<sub>2</sub>: 88.82 % (Cu) que equivale a 7.945 gramos de cobre por gramo de oxígeno

Puede verse que  $3.973/7.945 = 1:2$  también  $\frac{1}{2}$ .

**La teoría atómica de Dalton se puede resumir en las siguientes suposiciones:**

1. Toda la materia está formada de partículas minúsculas e indestructibles llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un elemento dado son iguales.
3. Aunque los átomos se combinan y las moléculas se descomponen, ninguna reacción puede variar los átomos en sí mismos.
4. Cuando los átomos forman moléculas se unen en proporciones de números enteros simples tales como 1:1, 1:2, 1:3, 2:3.

Aunque algunas de estas suposiciones han resultado incorrectas en los experimentos posteriores, la Teoría de Dalton fue el principio que sirvió de guía en un siglo pleno de brillantes químicos.

John Dalton escribió sus artículos sobre la teoría atómica en la primera década del siglo **XIX**. La teoría de Dalton fue aceptada por la mayoría de los científicos debido a que **la idea de partículas minúsculas tuvo un gran éxito en la interpretación de numerosos descubrimientos científicos**. Durante casi 100 años, sus conceptos ayudaron a estimular y guiar el trabajo experimental de muchos químicos en todo el mundo (Keenan-Kleinfelter – Wood, 1986).

Dalton formuló una ley, basándose en su propia teoría atómica, pero sin basarse en datos obtenidos experimentalmente. La razón de las masas de un elemento que se combinan con una masa constante de otro elemento puede expresarse en números enteros pequeños.

**Esta afirmación se conoce como la ley de las Proporciones Múltiples.** ¿Comprendes por qué estos números no pueden ser fraccionarios? **Los átomos no se pueden dividir. No existe una fracción de un átomo.**

Proporciones entre estaño y oxígeno			
	Masa de estaño en un átomo-gramo (mol)	Masa de Oxígeno en un átomo-gramo (mol)	La razón de las masas de oxígeno combinadas con una masa constante (119 gramos de estaño)
Óxido de estaño (II) $\text{SnO}$	119 g	16 g	1
Óxido de estaño (IV) $\text{SnO}_2$	119 g	32 g	2

Por la misma época en que Dalton formulaba su teoría atómica, J. L. Lussac, un químico francés, realizaba una observación muy interesante. Él trabajaba con reacciones gaseosas, a temperatura y presión constantes.

Entonces observó, bajo condiciones constantes, los volúmenes de los gases reactantes y de los productos gaseosos guardaban entre sí razones de números enteros pequeños.

Estas observaciones facilitaron la aceptación de la teoría de Dalton.

Años más tarde, Amadeo Avogadro, un físico italiano, explicó el trabajo de Gay-Lussac por medio de la teoría de Dalton. La hipótesis de Avogadro también tenía que ver con gases sujetos a la misma temperatura y presión. Él estableció que;

**“Volúmenes iguales de gases, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura tienen el mismo número de moléculas”.**

$P$ =presión,  $T$ =temperatura,  $m$ =masa del gas,  $M$ =masa molar del gas,  $R$ = constante universal de los gases ideales. La relación de  $m/M$  es conocida como el número de mol ( $n$ ). La ecuación general de los gases ideales;  **$PV=nRT$**

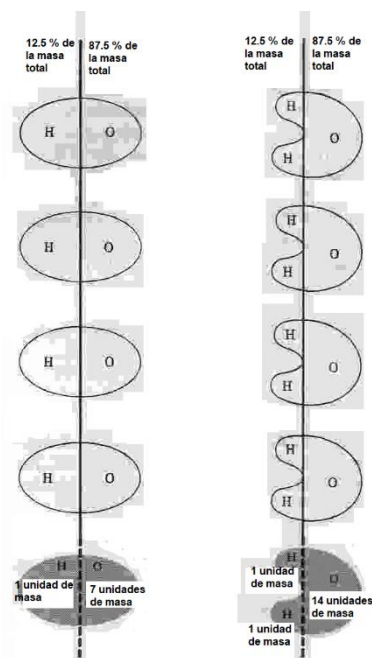
La teoría atómica y la Ley de Proporciones Múltiples, tal como fueron establecidas por Dalton, se han sometido a pruebas y se han aceptado como correctas. Sin embargo, se han hecho algunas excepciones importantes en relación con algunas de las observaciones de Dalton [Smooth-Chang (2007) Mi contacto con la química. “La estructura atómica” pp 43-45 Mc Graw Hill. Impreso en México].

## 23.2 Los errores de Dalton

**El primero** fue que el análisis del agua fue erróneo.

Él encontró que la descomposición del agua en sus elementos componentes, hidrógeno y oxígeno, daba un 12.5% en peso de hidrógeno y 87.5 % de oxígeno. (Debió obtener 11.19% de hidrógeno y 88.81% de oxígeno). De ahí que concluyera que el oxígeno en el agua contribuía 7 veces más en peso que el hidrógeno. (debió de haber encontrado que es ocho veces).

**Su segundo** error fue más serio. Considero que la molécula de agua consta de un átomo de **H** y de un átomo de **O**. De ahí concluyó, obviamente, que el átomo de oxígeno era siete veces más pesado que el del hidrógeno. Si al átomo de **H** se le asigna una masa de 1 unidad, el de **O** debería tener una masa de 7 unidades en la misma escala. La situación se describe en la parte izquierda de la siguiente figura.



En realidad, tal y como se muestra en la parte derecha, la molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno por cada uno de oxígeno, y no lo que Dalton supuso.

En consecuencia la masa atribuible a la porción de H de la molécula debe entre el doble de átomos, haciendo a cada átomo de **H** la mitad de pesado. Si una vez más le asignamos al **H** un valor de referencia de uno, entonces el átomo de **O** sería 14 veces más pesado.

En otras palabras, aun utilizando su análisis químico equivocado, si Dalton hubiera supuesto correctamente la fórmula del agua, él hubiera asignado al O un peso atómico de 14 en la escala en la cual el H es 1. Si nosotros vamos más allá y corregimos el análisis defectuoso de Dalton para el agua de 1:7 partes en peso para H:O a la relación verdadera 1:8 entonces habiéremos obtenido para el peso atómico del O un valor de 16, no lejano del valor asignado en la actualidad (Sienko-Plane 1986, Química, principios y aplicaciones. McGraw-Hill).



- **Límites del modelo atómico de Dalton**

La validez de la teoría de Dalton, fue entendida como una descripción efectiva de las reacciones químicas, persiste en la actualidad. No obstante, está muy lejos de proporcionar una descripción última de la estructura de la materia. Los átomos, aunque no podían dividirse ni ser destruidos en el curso de las reacciones químicas, resultaron no ser ni indestructibles ni indivisibles.

Pero para que ello se pusiera de manifiesto fue necesario que la física tomara el relevo de la química en la investigación de la estructura fundamental de la materia. Joseph John Thomson demostró por primera vez que los átomos de Dalton podían de algún modo romperse, o por lo menos que era posible arrancarles algunos de los elementos o partículas que los constituían, partículas que fueron bautizadas genéricamente como “subatómicas”.

Los átomos tenían, por tanto, estructura y Thomson avanzó el primer modelo que pretendía describirlo (Rodríguez Quintero J., 2016 “Las entrañas de las partículas elementales”).

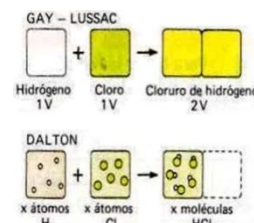
El modelo atómico de Dalton concibe al átomo como una esfera sólida que constituye a todos los cuerpos; **sin embargo, no explica otros detalles** sobre su naturaleza, como la presencia de cargas eléctricas en la materia, la existencia de distintos tipos de energía radiante: luz (y colores), luz ultravioleta, infrarrojo, microondas, entre otras no obstante, sentó las bases para la concepción actual del átomo y puesto que se basó en la experimentación y en algunas leyes que se conocían en ese entonces, permitió ubicar este conocimiento dentro de lo que conocemos como química moderna (López-Gutierrez-Arellano, 2012).

Aunque el químico irlandés HIGGINS, en 1789, había sido el primero en aplicar la hipótesis atómica a las reacciones químicas, es Dalton quien le comunica una base más sólida al asociar a los átomos la idea *de masa*.

- **Fracaso ante la ley de Gay-Lussac**

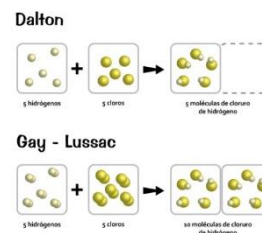
Para DALTON las últimas partículas de los elementos gaseosos como el hidrógeno, oxígeno, cloro, etc., eran necesariamente simples y estaban constituidas por un solo átomo (así, H, O, Cl, N, ...) y que las de compuestos gaseosos tan corrientes como el agua o el cloruro de hidrógeno eran naturalmente compuestas pero formadas por sólo dos átomos distintos (HO, ClH, ...). Sin embargo, con estas fórmulas no se **podían explicar las relaciones volumétricas de Gay-Lussac:**

La conclusión experimental de GAY-LUSSAC de que un volumen de cloro se une con un volumen de hidrógeno para dar lugar a *dos* volúmenes de cloruro de hidrógeno llevó a DALTON a suponer que en los volúmenes iguales de cloro y de hidrógeno debían existir igual número de átomos.



Al imaginar que estos elementos se unen átomo a átomo, formarán un mismo número de «átomos» (hoy moléculas) de cloruro de hidrógeno, al ser estos «átomos» indivisibles, debían ocupar, en cambio, un volumen doble según los resultados de Gay Lussac.

La hipótesis de que en volúmenes iguales de gases debían existir igual número de «átomos» tuvo DALTON que descartarla llegando a la conclusión de que los resultados de GAY-LUSSAC eran inexactos.



Por el contrario, si la ley de Gay-Lussac era cierta estaba en contradicción con los postulados de DALTON y su teoría atómica.

<http://encina.pntic.mec.es/jsaf0002/p32.htm>

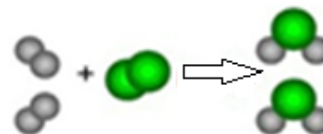
### CONTESTA NÚMERO 13.

1. ¿Cuál de las siguientes opciones no es parte de la teoría atómica de Dalton? Los átomos

- a) de un elemento son idénticos.
- b) se intercambian en las reacciones químicas.
- c) están formados por electrones, neutrones y protones.
- d) son los bloques básicos de la construcción de la naturaleza.

2. Al reaccionar dos elementos químicos para formar un compuesto, lo hacen siempre en la misma proporción de masas-corresponde a la teoría

- a) de la mecánica cuántica.
- b) atómica de Dalton.
- c) cinética molecular.
- d) atómica moderna.



3.Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Las leyes ponderales se refieren a los volúmenes de las sustancias que intervienen en una reacción.
- b) Existen algunos compuestos que no cumplen la ley de las proporciones definidas, son los llamados compuestos **no** estequiométricos.
- c) El número de Avogadro es igual a 22.4 litros.
- d) La masa molecular del amoníaco es 44 u. (García Pèrez-Tebar, página 49)

## 24. La relación de la estructura del agua y sus funciones en la naturaleza



El profesor plantea preguntas para promover el análisis de la excepcionalidad del valor numérico de propiedades del agua comparándolos con los compuestos similares. (A19)

### Compuesto

Un compuesto químico es una sustancia formada por dos o más elementos combinados químicamente entre sí. Los compuestos son una de las tres formas generales de la materia. Las dos restantes son los elementos y las mezclas. Históricamente, la distinción entre compuestos y mezclas ha sido a menudo confusa. Sin embargo, en nuestros días es posible diferenciarlos claramente basándose en tres criterios principales.

1. Los compuestos tienen composiciones constantes y definidas, mientras que las mezclas pueden existir en prácticamente cualquier proporción.
2. Los elementos que integran un compuesto pierden sus propiedades características cuando pasan a formar parte de él. Por el contrario, los elementos que constituyen una mezcla mantienen sus propiedades.
3. Alguna manifestación perceptible, por lo común calor y luz, acompaña la formación de un compuesto. Pero no se aprecia cambio alguno durante la preparación de una mezcla.

#### Por lo tanto el agua:

- ✓ Tiene una composición fija.
- ✓ Se separan sus constituyentes por medio de reacciones químicas, análisis o de electrólisis.
- ✓ Los dos elementos que constituyen a la molécula de agua son sustancias que están formadas por átomos de la misma especie.
- ✓ El agua al formar una mezcla esta puede ser variable en su composición.
- ✓ Los componentes de una mezcla acuosa se separan por métodos físicos como la evaporación y destilación, filtración y decantación.

Las sustancias constituidas por dos o más elementos que se encuentran en la naturaleza como el agua, la sal de mesa, el dióxido de carbono, el metano, y otras que sintetiza la industria química como el bicarbonato de sodio, sosa caustica, amoníaco, ácido sulfúrico, nitrato de amonio y muchos más, son compuestos, porque por medio de un análisis cualitativo y cuantitativo se ha encontrado que los elementos constituyentes se encuentran en una proporción fija y constante, de acuerdo con **La ley de Proust**.

Comparación de los compuestos binarios del carbono, nitrógeno y oxígeno con el hidrógeno.

Sustancia	Fórmula	Masa molar en g/mol	Estado a temperatura ambiente	P. de fusión en °C	P. de ebullición en °C
Metano	CH <sub>4</sub>	16	Gas	-183	-161
Amoníaco	NH <sub>3</sub>	17	Gas	-78	-33
Agua	H <sub>2</sub> O	18	Líquido	0	100

- **El concepto de molécula** fue introducido en 1811 por Amadeo Avogadro como el elemento constituyente de los gases. Su teoría molecular se basa en dos principios:

- 1) Todos los gases en las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas.
- 2) Las moléculas se pueden dividir mediante las reacciones químicas.

Las masas molares (M) de distintos gases se pueden comparar con solo medir su densidad (g/cm<sup>3</sup>). Por otro lado, la divisibilidad de las moléculas permitiría explicar las proporciones en volumen de hidrógeno y oxígeno en agua: dos volúmenes de H<sub>2(g)</sub> se combinan con uno de O<sub>2(g)</sub> para dar lugar a dos de agua.

## CONTESTA NÚMERO 14.

### 2. Lee con detalle y actúa:

Comúnmente, los químicos y los ingenieros químicos necesitan regular, cuidadosamente, el número de átomos, moléculas y iones, en sus reacciones. Estas partículas son demasiado pequeñas para verlas y muy numerosas para contarlas, pero se puede determinar su número midiendo su masa. Simula este proceso determinando el número aproximado de objetos, pequeños e idénticos, que hay en una bolsa grande, pesando, en lugar de contar.

### Procedimiento

- 1) Cuenta cierto número de objetos (monedas del mismo valor y tamaño) y pésalos. Anota el número de objetos y la masa.
- 2) Pesa y anota la masa de una bolsa de plástico vacía, con cierre hermético.
- 3) Llena completamente la bolsa con los objetos y ciérrala.
- 4) Péjala y anota la masa.

- 5) Desarrolla y sigue un procedimiento para determinar el número de objetos que hay en la bolsa, sin abrirla.

### Análisis

☼ ¿Cuántos objetos hay en la bolsa?

☼ **Explica cómo determinaste ese número.**

### 3. Ejercicios de cálculo químico. La ley de Proust

Determinar la composición porcentual (%) de los siguientes cuyas fórmulas químicas son las siguientes:

1)  $\text{NH}_3$ , 2)  $\text{CH}_4$ , 3)  $\text{NaCl}$ , 4)  $\text{CO}_2$ , 5)  $\text{NaOH}$ .

### Guía de cálculo porcentual:

- Usar la tabla periódica para obtener las masas atómicas en una (átomo-gramo) de los elementos que constituyen a las fórmulas de esos compuestos y
- Establecer la base de cálculo; 100 gramos de muestra o 100%.
- Determinar los factores porcentuales dividiendo la masa atómica del elemento en cuestión entre la masa molar (M) del compuesto, determinada de acuerdo a la fórmula química multiplicando por 100.
- Finalmente comprobar que la suma de los porcentos de cada elemento que constituye a un compuesto se complementa a 100%:

### Para reflexionar:

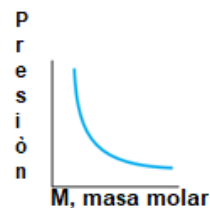
Tenemos tres recipientes de igual capacidad, en uno se introducen 2g de  $\text{N}_2$ , en otro 2g de  $\text{CH}_4$ , y en el otro 2g de  $\text{NH}_3$  todos son gases y están a la misma temperatura ¿Qué se puede decir sobre la presión en los 3 recipientes? Aplica ( $PV = m/M(RT)$ ), si la m, R, T y V son iguales, ¿Qué relación existe entre la masa molar de cada gas y la presión parcial? (García Pérez, p. 41. Tébar)

Masas molares;  $\text{N}_2 = 28 \text{ u}$ ;  $\text{CH}_4 = 16 \text{ u}$ ;  $\text{NH}_3 = 17 \text{ u}$

$$PV = nRT = \frac{m}{M} RT; \quad P = \frac{mRT}{MV} \quad P = \frac{K}{M}$$

Como m, R, T y V son iguales para los tres gases, la presión depende de M. La presión es inversamente proporcional a M:

$$M_{\text{CH}_4} < M_{\text{NH}_3} < M_{\text{N}_2}; \quad P_{\text{CH}_4} > P_{\text{NH}_3} > P_{\text{N}_2}$$



José A. Babor, (1977) Química general moderna. Capítulo 2 página 33, plantea el siguiente problema:

Se han obtenido los siguientes resultados del análisis de varios compuestos puros:

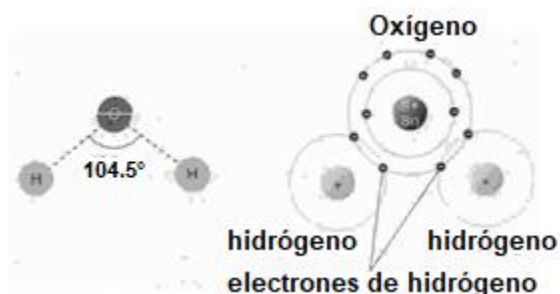
- 3 libras de carbono combinados con 4 libras de oxígeno.
  - 8 g de carbono combinados con  $10 \frac{2}{3}$  g de oxígeno.
  - 15 partes en peso de carbono combinados con 40 partes de oxígeno.
- ¿Tiene aplicación a todos estos casos la ley de las proporciones definidas?
- ¿Son algunos de ellos ejemplos de la ley de las proporciones múltiples?

Res. a) y c); b) y c)



**El profesor promueve** el análisis de las estructuras formadas con los modelos de moléculas para considerar las interacciones moleculares como consecuencia de la composición y que éstas son responsables de las propiedades anómalas del agua. (19)

## 24.1 Interacciones moleculares del agua



Las moléculas del agua están formadas por tres átomos, uno de oxígeno y dos de hidrógeno. Cada molécula presenta una carga positiva desplazada hacia cada uno de los átomos de hidrógeno y dos negativas en el átomo de oxígeno.

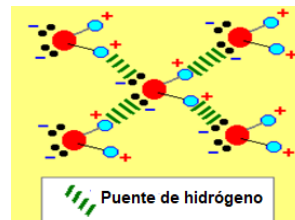
Estas cargas hacen que diferentes moléculas de agua se sientan atraídas entre sí (ya que las cargas opuestas se atraen), formando lo que se denomina **enlaces de hidrógeno** (fuerza de unión). Una molécula de agua puede llegar a formar hasta 4 **enlaces de hidrógeno** a la vez. En el agua líquida estos enlaces de unión se hacen y se deshacen un millón de veces por segundo (Atlas básico del agua, página 10).

## 24.2 Unos puentes vitales

Si dedujéramos las propiedades del agua por extrapolación de las de otras moléculas de composición parecida, nos asombraríamos de que no hirviera en nuestro cuerpo, pues esperaríamos que fuera a menos de 60°C bajo cero.

En efecto, el intervalo de temperaturas (0 a 100°C) en el que el agua es líquida a una atmósfera, óptimo para las formas de vida conocidas en Tierra, resulta en primera instancia sorprendente por los elevados que son ambos extremos.

Los compuestos  $H_2X$  de los elementos de la columna del Oxígeno en la tabla periódica,  **$H_2Te$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2S$  y  $H_2O$** , tienen, por orden de masa molecular decreciente, estos puntos de ebullición a una atmósfera; -1.8°C, -41°C, -59.6°C y .... 100°C. Al ser el agua la molécula más ligera, su punto de ebullición debía ser el más negativo, inferior a -59.6°C.



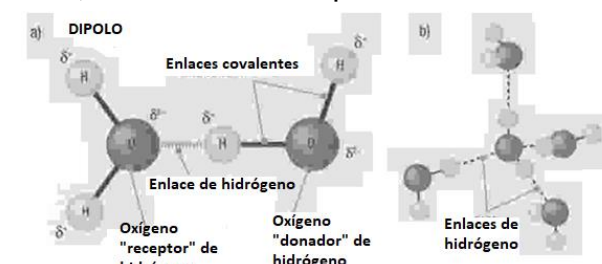
¿Cómo es posible esta anomalía del agua, por la que se mantiene líquida a temperaturas tan altas?

El agua se sale, al menos aparentemente, de la norma en aspectos clave, que resultan importantes para la vida, debido a algo de entrada muy simple: a cómo sus moléculas se cohesionan entre sí gracias a su polaridad. Cada molécula puede interactuar, a través de sus dos regiones de cierta carga positiva, con sendas cargas negativas parciales de otras, y la región negativa, con otras positivas.

Las moléculas de  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ , y  $\text{H}_2\text{Se}$ , al ser el telurio (Te), el azufre (S) y el selenio (Se) menos electronegativo que el O (debido a que, por ser mayores sus átomos, los electrones más externos están atraídos por el núcleo), forman dipolos más débiles que el  $\text{H}_2\text{O}$ , y por lo tanto establecen interacciones polares menos intensas.

En el agua cada **H** está enlazado covalentemente a un **O** (O-H), pero puede ser también atraído por el **O** de otra molécula de agua en lo que se llama un enlace de hidrógeno o puente de hidrógeno (O-H.....O, con los átomos preferentemente en línea recta). Se suele indicar mediante una línea de puntos (H....O), que dicho enlace es mucho más débil que el covalente.

En suma, cada molécula de agua es capaz de donar dos hidrógenos y de aceptar otros dos, con lo que puede estar asociada por **enlaces de hidrógeno** a hasta otras cuatro, situadas aproximadamente en los vértices de un tetraedro.



a) Una molécula de agua se compone de dos átomos de hidrógeno (cada uno con carga parcial positiva) unidos por enlaces covalentes a un átomo de oxígeno (con carga parcial negativa). A su vez, las distintas moléculas de agua se unen por enlaces de hidrógeno. b) Cada molécula de agua puede "donar" hasta dos hidrógenos y "recibir" otros dos, en una estructura tetraédrica.

El número medio de enlaces de hidrógeno por molécula de agua líquida es de unos 3.5 (pero disminuye al aumentar la temperatura). Estos enlaces son muy efímeros, no paran de romperse y formarse, con una vida media estimada de menos de 200 femtosegundos ( $200 \times 10^{-15}$  segundos o 200 milbillonésimas de segundo), y además son susceptibles de distorsiones estructurales. En definitiva y como aparece evidente, el agua líquida no es un cristal, pero sorprendentemente, aún no sabemos exactamente qué es, pues no conocemos bien su estructura.

En 2017, un equipo dirigido por el fisicoquímico Anders Nilsson demostró que existe no una, sino dos formas de agua líquida, de baja y alta densidad, que coexisten en algunas condiciones. Se corresponderían con las dos formas ya conocidas de hielo amorfo (no cristalino) y, a temperatura ambiente, el agua fluctuaría entre ambas. Sin duda, la profundización en esta nueva visión del agua mejoraría nuestra comprensión de sus insólitas propiedades.

**Resumiendo, los enlaces de hidrógeno** aumentan la cohesión intermolecular del agua y, esto es lo que dificulta la vaporización (y, a temperaturas inferiores, la descongelación).

### Sugerencia, video de you tube

**Enlaces de hidrógeno | Khan Academy en Español.** 12 nov. 2020, tiempo 7.08 minutos

Consulta en; <https://www.youtube.com/watch?v=o-FnvWPhegE>

- ✓ Investiga ¿**Qué son las fuerzas de London?** Dar ejemplos.
- ✓ ¿**Qué es un enlace de hidrógeno ejemplos?** Consulta en:  
<https://aleph.org.mx/que-es-un-puente-de-hidrogeno-ejemplos>



Estas fuerzas de cohesión explican, además, que el agua líquida sea tan incompresible. Idónea para mantener el volumen de las células, la turgencia de las plantas, y para constituir el esqueleto hidrostático de anélidos, nematodos, equinodermos, moluscos y otros invertebrados (Aguilera Mochón J.A., 2017 “El agua en el cosmos. La matriz de la vida”).

**Las características más destacables de este compuesto son la capacidad de disolver multitud de otras moléculas y la de absorber una gran cantidad de calor.**

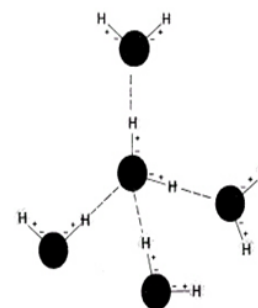
**El agua es realmente un líquido extraordinario** debido a sus **enlaces de hidrógeno**, y algunas de sus propiedades más similares se basan en este hecho.

Para que esta explicación resulte más clara, revisaremos brevemente las clases de fuerzas que operan entre átomos y moléculas.

Primeramente se encuentran los enlaces químicos ordinarios tales como los enlaces covalentes entre oxígeno e hidrógeno en el agua o en el carbón y el hidrógeno en el metano.

Estas se rompen durante las reacciones químicas, como cuando el almidón se convierte en azúcar mediante hidrólisis.

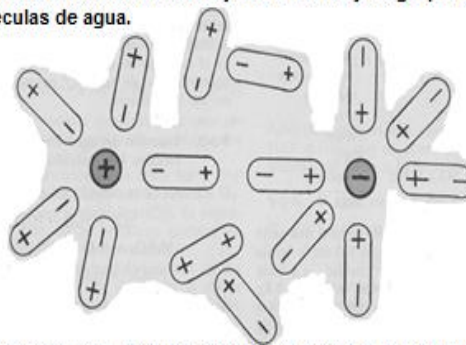
**Si los enlaces covalentes fueran el único tipo, no existirían líquidos ni sólidos porque el enlace covalente no mantiene juntas las moléculas.**




La atracción eléctrica entre las moléculas de agua es responsable del estado líquido a la temperatura ordinaria.

Sin embargo, existen diversas fuerzas físicas o eléctricas tales como los efectos de los dipolos, las fuerzas de Van der Waals, y **los enlaces de hidrógeno**, que operan entre moléculas adyacentes. Algunas moléculas son polares o eléctricamente asimétricas porque tienen áreas cargadas positiva y negativamente que atraen una molécula hacia otra.

Modelo que indica cómo se estabilizan los iones de una solución, mediante la formación de conjuntos del ión y un grupo de moléculas de agua.



Dante-Ortegón. Química general, Capítulo 9. Mc Graw Hill

 **El profesor propone a los estudiantes** la observación de la acción de cargas electrostáticas, la observación de la desviación de un chorro de agua con flujo laminar uniforme por efecto de una barra cargada electrostáticamente, y orienta las conclusiones hacia la naturaleza eléctrica de la materia.

## 25. Estructura de la materia

**Las moléculas del agua con una estructura angular** muestran este efecto dipolo contundentemente, mientras que sustancias tales como el metano ( $\text{CH}_4$ ) o el tetracloruro de carbono ( $\text{CCl}_4$ ) no, dado que no tienen distribución asimétrica de las cargas eléctricas.

### Naturaleza eléctrica de la materia

Existe la tendencia en el núcleo de la molécula cargada positivamente, a atraer a los electrones de carga negativa de las moléculas vecinas. Estas atracciones, llamadas fuerzas de Van der Waals, son más bien débiles y solamente eficaces si las moléculas están muy próximas.

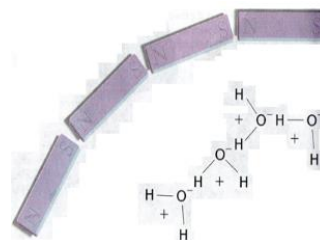
Experimento donde se acerca un globo una vez frotado con el cabello, el pequeño flujo de agua que cae del vaso se desvía cuando el globo con electricidad estática se le acerca ►

El agua, molécula dipolar



Recuerda, las moléculas que son dipolos, como el agua, tienen fuerzas de atracción entre las partículas.

Puedes imaginar el comportamiento de un grupo de moléculas de agua suponiendo que actúan como pequeñas barras magnéticas, como se ilustra en esta figura.



Observa que si tiras de uno de los imanes, la posición de los demás imanes también cambiaría.

Lo mismo sucedería si de algún modo pudieras extender un grupo de moléculas de agua y tirarlas sólo de una de ellas.

El modelo demuestra que las fuerzas de atracción entre los objetos no sólo producen interacciones entre pares de objetos; las fuerzas también se combinan para hacer que se organicen grupos de objetos, sin importar que sean barras magnéticas o moléculas de agua.

Los imanes tenderán a orientarse por sí mismos debido a la atracción de los polos opuestos de los distintos imanes. Un grupo de moléculas de agua se comportarán de la misma manera a escala molecular debido a las fuerzas eléctricas.

Los extremos opuestos se atraen y crean un orden entre las moléculas. Este efecto es especialmente grande a temperaturas bajas (Phillips-Strozak, Química, 2004).

**Propiedades físicas tales como el punto de ebullición, el calor de evaporación, la viscosidad y la tensión de superficie dependen de la fuerza de la cohesión intermolecular.** Es evidente que las propiedades peculiares del agua dependen de fuerzas intermoleculares mucho más fuertes que las ya citadas.

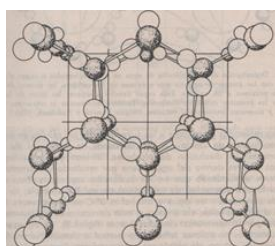
Nota: la energía superficial por unidad de área o tensión superficial se mide en  $\text{J/m}^2$  o en  $\text{N/m}$ . Para el agua se tiene un valor de  $72.8 \times 10^{-3} \text{ N/m}$  ( $\text{J/m}^2$ )

<http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/fluidos/tension/introduccion/introduccion.htm>

Esas fuerzas de atracción están proporcionadas por enlaces de hidrógeno resultantes de la atracción de los átomos de hidrógeno de una molécula de agua hacia los átomos de oxígeno de las moléculas adyacentes.

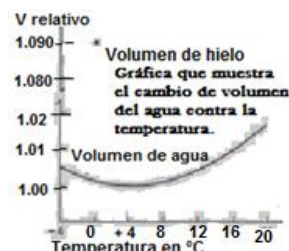
Las fuerzas así producidas por la distribución peculiar de las cargas entre las moléculas de agua en la estructura de retículo simétrica que se muestra en el siguiente diagrama:

En el hielo, todas las moléculas del agua están organizadas en **una retícula** con espaciación inusualmente separada. Esta organización tiene por resultado una densidad inferior a la densidad del agua líquida.

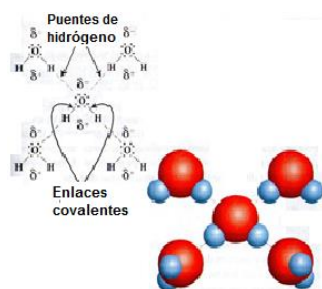


◀ Diagrama que muestra cómo están enlazadas entre sí las moléculas del agua en una estructura de retículo, por enlaces de hidrógeno en el hielo. Las esferas oscuras son átomos de oxígeno; las esferas claras, átomos de hidrógeno. En el agua líquida, las moléculas estarán organizadas más libremente. (Buswell y Rodebush, 1956)

Al fundirse el hielo, más o menos el 15% de los enlaces se rompen, y tal vez 8% de las moléculas se escapan de la retícula. Esta tiene por resultado el derrumbe parcial de ésta y el aumento hasta la densidad máxima de  $4^\circ\text{C}$ . Al elevarse la temperatura a más de  $4^\circ$ , el aumento de la agitación termal de las moléculas produce un aumento de volumen, ver la siguiente gráfica. ▶



**El volumen del hielo es mucho mayor que el del agua líquida a la misma temperatura debido a que todas las moléculas se encuentran incorporadas en la retícula ampliamente espaciada.**



La explicación de los enlaces de hidrógeno contra los enlaces covalentes del agua.

Observa que las moléculas de agua tienen fuerzas intermoleculares (enlaces de hidrógeno, con líneas interrumpidas) e intramoleculares (enlaces covalentes, con líneas sólidas). El oxígeno es rico en electrones, mientras que el hidrógeno tiene pocos de ellos.

**Aprendizaje 19.** El estudiante comprende la influencia de la atracción entre moléculas en el comportamiento anómalo del agua, al comparar las propiedades del agua con la de otras sustancias similares. (N2)

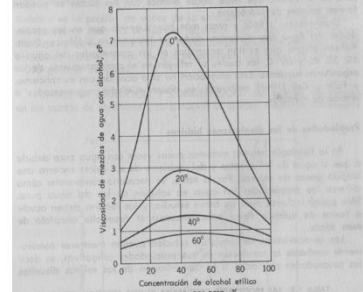
Para la molécula central del agua se muestran cuatro atracciones dipolo que implican a otras moléculas de agua. Los extremos de hidrógeno parcialmente positivos de dos moléculas de agua son atraídos hacia el oxígeno parcialmente negativo de la molécula central de agua que está entre esas moléculas.

Al mismo tiempo, los dos hidrógenos de la molécula central del agua son atraídos por los oxígenos de otras dos moléculas de agua.

La disolución de alcoholes, aminas y demás líquidos orgánicos polares dentro del agua, tiene por resultado un sistema más fuertemente estructurado que en las sustancias separadas. Esto se revela por la alta viscosidad de tales disoluciones.

Por ejemplo la viscosidad de una mezcla de agua y alcohol a 0°C es cuatro veces la del agua o el alcohol solos; sin embargo, esta estructura es fácilmente

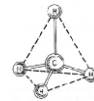
quebrantada por temperaturas elevadas, tal como se muestra en la siguiente gráfica:



Gráfica donde se muestra el efecto del etanol sobre la viscosidad del agua. Mezclas de agua con líquidos orgánicos polares muestran grandes aumentos de viscosidad a bajas temperaturas, porque tienen una estructura más ordenada y compacta que los líquidos componentes. (Según Bingham y Jackson, 1918.)

quebrantada por temperaturas elevadas, tal como se muestra en la siguiente gráfica: Al agregarse al agua sustancias no polares tales benceno;  $C_6H_6$  (compuesto aromático) o demás hidrocarburos (compuestos únicamente de carbono e hidrógeno), se rompen los enlaces de hidrógeno y se producen “agujeros” o áreas desorganizadas en la estructura, que son rodeadas por áreas de estructura más compacta.

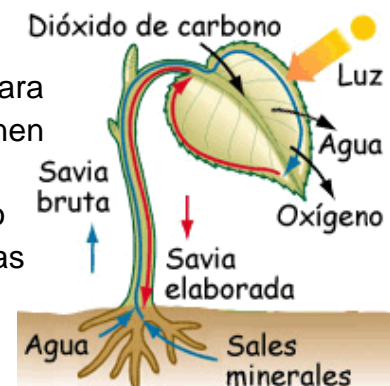
Los cambios del volumen del agua durante la congelación y el deshielo están causadas por cambios en la proporción de moléculas de agua fijadas mediante enlaces de hidrógeno en una **retícula** organizada.



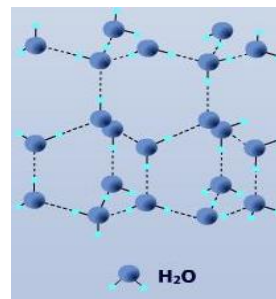
El elevado punto de ebullición es el resultado de la gran cantidad de energía necesaria para romper los enlaces de hidrógeno, y deben romperse dos por cada molécula evaporada.

El metano tiene casi la misma masa molar que el agua, pero hierve a -161°C debido a que no hay enlaces de hidrógeno y que sólo se necesita un poco de energía para quebrantar las fuerzas de Van der Waals que mantienen unidas las moléculas en el líquido.

El agua tiene viscosidad y tensión superficiales mucho mayores que la mayoría de los líquidos debido a las elevadas fuerzas cohesivas internas entre moléculas. Esto proporciona también la fuerza tensora necesaria para la teoría de la cohesión del ascenso de la savia.



Tiene una densidad que sólo superan líquidos tales como metales fundidos, en mercurio por ejemplo, y es notable porque tiene su **densidad máxima** a 4°C y no al congelarse. Más notable aún es el hecho de que el agua se expanda al congelarse, de modo que el hielo tiene un volumen de más o menos 10% más grande que el agua líquida que lo formó. Esto explica el hecho de que el hielo flote y de que los conductos y radiadores estallen cuando el agua que contienen se congela. Incidentalmente: si el hielo se hundiera, las extensiones de agua de las partes más frías del globo estarían constantemente llenas de hielo.



Modelo del hielo.

Las inusualmente altas viscosidades y tensión superficiales son también el resultado del hecho de que los enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua resisten a la reorganización. El agua moja y se pega al vidrio, a micelas arcillosas, celulosa y demás sustancias que tienen átomos de oxígeno expuesto en la superficie, y con los cuales se pueden formar enlaces de hidrógeno.

No moja la parafina ni demás hidrocarburos porque no puede formar con ellos **enlaces de hidrógeno**. El agua moja el algodón porque forma múltiples enlaces de hidrógeno con los átomos de oxígeno de las moléculas de celulosa, pero no el nylon, que tiene pocos átomos con los cuales se pueden formar enlaces de hidrógeno.

- Es un buen disolvente para los electrolitos debido a que la atracción de los iones hacia las cargas positiva y negativa de las moléculas de agua forma enlaces dipolos. El resultado es que cada ion está rodeado de una capa envolvente de moléculas de agua que conserva separados a los iones de carga opuesta.
- Es un buen disolvente para la mayoría de los no electrolitos porque forma enlaces de hidrógeno con grupos aminos (-NH<sub>2</sub>-) y carboxilos (-COO-) ambos funciones químicas orgánicas. Tiende a dejarse absorber o retener fuertemente en las superficies de celulosa, micelas arcillosas, moléculas proteínicas y otras muchas sustancias. Esta característica es de gran importancia para las relaciones entre el agua del suelo y la de las plantas.

Referencia bibliográfica:

Kramer Paul J. **Relaciones hídricas de suelos y plantas**. EDUTEX S.A. 1984.

**“La teoría guía, el experimento decide”**

Anónimo, atribuido a muchos autores científicos

La materia extrema

(Ruiz Arriola Enrique, 2016)



### CONTESTA NÚMERO 15.

1. Llena en los espacios vacíos de la siguiente lectura con una palabra acerca de las propiedades del agua:

Gran parte de las propiedades del agua se deben a su polaridad y a los enlaces de\_\_\_\_\_.

El enlace de\_\_\_\_\_ hace que el agua sea el único hidruro que es líquido a la \_\_\_\_\_ ambiente y también explica el elevado punto de \_\_\_\_\_ del agua comparado con el de otros hidruros covalentes, así como la estructura expansionada del hielo.

La estructura expansionada persiste lo suficiente en el agua líquida como para que la máxima\_\_\_\_\_ del agua se dé a los 4°C.

El elevado calor de \_\_\_\_\_ del hielo también se explica por los enlaces (puentes) de hidrógeno y lo mismo podemos decir acerca del punto de ebullición anormalmente elevado del agua [García Pérez, (2000) tema 10. Tebár].

2. Se obtienen dos muestras de agua de fuentes diferentes. Cuando el agua se descompone en los elementos que la constituyen, una muestra da como resultado 24.0 gramos de oxígeno y 3.0 gramos de hidrógeno, mientras que la otra produce 4.0 gramos de oxígeno y 0.50 gramos de hidrógeno.

Demuestre que estos resultados son consistentes con la ley de la composición constante (Tro N.página 17). **Resp.  $24/3 = 8.0$  y  $4/0.5 = 8.0$**

3. Argumenta dos razones por las cuales el hidrógeno y el oxígeno de la Tierra no se combinan para formar agua (Zárraga et-al, capítulo 6).



El profesor propone en equipo de estudiantes elaborar un proyecto de investigación sobre la relación entre alguna de las propiedades del agua y sus funciones en la naturaleza.....

### COMENTARIO

#### El origen del horno de microondas

En los años 40 del siglo pasado, un científico realizaba experimentos con un magnetrón. Notó que una barra de caramelo que se encontraba en la bolsa de su bata empezó a fundirse. Este accidental descubrimiento dio origen, décadas más tarde, al horno de microondas, el cual permite calentar los alimentos. Este hecho se basa en la interacción de las microondas con las moléculas de agua, las cuales, debido a su polaridad y geometría incrementan su energía cinética y elevan así su temperatura del alimento que las contiene. Este comportamiento del agua es un ejemplo de la importancia de la geometría y polaridad de una molécula (Zárraga, et-al 2004. Química. Página 218).

## Explicación

**Acerca de la estructura del agua recordemos** que es una sustancia rara, en condiciones ambientales es líquida y esto es extraño porque el metano ( $\text{CH}_4$ ) y el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) parecidos en tamaño y en masa son sustancias gaseosas.

Las moléculas de agua contienen tres núcleos uno de oxígeno y dos de hidrógeno en estos están interactuando eléctricamente **10** electrones. Dos de ellos están fuertemente atraídos por el núcleo de oxígeno, dos están entre el oxígeno y un hidrógeno, otros dos entre el oxígeno y el hidrógeno y, finalmente, los otros cuatro están prácticamente sólo interactuando con el oxígeno. No se sabe de qué tamaño son los electrones ni que forma tienen ni cómo se mueven, pero si se sabe que se mueven en regiones inmensamente grandes a escala molecular.

Sin embargo, dichos electrones no están bien distribuidos entre el oxígeno y los hidrógenos, la verdad es que se mueven en regiones más cercanas al oxígeno que a los hidrógenos. La consecuencia es que cerca del oxígeno sobra un poquito de carga negativa mientras que cerca de los hidrógenos lo que sobra es un poquito de carga positiva.

Es decir, aunque son neutras, las moléculas presentan un extremo negativo (el oxígeno) y otro positivo (los hidrógenos). Se dice que es una molécula polar. Esta polaridad es la que hace que se atraigan entre sí con más intensidad de la esperada.

[Sosa Fernández Plinio (2012). La química es puro cuento. ADN. México]

## **26. Educación ambiental y para la salud**

Las propiedades del agua para los organismos vivientes se debe a sus propiedades físicas y químicas de carácter único. Bernal 1965 comenta que casi todas sus propiedades son anómalas. La importancia de esas propiedades en los procesos vitales ha sido reconocida hace varias décadas, y estudiada por muchos escritores desde Henderson (1913), Bayliss (1924) y Gortner (1938) hasta Hutchinson (1957).

El agua además de ser indispensable para la vida, es un compuesto que forma parte de los seres vivos. Su excepcional importancia, desde el punto de vista químico reside en la totalidad de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza.

El agua es el medio donde se producen las reacciones del metabolismo celular y constituye la base de los dos sistemas de transporte de nutrientes y de productos de desecho mas extendidos en los seres vivos; la sangre en animales y la savia en las plantas superiores.



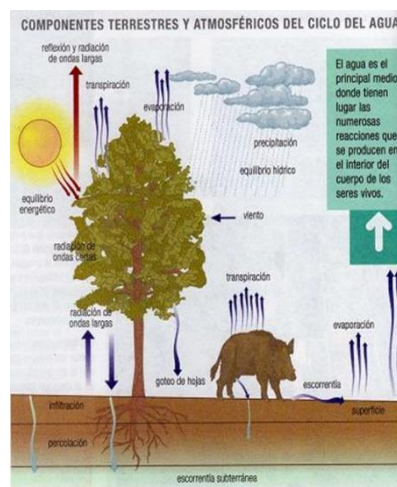
## 26.1 El agua líquido para la vida

El agua posee una gran capacidad depuradora: cualquier sustancia ajena a su composición puede ser destruida o neutralizada por los organismos descomponedores, la movilidad y renovación del agua, el depósito en el fondo, etcétera. Pero, cuando estas sustancias extrañas se acumulan en forma constante, el agua pierde la posibilidad de depurarse: esto se denomina contaminación o polución.

## 26.2 El ciclo del agua

En la Tierra el agua es un compuesto muy activo que toma parte en prácticamente todos los procesos físicos, químicos y biológicos que se producen. La podemos encontrar en los tres estados de la materia: sólida, líquida y gaseosa, formando parte del suelo, de los mares y de ríos, de las nubes o de los seres vivos.

Las moléculas del agua presentes en cualquiera de estos comportamientos pueden escapar de ellos para incorporarse en otro formando un ciclo particular.



ATLAS BÁSICO DEL AGUA, PÁGINA 28. SEP. 2007.

### Actividad experimental No. 7

#### Ciclo del agua

### INTRODUCCIÓN

**El agua terrestre viene de los océanos a través del ciclo hidrológico.**

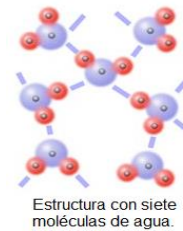
En este ciclo, la luz solar evapora el agua de los océanos, y deja atrás las sales no volátiles. El agua dulce se acumula en la atmósfera como nubes, las cuales en algún momento se condensan y se precipitan en forma de lluvia, la mayor parte para depositarse.

en el océano. Una pequeña fracción cae sobre la Tierra, donde se acumula como nieve, hielo, lagos, arroyos y agua subterránea. Con el tiempo, esta agua encuentra el camino de regreso al océano para completar el ciclo.

### Material

- Una botella vacía de 5 litros.
- Arena

- Grava gruesa de un tamaño no mayor a 5 centímetros
- Tierra de abono.
- Vaso de precipitados de 250 mL con agua.
- Una planta en maceta.
- Cinta de celulosa adhesiva. (celo)



### celo

(del ing. *sellotape*, marca comercial)

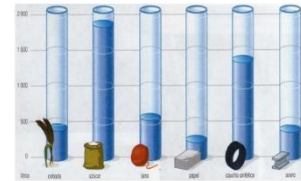
m. Tira de papel o plástico transparente, adhesivo por uno de sus lados, que se emplea para pegar.

### Desarrollo

1. Se abre la botella de 5 litros por la mitad.
2. Se agrega primero las piedras, después la arena y finalmente el abono, quedan tres capas bien diferenciadas.
3. Se planta el chito de cinta (o cualquier otra planta) a un lado y al otro se pone el vasito lleno de agua.
4. Se riega el terrario y se cierra la botella de cinco litros con celo, sin que pueda entrar aire dentro de ella.

### Resultado:

En el terrario se observa que tiene lugar el ciclo del agua. El agua del vasito se evapora y queda todo el vapor en las paredes de la botella alimentándose de ese vapor la planta. Los estudiantes en equipo colaborativo elaboran un reporte



### 26.3 Demanda y gasto de agua para producir un kilo de los siguientes productos:

El hombre ha utilizado la corriente de los ríos y cascadas para obtener energía y utilizarla en sus procesos de producción.

Como ejemplo más sencillo encontramos que en la industria maderera se aprovecha la corriente hacia costas más bajas para transportar los troncos hasta poblaciones situadas en la ribera (el transporte a través del bosque es muy complicado).

Otro ejemplo es el de los molinos de agua, que aprovechan la fuerza del agua para mover unas palas que mediante ejes y engranajes hacían mover mecanismos de máquinas. De este modo comenzó la industrialización de la humanidad.



**Aprendizaje 20.** El estudiante señala las principales funciones del agua en los organismos y en el clima, a partir de lo cual plantea un problema y lo resuelve usando el proceso de indagación documental y refuerza sus actitudes de curiosidad, creatividad y autorregulación. (N3)

## 27. Desalinización: beber el agua del mar

El agua de los mares y océanos es salada. La salinidad media es de un 35.5 por mil, es decir, que contiene unos 3.5 gramos por cada litro de agua. Ello hace que su densidad sea superior a la del agua dulce y que no se congele hasta  $-2^{\circ}\text{C}$ . La sal marina es principalmente cloruro sódico ( $\text{NaCl}$ ).

El mar más salado de la Tierra es el mar Muerto (entre Israel y Jordania).

### 27.1 Modelo de una planta industrial para desalar el agua de mar

#### 27.1.1 Floculación y floculante

Se entiende como la precipitación de las partículas sólidas que se encuentran dispersas en un líquido, producida por agentes físicos (calor) o químicos (floculantes).

**El procedimiento de la floculación se aplica, a la separación de materia en suspensión en los tratamientos de purificación del agua.**



El equipo industrial para este proceso consta de un tanque por cuya parte superior se introduce el agua a tratar y una disolución del agente floculante, que son íntimamente mezclados por unas paletas que giran a gran velocidad. Los flóculos que se forman se sedimentan en el fondo del tanque, mientras que el agua clarificada se extrae por la parte superior.

**El floculante, es una sustancia que añadida a una dispersión coloidal, provoca la agregación de las partículas del sólido formando flóculos.**

En el tratamiento de aguas, los floculantes son sales de aluminio y hierro (sulfato de aluminio, aluminato sódico y sulfato ferroso).

LAROUSSE. (2002) DICCIONARIO ILUSTRADO DE TÉCNICA Y TECNOLOGÍA.

El agua contiene a menudo otras impurezas que no se consideran como contaminantes, ya que no son dañinas. Por ejemplo, las sales disueltas de calcio y magnesio endurecen el agua sin causar contaminación. Algunas veces las autoridades agregan sustancias al agua por razones de salud. **Un ejemplo de ello es la adición de pequeñas cantidades de fluoruro de sodio ( $\text{NaF}$ ) para reducir las caries dentales en los niños** (Lewis -Waller, 2003).



Sugerimos al profesor la siguiente actividad para los estudiantes

### Actividad experimental No. 8

¿Se puede beber esta agua?

Para comprobar que nuestros sentidos están limitados, haremos el siguiente experimento:

- Toma un vaso de cristal y llénalo con agua hasta la mitad. Con cuidado agrega una cucharada grande de sal de mesa y agita la solución hasta disolver completamente la sal. Si puedes medir las cantidades de agua y de sal, podrás calcular el porcentaje en masa de **NaCl** en esta muestra. Prueba la solución y anota si te sabe salada.
- Vacía la mitad de tu muestra inicial en otro vaso y agrega agua pura hasta llenar el vaso. Ahora tu concentración de NaCl ha disminuido hasta la mitad. Prueba la solución. ¡Todavía te sabe salada repite este procedimiento de dilución hasta que ya no puedas percibir la sal en el agua.



El agua, un tesoro en muchos lugares del mundo.  
atlas básico del agua. Libros del Rincón, 2007.

¿Cuántas veces diluiste la muestra? Calcula la concentración de NaCl en **ppm**.

- Puedes repetir la experiencia anterior usando azúcar, para saber si tu paladar es mejor para detectar un sabor dulce. También puedes intentarlo. Haciendo una muestra inicial en medio vaso de agua y una cucharada de vinagre (ácido acético).

¿Cuántas diluciones hay que hacer para no percibir el ácido acético?. Si utilizas unas gotas de Yodo, podrás apreciar el límite de tu vista para detectar el color característico del Yodo.

DISTRIBUCIÓN DE LOS MÉTODOS DE DESALACIÓN



#### Referencia:

Martínez-Castro. (2007) **QUÍMICA**. Preuniversitario. Santillana. páginas 71-72.

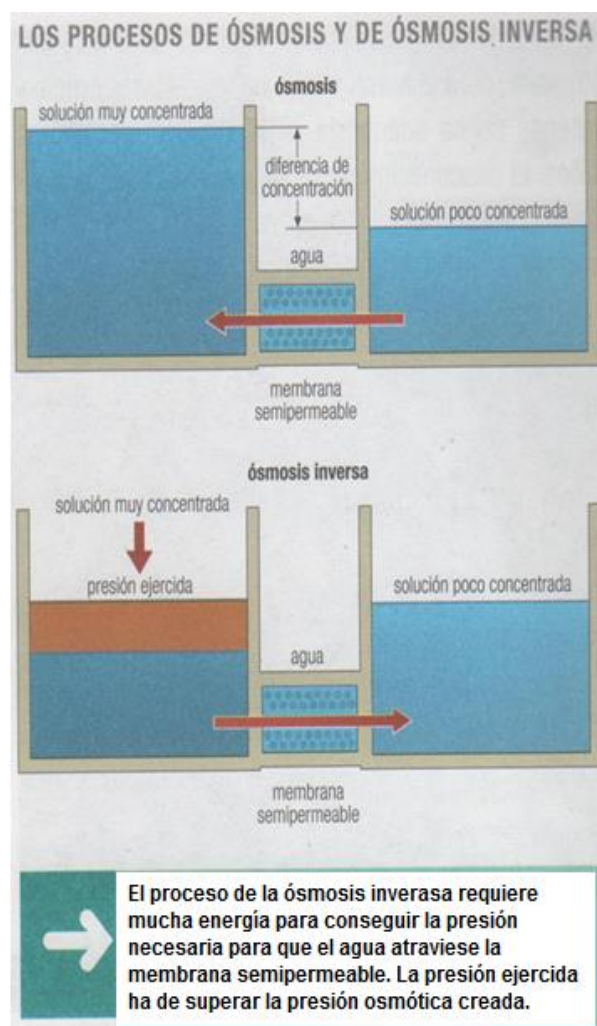
**“Un solo árbol pierde por evaporación 265 litros de agua por día.  
Una hectárea de maíz evapora por día más de 30 mil litros de agua”**

## 28. Ósmosis inversa

Técnica utilizada en los procesos de desalación del agua del mar y purificación de aguas residuales. Consiste en la aplicación, a la disolución salina, de una presión superior a la presión osmótica. Esto determina un flujo de agua inverso al de la ósmosis, con lo que aquélla se separa de las sustancias disueltas.

Aplicando una presión suficiente, el agua atraviesa la membrana semipermeable (desde la zona de mayor salinidad hasta la de menor salinidad, en contra de la ósmosis) hacia el otro lado de la membrana donde se recoge en otro recipiente.

Cuando ha pasado un determinado volumen de agua se la extrae (agua dulce) mientras que la disolución más salada (residuo) se devuelve al mar.



La ósmosis inversa (comúnmente abreviado como R.O.) consiste en la capacidad de una **membrana semipermeable para separar el agua de sustancias disueltas en ella**. Una aplicación de presión hará que el agua pase a través de la membrana, separando el agua pura (permeado) del agua que contienen las sales (rechazo).

La membrana osmótica **implementa los niveles más estrictos de la filtración**, actuando como una barrera no sólo contra las sales y materias inorgánicas sino también contra las sustancias orgánicas de peso molecular superior a 100 dalton (uma). Es por lo tanto también una excelente defensa contra los micro contaminantes, plaguicidas, pirógenos, virus y bacterias.

**“Menos del 1% del agua se utiliza para beber o para cocinar, además de que existen más de 70 000 sustancias que contaminan el agua y hay que tratarla y purificarla para el riego y para la industria”**

(Carlos Reséndiz S. 2018. **Nuestro mundo**. Número 9. MINA, editores)

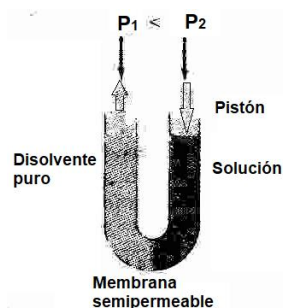


La tecnología de ósmosis inversa “invierte” precisamente este fenómeno para **impedir el paso de las sales, cloro, nitratos, pesticidas y otras sustancias**. La ósmosis inversa es un proceso físico que **no requiere el uso de productos químicos** por lo que el agua retornada al medio ambiente solo contiene componentes del agua que ya contenía en su origen, siendo pues un **sistema respetuoso con el medio ambiente**. Esta tecnología ofrece tal seguridad gracias a la versatilidad, excelente funcionamiento y facilidad de uso.

Con los años hemos aumentado los tipos de membranas disponibles alcanzando un bajo consumo de energía. La calidad y fiabilidad de éstas están ampliamente reconocidas para aquellas aplicaciones para las que han sido específicamente diseñadas, y debido a la evolución en la tecnología de las membranas Culligan tampoco es necesario incorporar complejos sistemas de auto lavado (autoflushing) para garantizar una durabilidad óptima.

**El agua es por lo tanto mucho más segura y agradable tras el tratamiento de ósmosis**, convirtiéndose de esta manera en agua de la máxima calidad exigida por nuestra comunidad para el consumo diario de toda la familia y para la elaboración de las comidas. Pues no solo se trata de extraer el máximo número de minerales del agua hasta dejarla destilada, sino de extraer los necesarios para conseguir un agua pura de gran calidad. <http://www.culligan.es/osmosis/>

## Presión osmótica



◀ Aparato para ilustrar la presión osmótica.

Para mantener un equilibrio entre el disolvente y la disolución la presión  $P_2$  en el pistón derecho debe ser mayor que la del izquierdo  $P_1$ .

La diferencia  $\pi = P_2 - P_1$  es la presión osmótica de la solución (Brescia, 1989).

El exceso de presión que se requiere para suspender el flujo y mantener la solución en equilibrio con el disolvente puro es

la presión osmótica ( $\pi$ ) de la solución:  $\pi = P_2 - P_1$

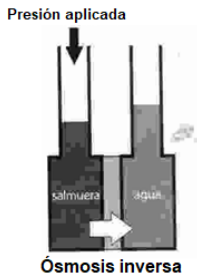
Para soluciones diluidas  $\pi$  está dada por la ecuación  $\pi = [B]RT$

B es la molaridad del soluto en mol/L

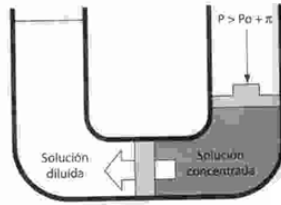
$R = 0.08206 \text{ L.atm/}^\circ\text{mol}$

Puesto que  $\pi$  es aproximadamente proporcional a la concentración a la concentración del soluto, pero independiente de su identidad, se trata de una propiedad coligativa.

Si se utiliza una premisa superior a la presión osmótica, se produce a través de la membrana, mientras que los sólidos disueltos quedan atrás. Para poder purificar el agua, necesitamos llevar a cabo el proceso contrario al de la ósmosis convencional, es lo que se conoce como ósmosis inversa. Se trata de un proceso con membranas.



**Ósmosis inversa**  
Mediante la aplicación de una presión mayor que la presión osmótica, el flujo de agua se invierte, los flujos de agua de la solución van de concentración mayor a menor



Esquema que explica la ósmosis inversa

Para poder forzar el peso del agua que se encuentra en la corriente de salmuera a la corriente de agua con baja concentración de sal, es necesario presurizar el agua a un valor superior al de la presión osmótica. Como consecuencia de este proceso, la salmuera se concentra más (Carrasco-Castañeda, 2014).

Cuando el exceso de presión  $\Delta = P_2 - P_1$  es mayor que la presión osmótica, se establece un flujo de disolvente de la solución al líquido puro. Este tipo de ósmosis se usa para purificar aguas contaminadas.

El disolvente fluir de una solución de baja presión osmótica a otra de presión osmótica más elevada. Al igual que la presión de vapor, la presión osmótica es una medida de la tendencia de escape del disolvente, pero a la inversa: Mientras mayor sea la presión osmótica, menor será la tendencia de escape.



Profesor para los cálculos de presión y altura debemos tener en cuenta las siguientes equivalencias:

Peso específico del agua, P.e. =  $1 \text{ g/cm}^3$

Peso específico del mercurio, P.e. =  $13.6 \text{ g/cm}^3$

a) **Columna de mercurio al nivel del mar 0.760 metros (760 m.m. Hg) de altura de presión.**

b) **Columna de agua al nivel del mar sube 10.13 metros de altura con una presión atmosférica de  $1.013 \text{ Kg/cm}^2$  (760 m.m. Hg = una atmosfera al nivel del mar).**

$$T \text{ } ^\circ\text{K} = T \text{ } ^\circ\text{C} + 273$$

$$R = 0.082 \text{ L.atm/mol } ^\circ\text{K}$$

$$\text{Peso específico (h1)} = \text{Peso específico (h2)}$$

$$13.6 \text{ g/cm}^3(76 \text{ cm}) = 1 \text{ g/cm}^3(h2)$$

$$h2 = 13.6 (76)/1 = 1033.6 \text{ cm}$$

de columna de agua al nivel del mar, 10.33 metros

Número de moles con la relación,  $n = \text{masa del soluto/volumen de agua}$ .

**“Si hubiese que reducir la historia de la ciencia a una declaración importante, esta sería: todas las cosas están compuestas por átomos”**

Richard Feynman (1918-1988), Premio Nobel de Física en 1965  
(117)

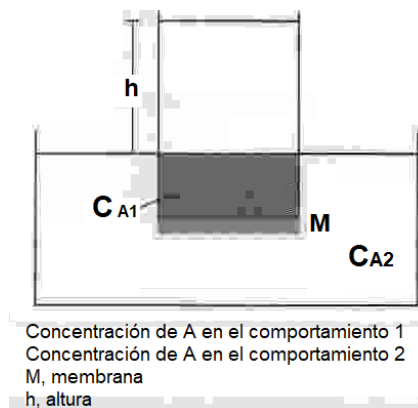


### Ejemplo de cálculo

Se pone una solución de concentración 0.1 mol/L en un tubo como indica la figura, en la parte inferior del tubo tiene una membrana semipermeable ►

Sabiendo que la temperatura es de 20°C.  
Calcular:

- La presión osmótica.
- La altura que alcanza la columna del líquido.
- La cotrapresión osmótica para producir la ósmosis inversa (Carrasco-Castañeda, capítulo 6).



Variación de la presión atmosférica con la altitud

Altitud (m)	P a (cm de Hg)
0	76
500	72
1000	67
2000	60
3000	53
4000	47
5000	41
7000	31
10,000	21

(Alvarenga-Máximo, 1983)

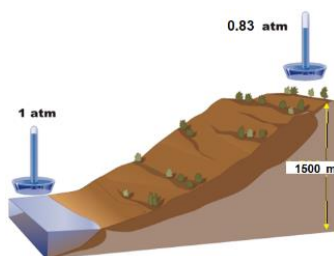
$$\pi = 0.082(0.1 \text{ mol/L})(293^\circ \text{K}) = 2.4 \text{ atmósferas de presión.}$$

Considerar presión barométrica de 76 cm de columna de Hg al nivel del mar = 10.33 mca

$$h = 2.4 \text{ atm}(10.33 \text{ m/atm}) = 24.3 \text{ metros de altura.}$$

Cotrapresión = 2.4 atm.

Observa equivalencias ►



$$1 \text{ Kg/cm}^2 \times \frac{9.81 \text{ N/m}^2}{1 \text{ Kgf}} \times 10^4 \text{ cm}^2 = 98100 \text{ Pascales}$$

$$\frac{1 \text{ Kgf}}{\text{cm}^2} = 98.1 \text{ KPa} = \frac{14.22 \text{ lb}}{\text{pulg}^2}$$

[http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/1esobiologia/1quincena5/1q5\\_contenidos\\_3](http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/1esobiologia/1quincena5/1q5_contenidos_3)

Convencionalmente se ha adoptado los **760 mm** de columna de Hg, como “**presión normal**”, siendo esta medida tomada a nivel del mar, a una temperatura de 0°C y a una latitud de 45°.

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa, igual a } 101.3 \text{ KP}$$

**Equivalencias de presión atmosférica:**

$$1 \text{ Newton} = 1 \text{ Kg} \cdot \text{m/s}^2 = 10^5 \text{ g} \cdot \text{cm/s}^2 = 100,000 \text{ dinas}$$

$$1 \text{ dina} = 1 \text{ g} \cdot \text{cm/s}^2 = 10^{-5} \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2 = 10^{-5} \text{ Newton}$$

$P = F/S \text{ (N/m}^2\text{)}$  es un Pascal en el sistema métrico

Un **bar** es una unidad de **presión**, equivalente a un millón de barias, aproximadamente igual a una atmósfera (1 atm). Su símbolo es «**bar**». ...

$$1 \text{ baria} = 1 \text{ dina/cm}^2 = 10^{-6} \text{ bar} = 0.000\,001 \text{ bar} (10^{-6})$$

$$1 \text{ baria} = 0.1 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ Pa} = 10 \text{ barias}$$

$$1 \text{ atm} = 1\,013\,250 \text{ barias}$$

$$\frac{100,000 \text{ Dinas } (1 \text{ m}^2)}{\text{m}^2} \times \frac{1 \text{ m}^2}{10,000 \text{ cm}^2} = 10 \text{ barias}$$

Normalmente la **presión** atmosférica se da en milibar, y la **presión** normal al nivel del mar se considera igual a 1013.25 milibares o hP

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} \text{ y también a } 1013 \text{ hP} = 101.3 \text{ KP}$$

$$1 \text{ baria} = \frac{1 \text{ dina}}{\text{cm}^2} \times \frac{10^{-5} \text{ N}}{\text{dinas}} \times \frac{10^4 \text{ cm}^2}{\text{m}^2} = \frac{0.1 \text{ N}}{\text{m}^2}$$

Un *milibar* tiene exactamente el mismo valor que un *hectopascal*, por ello el uso de ambas unidades es intercambiable. (1 *mbar* = 1 hPa), porque 1 Pa = 10 barias

$$760 \text{ mm de columna de Hg} = 1013.2 \text{ mb} = 1013.2 \text{ hPa} = 1 \text{ atmósfera.}$$

## CONTESTA NÚMERO 16.

Calcula el estudiante con el acompañamiento del profesor:

1. El agua de mar contiene **3.4 gramos de sales** por cada litro de disolución. Suponiendo que el soluto consiste totalmente en cloruro de sodio, calcular la presión osmótica del agua de mar a 20°C. (Respuesta= 1.4(2) atmosferas)

Video de you tube, 2.48 minutos;

<https://www.youtube.com/watch?v=pYorjCTEDVik>. **Brown 13.78.** 29 oct. 2020

2. En un sistema de azúcar ¿Cuál será la altura de la columna del nivel del agua si la concentración de la solución de azúcar en equilibrio es de 0.1 Molar y la temperatura es de 0°C. (Dibuja el esquema del sistema) respuesta; **23 m**
3. Los árboles de sándalo rojo pueden crecer a más de 100 metros de altura. En base sólo a su altura, calcúlese la presión osmótica en sus raíces al nivel del suelo. Respuesta. **10.13 atmósferas** (10.13 Kg/cm<sup>2</sup>)
4. Un exceso de fertilizante en las cercanías de las raíces de una planta pueden causar que ésta se marchite y muera. Se dice entonces que la planta está “quemada” y tiene apariencia de estar seca. Explíquese por qué ocurre esto. Verificar en ((Keenam-Kleinfenter-Wood, capítulo 12, p. 400, respuestas, p. 920).
5. Los contaminantes del agua son sustancias que no entran intencionalmente en el agua, sino como resultado de alguna actividad humana.
  - a) Anote aquellas impurezas que usted recuerda que entran al agua por medio de un proceso natural. Explica como entran al agua.
  - b) Dé algunos ejemplos de sustancias que se agregan deliberadamente en el agua. Explique por qué se agregan (Lewis-Waller, capítulo 12).
6. ¿Para que sirven los bares de presión en las cafeteras?

<https://www.comprarmicafetera.com/para-que-sirven-los-bares-de-presion/>

**Tarea para el estudiante:** elaborar un resumen y argumentar en clase.

**“Considero que la naturaleza es un gran laboratorio químico  
donde se produce cualquier clase de composición o  
descomposición posible”**

Antoine de Lavoisier

7. ¿Las centrales eléctricas son fuentes contaminantes del agua?

Argumentar.

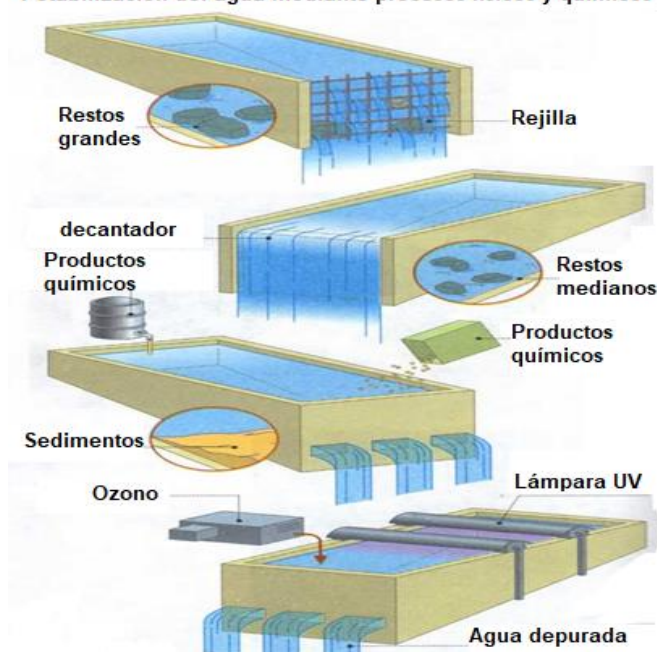


Investigar en Química razonada, (2003) las páginas 126 a 128 Ed. Trillas.

## 29. Las etapas para potabilizar el agua

Esquema de proceso tomado de  
“Atlas básico del agua. Libros del  
Rincón. SEP, año 2007.

Potabilización del agua mediante procesos físicos y químicos



### 29.1 La purificación del agua para alimentos y beber

El agua para su uso en alimentos se purifica agregándole hipoclorito de sodio 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<sub>3</sub>)**.

Con el avance de la ciencia y de la técnica es cada vez mayor el uso de agua desprovista de ciertos iones (Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Na<sup>+</sup>) y muchas veces desprovista de todos los iones (agua destilada).

**“La nanotecnología curará el cáncer, limpiará la  
polución y aliviará el hambre en el mundo”.**

Kim Eric Drexler



**Se sugiere que el estudiante** indague el diagrama de flujo del proceso industrial para purificar el agua, realizando visitas a establecimientos de su zona o por vía Internet y que explique la función de cada una de las etapas.

## 29.2 Agua dura

Las impurezas más comunes en el agua son los iones de **calcio** y de **magnesio**, los cuales se disuelven en el agua mientras atraviesa los suelos ricos en caliza.

El calcio y el magnesio son esenciales para una nutrición adecuada, y muchas personas los ingieren como complementos dietéticos.

El agua rica en ambos elementos en forma de cationes  $\text{Ca}^{++}$  y  $\text{Mg}^{++}$  en disolución se llama agua dura, y se caracteriza por la cantidad de carbonato de calcio que se formaría si todos los iones de calcio en el agua reaccionaran para este fin.

Aunque el agua dura no tiene efectos adversos en la salud, posee propiedades molestas. El calcio y el magnesio dejan depósitos de escamas blancas en las tuberías, accesorios, utensilios de cocina y platos. **El agua dura también reduce la eficacia del jabón porque los iones de calcio y magnesio reaccionan con éste y le impiden disolver la grasa y el aceite.**

Clasificación	Dureza (ppm de $\text{CaCO}_3$ )
Muy suave	Menor de 15
Suave	15 a 50
Media	50 a 100
Dura	100 a 200
Muy dura	Mayor de 200

El producto de esta reacción es una escoria gris llamada cuajada, que suele depositarse en la piel o en los costados de la tina de baño y produce un “anillo de bañera”.

Para evitar estos efectos indeseables, algunas personas instalan suavizantes de agua en su casa. Estos aparatos se cargan con los iones de sodio, por lo general de cloruro de sodio, que se intercambian con los iones de calcio y magnesio en el agua dura. Los iones de sodio no forman depósitos de escamas como los de calcio y magnesio, y no reaccionan con el jabón; sin embargo, aumentan el riesgo de presión sanguínea alta y, por tanto, deben evitarlos quienes padecen hipertensión o problemas cardíacos.

Las plantas purificadoras de tipo comercial que vemos en las colonias usan un proceso similar, donde ellos adquieren el agua de pozos artesanos y siguen un proceso donde principalmente separan sólidos y microorganismos patógenos.



El agua potable que llega a nuestros hogares aun le debemos realizar un proceso para consumirla de manera confiable, ya que en algunas zonas principalmente de la ciudad de México el agua de la red pública no es de buena calidad.

### ○ Otros tipos de agua

☞ **Agua blanda.** Cuyo contenido en sales disueltas de calcio y magnesio es muy pequeño (inferior a 0.001 mol/L).

☞ **De alimentación de calderas.** Agua suministrada a una caldera para su transformación en vapor, debe estar exenta de impurezas que resulten perjudiciales para la caldera o el circuito asociado por las incrustaciones que pudieran producir.

☞ **Agua destilada.** Agua pura que se obtiene por **destilación simple**, a partir de otra que contiene materiales solubles o sales en disolución.

### 29.3 Las aguas negras

Estamos acostumbrados a la comodidad de utilizar el agua en nuestros hogares; nos bañamos, lavamos la ropa, los utensilios de cocina, y otros. Sin embargo, en pocas ocasiones nos percatamos de que con todas estas acciones estamos contaminando a este recurso natural.

Es importante saber que el agua que se elimina de nuestra vida al pasar por las diversas coladeras presentes en nuestra casa, sigue un trayecto en el drenaje, te has preguntado ¿a dónde se dirigen las descargas generadas desde tu casa?

Si vives en la Ciudad de México y su Zona Metropolitana, las aguas negras se dirigen a cuatro puntos principales: al Drenaje Profundo, al Emisor central o al Interceptor Poniente desalojando el 80% del caudal de desecho, el otro 20% es encausado hacia el Gran Canal.

Cabe señalar que el emisor Central fue construido para desalojar únicamente las aguas de lluvia, pero ahora conduce la mayor parte de las aguas negras.

El Gran Canal fue construido durante el gobierno de Porfirio Díaz con una capacidad de desagüe en aquel entonces de  $90 \text{ m}^3/\text{s}$ ; sin embargo, debido al hundimiento de la ciudad causado por la sobreexplotación de los mantos acuíferos, el flujo ha disminuido a  $10 \text{ m}^3/\text{s}$ . Para que te des una idea, el Gran Canal se encuentra a 4 metros arriba del nivel medio de la ciudad y ha perdido su pendiente en sus primeros 18 Km (Rodríguez-Camacho, 2009).

### 30. La escasez de agua en la comunidad

La falta de agua tiene graves efectos en la agricultura, en particular para los pequeños ejidatarios, quienes suelen depender de la siembra de temporal y en general para todos los agricultores, ya que el 70% de toda el agua que existe en México se dedica a dicha actividad, en tanto que el 20% la utiliza la industria y el 10% es para uso doméstico.

Dicen las autoridades que en la actualidad la cobertura de agua potable en el país es del 87%, pero sólo hace falta ver los problemas que tiene el norte del país para hacerse del vital líquido, para constatar que la carencia es mayor “El agua dulce es un recurso renovable pero es finito, mientras que la población mundial crece año a año, lo que significa que va a ser cada más difícil satisfacer las necesidades de todos si no mejoramos la eficiencia de su uso”.

#### Usos del agua



**Aprendizaje 21.** El estudiante demuestra una actitud crítica sobre la utilización del agua y la valora como un recurso indispensable para la vida de manera fundamentada.(N3)

### CONTESTA NÚMERO 17.

Hemos visto cómo la forma de las moléculas de agua determina sus propiedades. Si la molécula tuviera otra configuración, el agua sería una sustancia distinta. Suponga que su forma es diferente de un modo que ocasiona que el hielo sea más denso que el agua líquida.

1. ¿Qué aspecto tendría una tasa con agua helada?
2. ¿Qué le ocurriría a la vida marina en el invierno cuando se formará hielo en los lagos? (Tro, N. página 140)
3. Después del hidrógeno y el oxígeno, los dos elementos más abundantes en el agua de mar son el cloro (18980 ppm) y el sodio (10561 ppm). Si todo el sodio estuviera unido al cloro como compuesto de NaCl, ¿Cuál sería la concentración de cloro restante? (Sienko-Plane, capítulo 3, problema 3.11 McGraw Hill. 1979).  
Na = 23uma y Cl = 35.5uma y se forma NaCl = 58.5 g/mol. Por razones y proporciones;  $23/35.5 = 10561/x$  (ppm de Cloro). El exceso de Cl se obtiene por una diferencia al obtener (x). **Respuesta, 2680 ppm de cloro sin combinar**
4. ¿Cuánto calor se necesita para elevar la temperatura de 200 gramos de hielo de -20°C a 70°C?  $Q=m.ce.(T_2-T_1)$
5. ¿Por qué muestra el agua un punto de ebullición más alto que los otros elementos del grupo 16; S, Se, Te, combinados con el hidrógeno?
6. Cuando el agua hierve en un recipiente al nivel del mar, el líquido en el fondo alcanza una temperatura de 100°C, mientras que el líquido en la superficie tiene una temperatura más baja. ¿Qué pasa con las burbujas formadas? (Guayasamin, capítulo 15, página 164).
7. La masa de un átomo de hidrógeno es aproximadamente  $1.601 \times 10^{-24}$  gramos. La masa del protón es casi  $1.600 \times 10^{-24}$  gramos. ¿Qué porcentaje de la masa total del átomo representa el protón? (Lewis-Waller "Química Razonada", capítulo 6, página 70)  
**Respuesta: 99.94%**

### Verifica tu respuesta

- ✓ Si el hielo fuera más denso que el agua líquida se hundiría. No extirparían los icebergs. Como el agua se congelaría en un lago o un océano, se hundiría hasta el fondo y es probable que destruyera la vida marina.
8. El agua potable es.....
  9. En el proceso de potabilización,.....permite extraer la arcilla, el barro, la arena que trae el agua.



10. La aireación implica.....
11. En el proceso de cloración se agrega.....al agua
12. Explica con tus palabras, las características del agua en cada estado; sólido, líquido y vapor dentro de la atmosfera.
13. Supongamos que una familia de cuatro personas consume esta cantidad de litros de agua por día:

Regar el césped	1272 litros
Lavar la vajilla	76 litros
Bañarse	175 litros
Preparar alimentos	18 litros
Vaciar el inodoro	19 litros cada vez
Llenar la tina del baño	256 litros

¿Cuál es el consumo total de agua de esta familia en un día?  
Calcula el promedio de consumo de cada miembro del grupo familiar.

### ☀ Para reflexionar y debatir.

Supongamos que en el pueblo se restringirá el uso de agua por tres días. Se aconseja a la población llenar la tina del baño. El comité de salud repartirá el agua para los alimentos y para beber. Si la tina de la familia tiene una capacidad de 375 litros, teniendo en cuenta los consumos anteriores,  
¿Qué actividades no deberían realizar en esos días?

Verificar las respuestas de 9 a 13:

- ✓ Límpida, inodora, incolora e insípida.
- ✓ La sedimentación primaria.
- ✓ Dejar que el chorro de agua caiga, para que el oxígeno elimine el dióxido de carbono, el sulfato, etcétera.
- ✓ Cloro.
- ✓ **Líquida**, tiene gases disueltos y puede disolver otras sustancias
- ✓ **Sólida**, a baja temperatura, el agua se congela y aumenta de volumen.
- ✓ **Gaseosa**, el agua se convierte en vapor.

El calor suministrado a un líquido al llegar a ebullición da a las moléculas la energía necesaria para escapar (Guayasamin, p. 163).

### Referencia:

<sup>2</sup> Barone Luis R.(2000) “**Libro de autoevaluación**”. Mi ayuda escolar.

En qué etapas se efectúan los cambios siguientes▶

- a) Evaporación
- b) Condensación
- c) Disolución



Ciclo hidrológico (Lewis-Waller, 2003)



## 31. Formación científica

### 31.1 Búsqueda de una regularidad

Una regularidad es simplemente algo que ocurre una y otra vez. ¡ las piedras caen al suelo cuando se las suelta desde alto ¡El hielo funde si se le suministra suficiente calor Estas regularidades están basadas en observaciones cualitativas: no nos dicen lo rápido que caen las piedras o a qué temperatura funde el hielo. Esta información nos la darían las regularidades basadas en observaciones cuantitativas. En esta experiencia se harán observaciones cuantitativas respecto a la masa y el volumen de unos trozos de metal.

La masa de cada trozo de metal se determinará por pesada. Justifiquemos el uso de la palabra más en vez de peso. La palabra peso se ha de usar al hablar de la atracción que un cuerpo experimenta en el campo gravitatorio terrestre: esta atracción se acostumbra a llamar fuerza de la gravedad. La intensidad de este campo gravitatorio varía ligeramente según el lugar; el peso de un objeto depende entonces no sólo de la cantidad de materia que contenga, sino también del lugar en que se efectúa la pesada. Un objeto pesa menos en el Ecuador que en el Polo Norte. Si un objeto pesa 0.997 Kg en el Ecuador, pesa 1.002 Kg en el Polo Norte. El peso de un objeto se determina utilizando una balanza de resorte.

Por otra parte **la palabra masa** se usa para nombrar una propiedad de la materia que depende del número y tipo de átomos presentes. La masa no varía al variar el campo gravitatorio. La masa de un objeto depende de la cantidad de materia que contiene. Puede ser que los astronautas en el espacio lleguen a no tener peso, pero nunca pueden llegar a no tener masa. La masa de un objeto se determina comparando el objeto con masas conocidas en una balanza; las masas conocidas son, generalmente, piezas de metal que han sido comparadas con una colección de patrones conservada cuidadosamente.

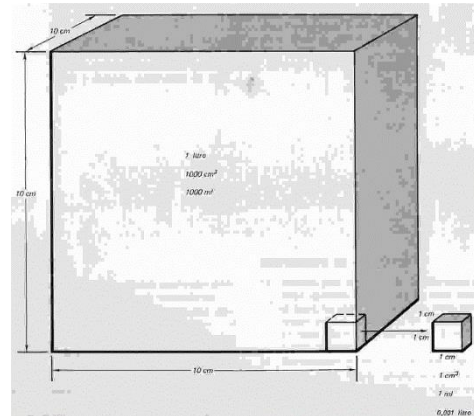
El profesor dará las instrucciones apropiadas para utilizar la balanza que se usará.

Para expresar las cantidades de masa, se usan las unidades llamadas gramos; un gramo es una unidad de masa en el sistema métrico.

El volumen de un sólido de forma medianamente regular se puede determinar midiendo sus dimensiones lineales y operando con ellas de una forma apropiada. El volumen de un sólido rectangular se obtiene multiplicando su longitud por su anchura y por su altura; sin embargo, por ejemplo, una piedra desconchada irregularmente, puede ser muy difícil y laboriosa. Estas dificultades hacen muy conveniente la utilización de un método sencillo para determinar el volumen de los sólidos de forma irregular.

Una técnica simple consiste en medir el volumen de algún líquido en el que el sólido no se disuelva; poner entonces el sólido en el líquido y medir de nuevo el volumen final. El aumento de volumen que se observa es el volumen del sólido. Una probeta graduada es un recipiente conveniente para estas medidas.

El volumen se expresará en unidades de centímetros cúbicos (cc,  $\text{cm}^3$ ) o mililitros (mL). Un litro contiene  $1000 \text{ cm}^3$ , de forma que un **mL** es el mismo volumen que un  $\text{cm}^3$ .



## Procedimiento

1. Determinar la masa de un trozo de metal.
2. Determinar el volumen del mismo trozo de metal. Repetir los mismos pasos con un trozo de otro metal. Utilizar la misma balanza para todas las pesadas de este experimento.
3. Anotar el número de los trozos de metal empleados para distinguirlos de los de sus compañeros.
- Tratamiento de los datos
  1. Anotar los datos de masa y volumen obtenidos por los otros compañeros. Procurara mantener cada par de valores juntos.
  2. Representar gráficamente estos datos. La masa en el eje vertical y el volumen en el horizontal. Dar un título a la gráfica.
  3. Dígase la regularidad que se observa en el gráfico y propóngase una explicación.
  4. Dibújense líneas para representar las relaciones masa -volumen. ¿han de pasa todas esta líneas por el punto (0,0)?
  5. La introducción a esta experiencia contiene dos métodos para determinar el volumen de un sólido. ¿Cuál de los dos métodos daría una respuesta más precisa, si se usará en un sólido regular? Explíquese (Davis Mac Nab. Et-al, 1975).

► Búsqueda de información confiable en:

<https://blogs.unitec.mx/vida-universitaria/tips-para-encontrar-informacion-confiable>

[https://prezi.com/mhhyx6\\_r5rz/como-seleccionar-fuentes-de-informacion-confiable-en-la-we](https://prezi.com/mhhyx6_r5rz/como-seleccionar-fuentes-de-informacion-confiable-en-la-we)

**Para el estudiante:** elaborar un resumen y argumentar en clase.

## 31.2 Búsqueda de información confiable

Como es lógico, sin la difusión de los conocimientos, estos solo existirían en unas pocas cabezas, no podrían ser cuestionados ni modificados y tampoco podrían transformarse en avances tecnológicos.

Desde el principio se publicaron libros en la época de la alquimia que, aunque muchos de ellos eran muy oscuros (usaban lenguajes cifrados), contenían informaciones útiles sobre técnicas de laboratorio. Hoy día son ejemplares muy valiosos, algunos de los cuales pueden conseguirse como facsímiles.

Desde el siglo XXI, la forma habitual de difundir los resultados experimentales consiste en publicarlos en las revistas científicas especializadas. En el siglo XIX estas revistas eran muy pocas y pertenecían a sociedades nacionales. Pero hoy el número de revistas, solo en el campo de la química, es ya inacabable. Los químicos utilizaban un grupo muy seleccionado. Algunas revistas, como Nature o Science, son muy conocidas por el gran público.

Cuando los temas de investigación crecen mucho, se realizan revisiones acumulativas (reviews, en inglés). Y cuando una rama de la química se hace muy extensa, todo su conocimiento trata de recopilarse en una colección de volúmenes.

El siguiente nivel de recopilación es el que representan los libros

especializados, ya con algo de carácter explicativo. No recogen todos los hechos, sino una selección que se explica mediante las teorías actuales. Más resumidos y preparados desde el punto de vista pedagógico son los libros de texto.

Por ello, es importante saber desde el principio que un libro de texto, tiene objetivo una introducción a todos los temas fundamentales de la química actual, solo contiene una pequeña y muy limitada colección de conocimientos y una visión introductoria de las teorías que los explican. La información factual (la que describe los hechos conocidos) es ya inabarcable incluso recopilada en forma de enormes enciclopedias. De ahí la importancia de la informática en la situación actual.

Cualquier persona puede hoy, mediante Internet, tener acceso a informaciones muy puntuales sobre casi cualquier cosa con solo formular la pregunta en el buscador adecuado. Por ello, es imprescindible una formación apropiada para poder diferenciar entre informaciones útiles e inútiles y entre informaciones ciertas o erróneas.

La información obtenida debe siempre considerarse críticamente (Carriedo Ule-Fernández Colinas-García Sanz, 2016).

### ❖ Actividad

1. El estudiante evalúa la capacidad de Internet consultando, por ejemplo, los productos que se añaden a las piscinas para que el agua se mantenga adecuada para el baño.

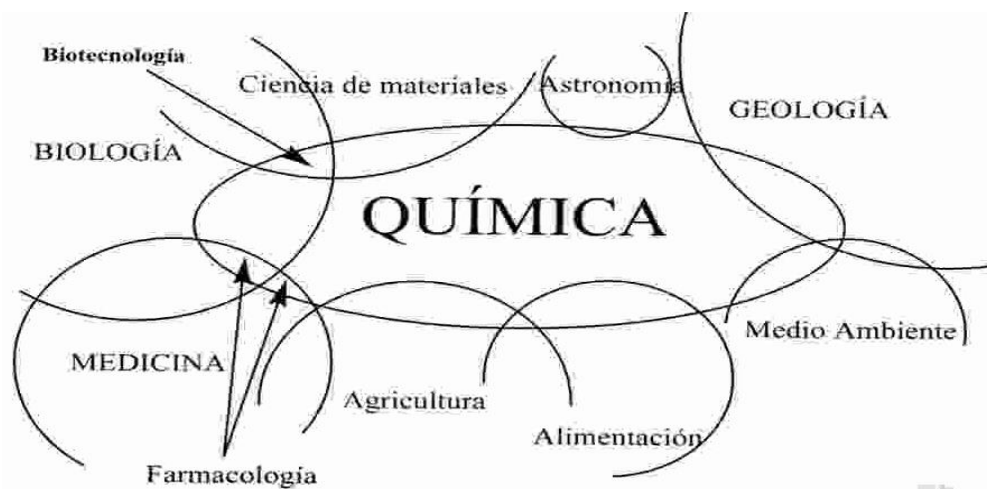
¿Cuántos conceptos de química son necesarios para comprender su naturaleza, su funcionamiento o los peligros de su mala utilización?

2. Análisis de fichas internacionales de seguridad

Las fichas de seguridad (todas accesibles en internet) contienen muchísima información, incluida la legal. En esta práctica no se trata de leerlo todo, sino de saber detectar cuál es la característica (o características) de seguridad más notable del producto. Por ejemplo, la inflamabilidad, el carácter corrosivo, la toxicidad por inhalación, etc. Esta información suele estar en las secciones de reactividad, toxicología, y compatibilidades. Otras se dedican a la actuación en caso de derrames pequeños o grandes.

En equipo, que los estudiantes recogen información sobre los siguientes productos, intercambiarla con los compañeros y analizar las fichas de seguridad. Anota los riesgos más notables de cada uno de ellos:

1. Tolueno ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ )
2. Etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ )
3. La acetona ( $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ )
4. El bromo ( $\text{Br}_2$ )
5. El ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )
6. El amoníaco ( $\text{NH}_3$ )
7. El hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ )





Sugerimos al profesor el siguiente cuestionario para la evaluación de la Unidad I.

### **EJERCICIO PARA EVALUAR**

Nombre del alumno(a)\_\_\_\_\_ Fecha\_\_\_\_\_ Grupo\_\_\_\_\_

Subraya la respuesta correcta en cada una de las siguientes preguntas:

**1. El azúcar es un ejemplo de**

- A) una mezcla.
- B) un elemento.
- C) un compuesto.
- D) una sustancia heterogénea.

**2. La tierra es un ejemplo de**

- A) un elemento.
- B) un compuesto.
- C) una mezcla homogénea.
- D) una mezcla heterogénea.

**3. Los elementos están formados por**

- A) átomos.
- B) moléculas.
- C) moléculas y átomos.
- D) ninguna de las anteriores.

**4. Todos los compuestos puros tienen**

- A) la misma textura.
- B) una composición definida.
- C) la misma estructura cristalina.
- D) se encuentran en el mismo estado físico.

**2. Una mezcla**

- A) se descompone fácilmente.
- B) tiene una composición definida.
- C) sus componentes se separan por medios químicos.
- D) se puede separar en sus componentes por medios físicos.

**6. Un material heterogéneo no uniforme se llama**

- A) Compuesto.
- B) mezcla.
- C) solución.
- D) molécula.

**7. Las sustancias que no se pueden descomponer en otras más simples, por cambios químicos son**

- A) los compuestos.
- B) los elementos.
- C) las mezclas.
- D) las soluciones,

4. **La transformación de un elemento en otro es el resultado de**  
A) un cambio físico.  
B) un cambio nuclear.  
C) un cambio químico.  
D) un cambio químico y un cambio físico.
9. **Un cambio físico producido cuando se añade energía es**  
A) fusión del hielo.  
B) una vela ardiendo.  
C) un fósforo encendido.  
D) licuefacción del vapor de agua.
10. **En un recipiente colocamos 300 gramos de harina y 90 gramos de leche en polvo. Los mezclamos perfectamente. En esta mezcla, el por ciento en masa de leche es**  
A) 9%                      B) 23%                      C) 27%                      D) 30%
11. **El científico que propuso diversos símbolos para los elementos químicos establecidos en la actual tabla periódica fue**  
A) Lavoisier.              B) Dalton.                      C) Berzelius.                      D) Priestley.
12. **Se sabe que, en una mezcla de oxígeno y nitrógeno gaseosos, el por ciento en volumen de nitrógeno es tres veces mayor que el por ciento en volumen de oxígeno. Si tenemos 10 litros de esta mezcla, los litros de nitrógeno que hay son**  
A) 3                      B) 2.5                      C) 7.5                      D) 7
13. **En una botella se colocaron 180 canicas rojas, 14 canicas azules y 6 canicas negras. La concentración, en ppm, de canicas azules es**  
A) 70 000                      B) 140 000                      C) 14                      D) 77 777
14. **La estructura espacial del agua es**  
A) Lineal.              B) triangular.              C) tetraédrica.              D) hexagonal.
15. **El agua al congelarse aumenta de volumen por la existencia intermolecular de**  
A) la polaridad molecular.  
B) las fuerzas de London.  
C) los puentes de hidrógeno.  
D) los electrones libres del oxígeno.

- 16. El proceso de la sedimentación para la depuración del agua y transformarla en potable se lleva a cabo agregándole un**  
A) antiácido.  
B) floculante.  
A) catalizador.  
C) espumante.
- 17. La composición porcentual del agua es 88.8% oxígeno y 11.11% hidrógeno, es comprobada con la ley de**  
A) Proust.  
B) Dalton.  
C) Lavoisier.  
D) Moseley.
- 18. El punto de ebullición del agua depende de la**  
A) presión.                      B) agitación.      A) temperatura.      D) contaminación.
- 19. Un ejemplo de elemento es el**  
A) aire.  
B) hielo.  
C) azufre.  
D) sulfuro de hierro.
- 20. Una ecuación química balanceada es una**  
A) reacción.    B) igualdad.              C) molécula.              D) desigualdad.
- 21. El agua líquida al pasar a hielo**  
A) Aumenta su polaridad.  
B) Aumenta su densidad.  
C) Disminuye su densidad.  
D) Disminuye su punto de fusión.
- 22. El calor de fusión del hielo es de**  
A) 540 cal/mol              B) 100 cal/mol    C) 80 cal/mol              D) 40 cal/mol



“Si no cometes errores es porque no trabajas en problemas suficientemente difíciles. Y eso es un error”  
**Frank Wilczek**



- 23. Todas las moléculas del agua están organizadas en una red con espaciación inusualmente separada, cuando se encuentra en estado**  
A) gas.      B) vapor.      C) sólido.      D) líquido.
- 24. El agua terrestre viene de los océanos a través de**  
A) la floculación.  
B) el ciclo hidrológico.  
C) la ósmosis inversa.  
D) los cambios físicos y químicos.
- 25. Una característica destacable del agua es la capacidad de**  
A) ionizarse totalmente.  
B) existir en todo el universo.  
C) absorber gran cantidad de calor.  
D) disolver todas las sustancias orgánicas.
- 26. Son las aguas que tienen disueltas gran cantidad de sales de calcio y Magnesio:**  
A) Duras.      B) Potables.      C) Telúricas.      D) Blandas.
- 27. Es la sustancia que en disolución acuosa conduce de la electricidad:**  
A) Azúcar.      B) Alcohol.      C) Colorante.      D) Sosa caustica.
- 29. Nombre que recibe la disolución de una celda que permite el paso de la corriente eléctrica durante la electrólisis:**  
A) Molar      B) Normal      C) Electrolítica      D) No electrolítica
- 30. Una disolución homogénea tiene 0.00005 % de partículas sólidas. ¿A cuánto equivale en partes por millón?**  
A) 0.05 ppm      B) 0.5 ppm      C) 5 ppm      D) 50 ppm
- 31. Las atracciones, llamadas fuerzas de Van der Waals, son más bien débiles y solamente eficaces si las moléculas están muy**  
A) lejanas.      B) próximas.      C) cargadas.      D) ligeras.

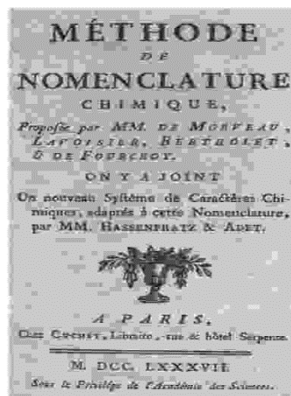
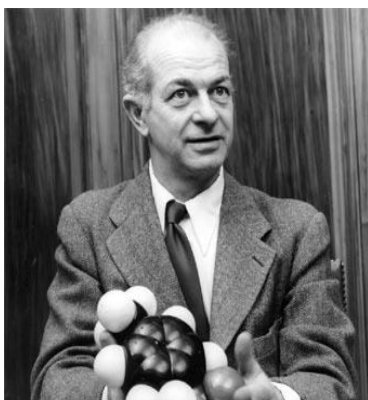
Nombre del profesor \_\_\_\_\_ Fecha de entrega \_\_\_\_\_

**“El logro es, ante todo, el producto de la constante elevación de nuestras aspiraciones y expectativas”.**

## Área de Ciencias experimentales

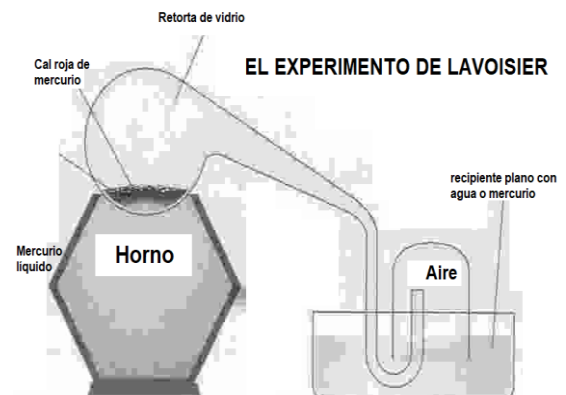
### Química I

## UNIDAD 2. Oxígeno, sustancia activo del aire



Colaboradores:

**FRANCISCO ÁLVAREZ HERRERA**  
**ISAÍAS ÁLVAREZ HERNÁNDEZ**



## Índice de contenidos

	<b>Propósito general</b>	147
	<b>Propósitos específicos</b>	
	Presentación de la Unidad 2	148
1.	Componentes del aire y algunas de sus propiedades	149
	<b>Actividad experimental No. 9</b> La combustión de una vela	149
	COMENTARIO, el aire disuelto en agua	150
	<b>Concepto clave:</b> mezcla	150
1.1	Observación e inferencia en la reacción del $\text{CO}_2$ y el óxido de calcio	151
	<b>CONTESTA NÚMERO 1.</b>	151
2.	Las Propiedades del oxígeno y nitrógeno	152
	<b>CONTESTA NÚMERO 2.</b>	153
2.1	Comparación de la reactividad del ozono con el oxígeno	154
2.2	El ozono y cómo afecta a los seres vivos	156
	Diagrama energético de una reacción química	157
3.	Gráfica de energía contra progreso de reacción	
	<b>CONTESTA NÚMERO 3.</b>	<b>158</b>
3.1	<b>Energía de activación</b>	159
	COMENTARIO, densidad de algunos gases.	161
	<b>CONTESTA NÚMERO 4.</b>	162
4.	<b>Ciclo del carbono</b>	163
5.	Importancia de la combustión en la generación de energía	164
	<b>CONTESTA NÚMERO 5.</b>	166
6.	Representación de las energías de activación y de reacción	166
6.1	<b>Ejemplos de reacciones endotérmicas y endorgénicas</b>	168
6.2	Ejemplo de reacción exotérmica. El globo aerostático	168
6.3	Oxidación y combustión	169

“Una y otra vez  
alcanzar lo imposible”

**Max Weber**

6.4	<b>La dirección de una reacción química.</b> la magnitud y la dirección de los cambios en la energía calorífica y en la entropía	169
	<b>CONTESTA NÚMERO 6.</b>	170
	<b>Actividad experimental No. 10</b> Combustión de un compuesto orgánico	172
7.	Compuesto Hidrocarburos su clasificación y nomenclatura	173
	<b>Concepto clave:</b> isómeros	176
	Cálculo de fórmulas empíricas y moleculares	177
	<b>CONTESTA NÚMERO 7.</b>	179
7.1	Óxidos de carbono; CO y CO <sub>2</sub> Propiedades e importancia	180
8.	Educación ambiental y para la salud Palabra clave; antropogénico	181 182
8.1	<b>¡Hace calor!</b>	182
8.2	<b>El calentamiento de la tierra</b>	183
8.3	El dióxido de carbono desprendido por los combustibles que se queman	185
8.4	Dióxido de carbono en el aire	186
8.5	La inversión térmica	187
	<b>CONTESTA NÚMERO 8.</b>	187
9.	La lluvia ácida sus efectos sobre el medio y los seres vivos	188
9.1	Los efectos de la lluvia ácida	188
9.2	Daños a los lagos, arroyos y océanos	189
9.2.1	¿Qué causa la acidificación de los océanos?	190
9.2.2	¿Cuáles son sus efectos?	190
	<b>CONTESTA NÚMERO 9.</b>	191
10.	<b>Estructura de la materia.</b> Molécula	192

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

	Concepto clave: molécula	193
11.	<b>Formación científica</b> Observación: diferencia entre evidencia e inferencia	194
12.	Compuestos del oxígeno y clasificación de los elementos	195
13.	Historia de la clasificación de los elementos	195
	<b>CONTESTA NÚMERO 10.</b>	196
14.	Las tablas periódicas actuales basadas en el número atómico	197
	<b>Actividad experimental No. 11</b> Propiedades físicas de los metales y no metales	198
	<b>CONTESTA NÚMERO 11.</b>	<b>200</b>
15	<b>Propiedades periódicas y variación del carácter metálico</b> Las energías de ionización son periódicas	200
15.1	Electronegatividad	202
15.2	Masa atómica (A)	204
	<b>Conceptos clave:</b> masa atómica	204
	<b>CONTESTA NÚMERO 12.</b>	205
16.	Reacción del oxígeno con metales y no metales	206
	<b>Actividad experimental No. 12</b> Síntesis de óxidos metálicos y no metálicos	206
	Concepto clave: la oxidación	208
17.	Origen de la lluvia ácida	209
17.1	La lluvia ácida en la ciudad	211
17.2	El detrimento de los monumentos	211
	<b>CONTESTA NÚMERO 13.</b>	213
18.	Compuesto	214
18.1	Propiedades de los óxidos metálicos y no metálicos	214
18.2	Nomenclatura sistema Stock, para los óxidos metálicos	217
18.3	Nomenclatura para los óxidos no metálicos	217
	<b>CONTESTA NÚMERO 14.</b>	219
19.	Propiedades de los óxidos no metálicos	220
19.1	Los óxidos de nitrógeno; $N_2O$ , $NO$ , $N_2O_3$ , $NO_2$ , $N_2O_5$	221
19.2	Azida de sodio, $NaN_3$	222
19.3	Óxido fosfórico, $P_2O_5$	222

20.	Nomenclatura Stock para hidróxidos y tradicional para oxiácidos	223
21.	Las tablas periódicas de Meyer y Mendeléiev	224
21.1	La tabla larga de Werner y Paneth	225
22.	Teoría de Arrhenius de ácidos y bases	226
22.1	La naturaleza de los ácidos y las bases	226
22.2	Algunos ácidos y bases de uso cotidiano	227
22.3	Importancia de los ácidos y bases en la vida diaria	228
	<b>CONTESTA NÚMERO 14.</b>	229
23.	<b>Formación científica.</b> Limitaciones de las clasificaciones científicas e importancia de la creatividad	230
24.	<b>Estructura de la materia.</b> Enlace químico, clasificación y propiedades	231
24.1	Valencia y número de oxidación	232
24.2	Regla del octeto y sus limitaciones	233
	<b>CONTESTA NÚMERO 15.</b>	234
24.3	<b>Limitaciones de la regla del octeto.</b> Excepción a la regla	235
	<b>CONTESTA NÚMERO 16.</b>	237
25.	<b>Reacción química.</b> Síntesis de óxidos con el modelo de Lewis	238
25.1	Ajuste de reacciones químicas por inspección	240
26.	<b>Enlace.</b> Unidades estructurales	241
26.1	Naturaleza eléctrica de la materia	242
26.2	Concepto de enlace	243
26.3	Concepto de electronegatividad de Pauling	244
	<b>Concepto clave:</b> electronegatividad	245
	<b>CONTESTA NÚMERO 17.</b>	246
	<b>Actividad experimental No. 13</b> Conducción de la electricidad, solubilidad y tipos de enlace	247
27.	Representación del enlace entre moléculas y pares iónicos con estructuras de Lewis	248
	<b>CONTESTA NÚMERO 18.</b>	250
28.	<b>Formación científica.</b> Las teorías como formas de explicación. Diferencias entre regularidades y teorías	251
29.	La reacción de óxidos no metálicos con el agua	252
30.	Compuesto	255
30.1	Nuevos materiales	257
	<b>Cuestionario para evaluar la unidad 2</b>	259
	Bibliografía básica	264
	Bibliografía complementaria	265
	Páginas de internet	265

## Propósito general

Al finalizar la unidad 2 , el estudiante:

Comprenderá la importancia de la química al caracterizar a las sustancias a través del reconocimiento de patrones, para clasificar a los elementos como metales y no metales mediante sus reacciones con el oxígeno; relacionará algunas propiedades físicas y químicas de las sustancias con su estructura a nivel nanoscópico, por medio del enlace, para identificar y asumir conductas de responsabilidad en el uso de la energía y cuidado al medio ambiente frente a fenómenos como la lluvia ácida y el cambio climático, a través del trabajo individual, cooperativo y colaborativo, de indagación experimental y documental.

## Propósitos específicos:

Al finalizar la unidad, el estudiante:

- Comprenderá los conceptos de elemento, compuesto, mezcla, reacción química, enlace y estructura de la materia, por medio del estudio de la composición de la atmosfera y las reacciones del oxígeno con diferentes elementos, para explicar algunos fenómenos como la lluvia ácida y el cambio climático.
- Comprenderá el papel de las transformaciones químicas y sus representaciones para explicar la formación de compuestos y sus propiedades, y caracterizarlas de acuerdo con los óxidos y sus reacciones con el agua, mediante la observación y reproducción de fenómenos en el laboratorio, para entender cómo se establecen las relaciones entre lo visto en el ámbito macorscópico y un modelo que las explique.
- Aplicará los modelos necesarios para explicar la formación de compuestos y la unión de átomos mediante enlaces químicos.
- Identificará la variación de la energía involucrada en los cambios químicos, mediante el estudio de las reacciones de combustión y la importancia de un uso racional de la energía para preservar el ambiente. **Tiempo 45 horas.**



[https://extension.illinois.edu/treehouse\\_sp/airpressure.cfm?Slide=2](https://extension.illinois.edu/treehouse_sp/airpressure.cfm?Slide=2)





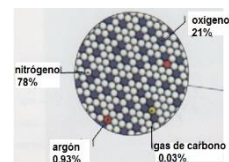
**Sugerimos al profesor** la siguiente lectura como fuente de información para argumentar con los estudiantes.

Mezcla:

## I. Componentes del aire y algunas de sus propiedades

Dos son los gases principales que forman más del 99% de la **mezcla atmosférica**: el nitrógeno (78%) y el oxígeno (21%) en volume. El uno por ciento restante se compone de argón, anhídrido carbónico, vapor de agua y pizcas de otros gases, como helio y ozono.

Durante miles de años los hombres habían sabido que ningún ser humano puede vivir sin aire, pero fueron Karl Scheele, en 1772, y Joseph Priestley, en 1774, quienes aislaron el oxígeno y estudiaron sus propiedades.



Sin embargo, se debe a **Lavoisier** el mérito de haber demostrado la gran importancia de este gas en los fenómenos de respiración de los vegetales y de los animales, y de haber profundizado en los fenómenos de la combustión, acabando definitivamente con la teoría flogística en 1781.



### Explicación.

Experimento de Lavoisier:

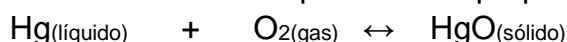
Mercurio + aire eminentemente respirable = cal roja de mercurio.

Hoy escribimos la reacción como sigue:

Mercurio + oxígeno = óxido de mercurio

Óxido de mercurio = mercurio + oxígeno

O bien, usando la notación desarrollada a partir de las propuestas de Lavoisier:



**El profesor propone estudiar** experimentalmente el comportamiento del oxígeno, del dióxido de carbono y del nitrógeno frente a una fuente de ignición.

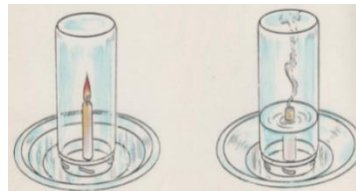
## ACTIVIDAD EXPERIMENTAL No. 9

La combustión de una vela

**Propósito:** observar la actividad comburente del oxígeno.

Fijemos una vela a un plato que llenaremos con agua (agregar un colorante), y con una regla medir la altura inicial del agua. Encendamos la vela y cubrámosla con un recipiente vacío, colocado boca abajo.

Poco después veremos que la vela se apaga y que el nivel de agua dentro del recipiente sube ¿Por qué? Medir la altura final, suponer el área del frasco constante, y determinar la cantidad de volumen que ocupa el agua, y compara con el volumen inicial.



1. ¿Qué volumen de oxígeno se pudo haber consumido?  
A)  $\frac{1}{4}$ ,      B)  $\frac{1}{5}$       C)  $\frac{1}{2}$       D)  $\frac{3}{4}$
2. Dentro de la probeta o vaso que otros gases consideras que existen después de la combustión?
3. Al consumirse la vela cuales son los dos productos principales que se formaron?
4. Al realizar la combustión de la vela en un medio cerrado, es posible que existe el monóxido de carbono?
5. ¿Consideras que el nitrógeno pudo haber formado algún óxido? Porque

### Observaciones y conclusiones

### COMENTARIO

El aire disuelto en el agua **no** tiene la misma composición que el atmosférico ordinario; pues presenta un volumen de 33% Oxígeno en vez de **21**, y 67% de nitrógeno en vez de **78**. Es por consiguiente mucho más rico en oxígeno, lo cual depende de la solubilidad relativamente mayor de este último gas.

El agua que ha permanecido algún tiempo en la superficie del suelo, contiene más **gas carbónico** que la de lluvia, lo cual depende de la descomposición de las materias orgánicas, cuyo carbono se elimina en estado de **CO<sub>2(g)</sub>**.

El gas **CO<sub>2</sub>** existe en bebidas carbonatadas en forma de agua carbonatada.

El agua carbonatada es agua a la que se le ha añadido dióxido de carbono bajo alta presión. El resultado es una bebida burbujeante que también es conocida como gaseosa, agua mineral, soda, o club soda.



El **Ácido Carbónico** (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) es un ácido que ofrece características de sabor y acidez a los productos.

Es consecuencia de la presencia de dióxido de carbono y agua en los alimentos. Entre las aplicaciones más comunes se encuentran:

- ✓ Bebidas con gas saborizadas.
- ✓ Bebidas energéticas.
- ✓ Cerveza.

### Concepto clave:

- Mezcla

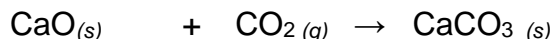
Unión de dos o más sustancias componentes sin alterar sus características individuales.



**El profesor explica la** diferencia entre las observaciones de las actividades y la inferencia que resulta de asociar las mismas sustancias específicas, por ejemplo el relacionar el color blanco del carbonato de calcio con la reacción del CO<sub>2</sub> y el hidróxido de calcio. (A2)

### 1.1 Observación e inferencia en la reacción del CO<sub>2</sub> y el óxido de calcio

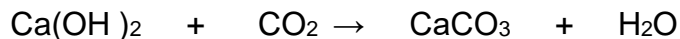
El CO<sub>2</sub> existe en la atmósfera de la Tierra como gas traza a una concentración aproximada de alrededor de **0.04 %** (400 ppm) en volumen.



El óxido de calcio se puede encontrar en la naturaleza; de la aglomeración del agua marina, la cual posee concentraciones altas de carbonato de calcio y magnesio. Dichas concentraciones, por medio de reacciones químicas y procesos fisicoquímicos se produce el hidróxido de calcio y una vez calcinado se fabrica el óxido de calcio.



El hidróxido de calcio es un polvo blanco que se obtiene por la calcinación del carbonato cálcico:



Como el Ca(OH)<sub>2(ac)</sub> tiene tendencia a formar carbonato con el CO<sub>2</sub> del aire, se recomienda almacenarlo en un frasco color topacio bien cerrado.

Las principales fuentes de dióxido de carbono son la combustión de materiales fósiles (carbón, derivados del petróleo, biomasa, etcétera) y la respiración aeróbica de la especie animal.

#### CONTESTA NÚMERO 1.

1. Gas del aire que forma una atmósfera inerte y que modera la combustión y la respiración\_\_\_\_\_.
2. Componente del aire que sin él sería imposible la vida\_\_\_\_\_.
3. Componente del aire que evita la excesiva evaporación de los tejidos de las plantas y animales\_\_\_\_\_.
4. Componente que se produce en las combustiones, fermentaciones y putrefacciones, debido a que las plantas verdes lo utilizan en el proceso de la fotosíntesis\_\_\_\_\_.
5. **Los** seres vivos introducen oxígeno en el cuerpo y permiten expulsar el \_\_\_\_\_ sobrante al exterior.

**Aprendizaje 1.** El estudiante caracteriza al aire como una mezcla al identificar experimentalmente que contiene más de una sustancia. Trabajando de manera ordenada y respetuosa. (N2)



Proponemos al profesor información para difundir y argumentar con los estudiantes.

## 2. Las propiedades del oxígeno y el nitrógeno.

### Elemento:

Nitrógeno

El nitrógeno forma parte del grupo 15 de la tabla periódica moderna con el fósforo y el arsénico.

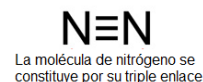
De acuerdo a la **IUPAC** esta familia de no metales se ubican en el grupo 15 de la tabla periódica moderna, familia representativa, grupo VA.

### ○ Propiedades del nitrógeno

A temperaturas ordinarias el nitrógeno es un gas diatómico, mientras que el fósforo y el arsénico son sólidos con más de una forma alotrópica.

La principal fuente comercial de nitrógeno es la atmósfera y la industria química lo obtiene separando los componentes del aire comprimido (mezcla líquida) por destilación fraccionada (método físico que se basa en las diferentes temperaturas de ebullición del nitrógeno y el oxígeno).

El calor de disociación de las moléculas de  $N_2$  es mayor que el de cualquier molécula diatómica, es esta la razón por el que este gas es inactivo, con excepción de los gases inertes.



En algunas aplicaciones del nitrógeno se aprovecha su extraordinario carácter inerte.

Aunque el  $N_{2(g)}$  es aproximadamente cuatro veces más abundante en la atmósfera que el  $O_{2(g)}$ , es menos accesible a los organismos desde el punto de vista químico. Casi cualquier planta o animal puede utilizar  $O_2$  atmosférico, pero muy pocos organismos pueden usar  $N_2$  atmosférico directamente (Brescia, 1990, capítulo 21). En condiciones ordinarias, el  $N_2$  es inactivo, diluye el oxígeno del aire, moderando así la intensidad de su acción (Babor, capítulo 19, 1977).

### ○ Oxígeno

Forma parte de la familia 16 (VIA) de la tabla periódica.

El oxígeno es el elemento más abundante en cantidades de peso sobre la superficie de la tierra presentándose en la forma de agua y de los óxidos, silicatos, sulfatos y carbonatos en la corteza rocosa de la tierra. Constituye el 20% de la atmósfera terrestre. La provisión de oxígeno atmosférico no es limitada sino que depende del proceso de fotosíntesis, que ocurre en las plantas verdes.

Elemento	% en peso	% en átomos
Oxígeno	49.4	55.1
Silicio	25.8	16.3
Aluminio	7.5	5.0
Hierro	4.7	1.5
Calcio	3.4	1.5
Sodio	2.6	2.0
Potasio	2.4	1.1
Magnesio	1.9	15.4
Hidrógeno	0.9	15.4
Titano	0.6	0.2

Lo que nosotros necesitamos del aire es el oxígeno. La cantidad de aire que entra en nuestros pulmones es casi siempre la misma, pero la cantidad de oxígeno puede cambiar si estamos en una ciudad contaminada o en un sitio muy alto como en las montañas. El conocido como mal de montaña, asociado con mareos y dolor de cabeza, es un síntoma de la falta de oxígeno en el organismo.

### ✓ **Propiedades del oxígeno**

Es un gas incoloro, insípido e inodoro.

En estado líquido tiene propiedades magnéticas.

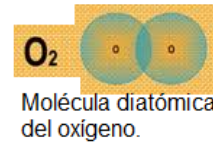
El elemento oxígeno es muy activo, y en forma molecular  $O_{2(g)}$  es poco activo, a temperaturas elevadas se convierte en un agente muy reactivo.

**El oxígeno molecular es el componente activo de la atmósfera**, y se extrae de ella durante varios procesos. Es aspirado por los animales, y la corriente sanguínea lo lleva de los pulmones a los tejidos, donde sirve para oxidar los azúcares y producir energía.

En la naturaleza, el oxígeno tiene un ciclo: lo desprenden las plantas, las cuales durante la “Función clorofiliana” toman anhídrido carbónico del aire y lo hacen reaccionar con el agua, para crear sustancias orgánicas y oxígeno; finalmente, éste lo utilizan los animales y las plantas en la respiración.

El oxígeno no arde, mantiene la combustión y hace que ardan las materias combustibles.

El compuesto más importante del oxígeno es el agua que a su vez es el más importante de nuestra química.



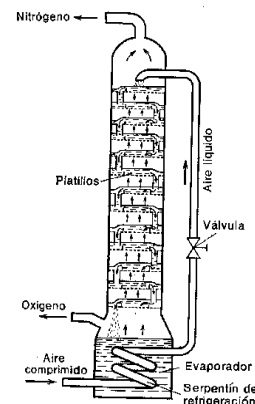
### **CONTESTA NÚMERO 2.**

1. Para separar el nitrógeno del oxígeno, ¿La industria que tiene que hacer previamente?
2. ¿Por qué el nitrógeno se separa por la parte superior del equipo industrial?
3. ¿Del nitrógeno y el oxígeno cuál de los dos tiene el punto de ebullición más alto?
4. ¿Qué nombre recibe el equipo industrial que se muestra en seguida? ►
5. Problema:

Se mezclan tres gases en un recipiente de 1.00 Litro.

La presión parcial del **CO<sub>2</sub>** es de 250 torr, la del **N<sub>2</sub>** es de 375 torr y la del **He** de 137 torr. ¿Cuál es la presión total de la mezcla de gases? ¿A que ley hace referencia este planteamiento? **Ver más en:**

<http://www.escuelapedia.com/barometro-de-torricelli/>





**El profesor argumenta** la diferencia entre el oxígeno y el ozono para que el estudiante compare la propiedad de reactividad química.

## 2.1 Comparación de la reactividad del ozono con el oxígeno

El ozono y el oxígeno son dos formas del mismo elemento. Pero sus moléculas respectivas tienen cantidades diferentes de energía química. **Estas formas diferentes de un elemento se llaman formas alotrópicas y el fenómeno por el que aparecen en más de una forma una sustancia elemental se denomina alotropía.**

El ozono se forma a partir de la descomposición de moléculas de oxígeno ( $O_2$ ). En este caso, los átomos de oxígeno son muy reactivos y tienden a agruparse en moléculas de  $O_2$ . El ozono se forma de dos maneras:

- Por un proceso físico la radiación ultravioleta de alta energía (procedente de la atmósfera) o las altas temperaturas (de impresoras y copiadoras láser o de un rayo) descomponen las moléculas de  $O_2$ ;
- Por un proceso químico, el dióxido de nitrógeno ( $NO_2$ ) y el  $O_2$  forman el ozono por influencia de la luz ultravioleta.

En 1840 se obtuvo una sustancia gaseosa, constituida por unas moléculas triatómicas,  $O_3$ , cuyas propiedades diferían considerablemente de las del oxígeno corriente  $O_2$ . El gas descubierto poseía un olor específico y fue llamado ozono (en griego; “odorífero”).

### La molécula de ozono

Fórmula:  $O_3$

Masa molar: 48 g/mol

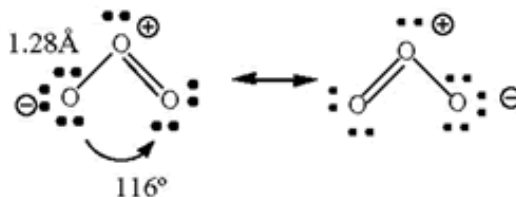
Punto de fusión:  $-193\text{ }^{\circ}\text{C}$

Punto de ebullición:  $-111.9\text{ }^{\circ}\text{C}$

Estructura tridimensional ►

Masa de un litro = 2.142 gramos

<https://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/oxigeno/ozono>



**El profesor presenta a los estudiantes** las diferencias físicas y químicas y los usos del ozono y promueve la formulación de explicaciones sobre el impacto en los seres vivos del ozono estratosférico y su comparación con el troposférico. (A2)

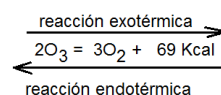
- **El ozono es un gas extremadamente reactivo.** Tiene un olor punzante que se suele asociar con las tormentas eléctricas, en las cuales se forma de manera natural. Se genera en la **troposfera** (superficie terrestre) como un ingrediente del humo-niebla fotoquímico, y es un componente natural de la estratosfera, donde actúa como un escudo contra la radiación **UV**.

El ozono es tan eficaz para absorber esta radiación, que un extraterrestre con la capacidad para distinguir sólo la luz **UV** (250 nm) vería un cielo negro, incluso al mediodía. **Los aviones que vuelan en la estratosfera deben filtrar el aire de la cabina para eliminar el ozono; de lo contrario, los pasajeros experimentarían dolor en el pecho, tos y náusea.**

**El ozono** se prepara en el laboratorio pasando gas oxígeno entre electrodos de alto voltaje. **Se utiliza como desinfectante para el aire y el agua, y como blanqueador para las telas.**

El ozono es un alótropo (forma diferente, física o químicamente, de una sustancia) del oxígeno. Es posible escribir la fórmula estructural: **O=O=O**, en triángulo isósceles con un ángulo de 116° cuyo centro se encuentra un átomo de oxígeno tetravalente. El **O<sub>3</sub>** posee la propiedad de transformarse espontáneamente en oxígeno, fenómeno que transcurre con un considerable desprendimiento de energía. Por consiguiente, la formación de ozono supone la absorción de la misma cantidad de energía.

Así se llega a establecer que las reacciones que desprenden energía se llaman exotérmicas; y cuando una reacción absorbe energía recibe el nombre de endotérmica. Por ejemplo, para la descomposición de dos moléculas de ozono y la formación del oxígeno, tenemos ►

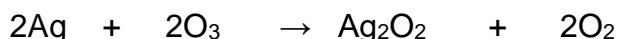


Las sustancias endotérmicas, tales como el ozono, tienden a descomponerse (tanto más cuanto más endotérmicas son). Por consiguiente, todas ellas son más o menos inestables.

No obstante, por regla general, pueden conservarse más o menos tiempo, puesto que en condiciones normales (25°C y una atmósfera de presión) su descomposición es muy lenta. Esto también concierne al ozono que se encuentra formando una mezcla con el oxígeno. De todas formas, el ozono puro estalla con enorme facilidad, por lo cual las manipulaciones con el mismo ofrecen gran peligro.

El ozono es relativamente inestable a la temperatura ordinaria, y se transforma poco a poco en oxígeno, como consecuencia tiene más energía que el oxígeno, se comporta como éste pero más vigorosamente. Así, la mayoría de los compuestos orgánicos no reaccionan con el oxígeno y en cambio se oxidan rápidamente por el ozono. La goma que se endurece gradualmente en el aire, lo hace con rapidez en ozono.

La plata metálica reacciona con ozono y forma peróxido argéntico, mientras que con el oxígeno puro no la modifica ( Babor, 1977. Capítulo 5).



**Debido a la facilidad con la que cede un átomo de oxígeno, el ozono es un oxidante enérgico.** Así por ejemplo, por la acción del ozono casi todos los metales (a excepción del **Au**, **Pt** e **Ir**) se transforman en óxidos; los sulfuros (**S<sup>2-</sup>**) se **oxidan** a sulfatos (**SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>**), el amoníaco (**NH<sub>3</sub>**) se oxida a ácido nitroso (**HNO<sub>2</sub>**) y nítrico (**HNO<sub>3</sub>**).



Bajo la acción del ozono mueren no sólo las bacterias, sino que también las formaciones micósicas y los virus. El **aire ozonizado se usa para desinfectar** los locales, para eliminar los olores desagradables, esterilizar el agua potable, acondicionamiento del aire. El ozono presenta gran interés para la técnica de propulsión a chorro.

En la **troposfera** (altura de 7 a 20 kilómetros sobre el nivel del mar) el ozono es un contaminante, pero en la **estratosfera** es una parte natural y esencial de nuestra atmósfera. Su función más importante consiste en absorber la luz UV emitida por el Sol, la cual se suele dividir en dos categorías; *UV-A* (320-400nm) y *UV-B*(280-320nm).

- **Troposfera.** Capa de la atmósfera terrestre que está en contacto con la superficie de la Tierra y se extiende hasta una altitud de unos 10 km aproximadamente; en ella se desarrollan todos los procesos meteorológicos y climáticos.
- **Estratósfera.** abarca desde los 10 hasta los 50 kilómetros de altura, y una de sus características más interesantes es que contiene a la capa de ozono, que nos protege de la radiación ultravioleta del Sol. Las moléculas de ozono absorben la energía de los rayos solares, y al descomponerse aportan calor a la atmósfera.

La luz *UV-B*, con una longitud de onda más corta y una energía más alta, es la más dañina para los humanos. Una exposición excesiva a ella aumenta el riesgo de cáncer de piel, genera cataratas, debilita el sistema inmune y ocasiona el envejecimiento prematuro de la piel. También daña los cultivos y los ecosistemas marinos. El ozono absorbe la luz *UV-B* y evita que llegue a la Tierra mediante la reacción siguiente:



La molécula de ozono absorbe la luz *UV* y la separa en  $\text{O}_2$  y  $\text{O}$ . El átomo de  $\text{O}$  que se forma es muy reactivo y se recombina con el  $\text{O}_2$  para volver a formar  $\text{O}_3$  de acuerdo con la siguiente reacción:



Este ciclo se repite una y otra vez, y en cada ocasión convierte la luz *UV* en calor y protege la vida de la Tierra de la exposición excesiva a esta luz (Tro N. año 2010).

**Ver más en;** <https://www.sostenibilidaddp.es/pages/index/que-es-el-ozono>

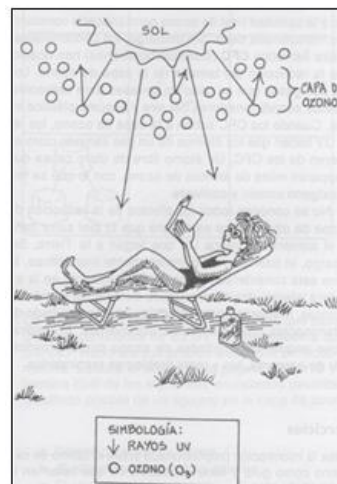
## 2.2 El ozono y cómo afecta a los seres vivos

El oxígeno que respiras está hecho de dos átomos de oxígeno (las partículas diminutas de las que están hechas todas las cosas). El símbolo del oxígeno atómico es **O**, y el molecular es **O<sub>2</sub>**. Otra forma de oxígeno denominada ozono está compuesta por tres átomos de oxígeno y su símbolo es **O<sub>3</sub>** (Nombre IUPAC; trioxígeno).

Una parte de la luz solar con gran cantidad de energía se llama luz ultravioleta (*UV*) y es responsable de la producción de la mayoría del ozono.

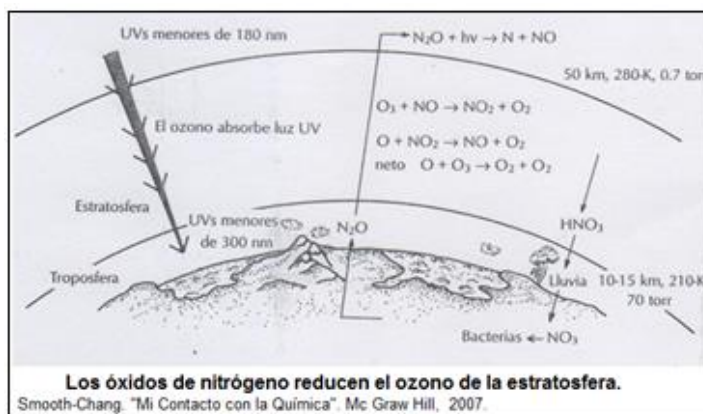
En la atmósfera superior, a una altura aproximada de 15 a 50 Km sobre la superficie terrestre, los rayos **UV** provocan que el oxígeno se divida en átomos separados. Cuando los dos átomos de oxígeno se combinan con otras moléculas de oxígeno en la atmósfera, se producen las moléculas de ozono.

El ozono se acumula en la atmósfera superior que rodea a la Tierra y forma una capa llamada capa de ozono. La capa de ozono no es una barrera sólida, sino moléculas diseminadas de gas ozono.



La capa de ozono impide que la mayoría de los rayos **UV** del Sol lleguen a la Tierra. Algunos rayos **UV** son necesarios para la vida, pero demasiados podrían cocerte.

Puedes haber sentido que los rayos **UV**, te cosían si te asoleabas demasiado tiempo y el sol te quemó. El ozono absorbe los rayos **UV**, pero en el proceso, los rayos **UV** provocan que el ozono se descomponga. Por lo tanto, hay un ciclo del ozono natural, en el cual el ozono se descompone y luego se vuelve a formar.



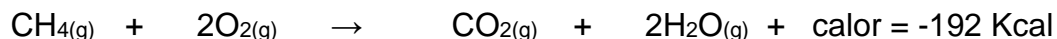
Si no se le alterara, el ciclo del ozono estaría en equilibrio y la cantidad total de ozono permanecería constante en la mencionada capa. Sin embargo, los contaminantes del aire llamados **CFC** (clorofluorocarbonos) han ocasionado la reducción del tamaño de la capa de ozono.

### 3. Diagrama energético de una reacción química

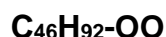
**El profesor muestra diagramas** a los estudiantes donde se representa el carácter energético de una reacción como endotérmica o exotérmica y el papel de energía de activación. **(A2)**



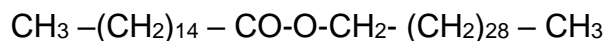
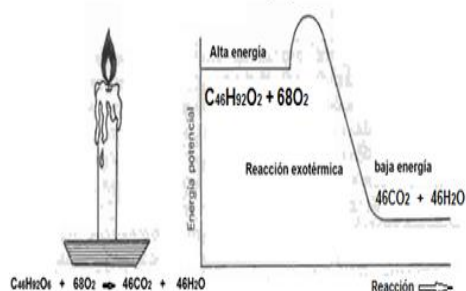
Por ejemplo la reacción del oxígeno con el metano,  $\text{CH}_4$  es exotérmica a **25°C** :



Como ejemplo, el principal componente de la **cera de abejas** es la miricina, el éster del ácido palmítico con el alcohol mirícico —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  $\text{H}_2\text{O}_{(v)}$ .

### CONTESTA NÚMERO 3.

1. Menciona cuatro componentes accidentales característicos del aire
2. La ecuación química de la reacción de fotosíntesis:  

$$6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{energía luminosa} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$$
 ¿Qué factores antagónicos tienden a mantener una relación constante entre el oxígeno y el dióxido de carbono de la atmósfera? Ver más en: [http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/750/964/html/4\\_la\\_fotosntesis.html](http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/750/964/html/4_la_fotosntesis.html).

Durante el día realizan los procesos de **fotosíntesis** y respiración, que son **antagónicos**.



*Nota: el estudiante, resuelve ese cuestionario de autoevaluación y elabora un reporte de sus resultados.*

3. Lavoisier explicó que la atmósfera, entonces conocida como aire común, estaba formada por aire eminentemente respirable y una fracción no apta para la respiración que hoy llamamos \_\_\_\_\_. En abril de 1777 él remitió a la Academia la primera versión completa de su teoría de la combustión [Muñoz Páez Adela.(2013) La química moderna. LAVOISIER. La revolución está en el aire. National Geographic].
4. ¿En que parte de la curva que ilustra la gráfica de la combustión de la cera de abeja, se encuentra la zona de energía de activación? **Ea**. Remarcar.

### 3.1 Energía de activación

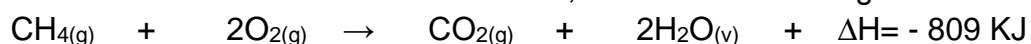


**El profesor se apoya con** la gráfica de reacción química para indicar a los estudiantes la zona de energía de activación de una reacción química.

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:



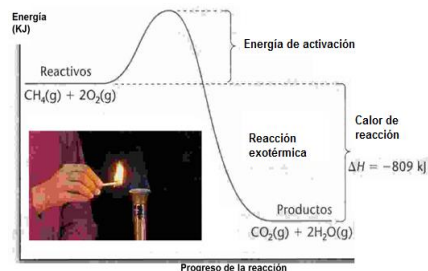
Para que proceda la reacción de combustión del metano se requiere suministrar energía de activación, que en este caso la proporciona un cerillo o un dispositivo de chispas. La reacción libera 809 KJ de energía por mol de metano.

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.

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.

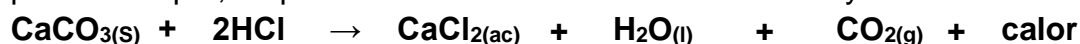
**El cambio de entalpía  $\Delta H$ , en una reacción química es una medida de la diferencia en contenido energético de los productos y los reaccionantes.**



Para comprender por qué  $\Delta H$  **no puede usarse como criterio de espontaneidad** debe recordarse que el calor es una forma única de energía por cuanto, a temperatura constante, el calor no puede convertirse totalmente en cualquiera otra forma de energía (Dillard-Goldberg, 1977).

En una reacción exotérmica, la energía que se libera, por lo general en forma de calor, eleva la temperatura de los productos así como de otros muchos átomos y moléculas de los alrededores. Aumenta el movimiento de un número mayor de átomos y de moléculas. Por lo tanto, aumenta el desorden (Entropía,  $\Delta S$ ).

Otro ejemplo, de una reacción favorecida, tanto por los cambios energéticos como por la entropía, la que sucede entre el carbonato de calcio y el ácido clorhídrico.



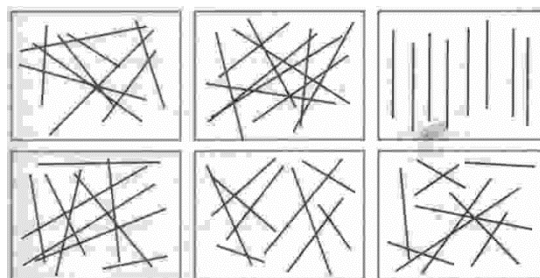
En esta reacción se favorece la formación de los productos porque forma gases y líquidos. En ellos hay mayor desorden que en el  $\text{CaCO}_3$  sólido, por lo que aumenta la entropía. Como se libera calor, los productos están en un estado de menor energía que los reactivos. Esto también es favorable y además la disminución de la energía y **el aumento de la entropía** dirigen la reacción hacia adelante.

Algunas reacciones endotérmicas son espontáneas si hay un gran aumento del desorden, también algunas reacciones en las que se aumenta el orden pueden ser espontáneas si son muy exotérmicas. **La espontaneidad depende del equilibrio entre los factores energéticos y de entropía.**

### ► Explicación del desorden

Queda claro: los estados desordenados son más probables y, por lo tanto, tienden a una entropía mayor: de ahí puede decirse que el desorden en el universo tiende a aumentar.

Como muestra la siguiente figura, con diagramas hechos con líneas dibujadas al azar, las configuraciones desordenadas son mucho más numerosas que las ordenadas: una configuración como la superior derecha es mucho más improbable que una desordenada.



Nótese además que el nuevo concepto de entropía es aplicable no solo a gases, sino a sistemas tan diferentes de estos como una baraja de cartas [Arroyo Pérez E. (2012) La termodinámica y la entropía. BOLTZMAN. National Geographic.]

## COMENTARIO

### Densidad de algunos gases comunes

Gas	Masa molar (g/mol)	Densidad (g/L) en condiciones normales	Gas	Masa molar (g/mol)	Densidad (g/L) en condiciones normales
CH <sub>4</sub>	16.04	0.716	CO <sub>2</sub>	44.01	1.96
CO	28.01	1.25	N <sub>2</sub>	28.02	1.25
H <sub>2</sub>	2.016	0.090	O <sub>2</sub>	32.00	1.43
O <sub>3</sub>	48.00	2.14	aire	28.9	1.29

Condiciones normales;

1 atmósfera de presión son 760 mm de columna de Hg y temperatura de 25°C

La masa molar promedio del aire se determina con base a los porcentajes en volumen, para este caso usamos solo 79% de Nitrógeno y 21 % de oxígeno en volumen o en mol. Usemos la fracción molar (x):

$$N_2 = 0.79 (28\text{g/mol}) = 24.84$$

$$O_2 = 0.21(32\text{g/mol}) = 6.72$$

**Masa molar promedio del aire = 28.84 g/mol**

Si consideramos todos los componentes del aire sería, 28.9 g/mol

Los efectos de la presión también se pueden observar en la mezcla de gases que rodea la Tierra; nuestra atmósfera con 79% de Nitrógeno, 21 % de oxígeno y 1 % de argón y otros componentes secundarios. No se conoce con precisión el límite exterior de la atmósfera, pero más del 99% del aire está por debajo de una altura de 32 Km. Por tanto, la concentración de moléculas gaseosas en la tierra disminuye con la altura y a unos 6 Km, la cantidad de oxígeno no basta para sostener la vida humana, Los gases de la atmósfera ejercen presión que se conoce como presión atmosférica.

La presión que ejerce un gas depende del número de moléculas presente, la temperatura y el volumen en el cual está confinado el gas. La fuerza gravitacional mantiene a la atmósfera relativamente cerca de la superficie terrestre y evita que las moléculas de aire escapen al espacio exterior. Así, la presión atmosférica en cualquier punto se debe a la masa atmosférica que ejerce presión hacia abajo sobre ese punto.

La presión atmosférica varía con la altitud en la ciudad de México a 2240 metros sobre el nivel del mar es de 585 mm de Hg o Torr (0.77atm). A unos 5500 m de altura la presión atmosférica es de sólo 0.5 atm [Hein-Arena,(2005) Fundamentos de Química, capítulo12.Thomson. México].

**La presión del aire también puede cambiar con la temperatura. El aire caliente se eleva y la presión baja. Por otro lado, el aire frío baja y la presión atmosférica sube. De ahí derivan los términos “presión baja” y “presión alta”.** Una de las reglas generales del pronóstico del tiempo es que cuando hay presión baja se pueden formar tormentas. La presión alta, en general, se asocia con el buen clima. **Ver más en:**

[https://extension.illinois.edu/treehouse\\_sp/airpressure.cfm?Slide=2](https://extension.illinois.edu/treehouse_sp/airpressure.cfm?Slide=2)



#### CONTESTA NÚMERO 4.

1. Una astilla en ignición desprende llama y arde vigorosamente al meterla en una botella de oxígeno<sup>3</sup>.

a) ¿De qué manera explica la teoría del flogisto esta combustión más rápida?

b) ¿Cómo se explica mediante las teorías modernas?

2. Para que la madera arda hay que calentarla. Para que se descomponga el óxido de mercurio (II) y el clorato de potasio también hay que aplicarles calor. Sin embargo, tan solo la descomposición del óxido de mercurio (II) es una reacción endotérmica; las otras dos son exotérmicas.

¿Qué es lo que determina entonces cuándo una reacción es exotérmica y cuando endotérmica?

3. Un estudiante llevó a cabo el siguiente experimento:

Hizo arder un trozo de vela que pesaba 1.4 gramos en un tubo por el que pasaba una corriente de aire. Siendo absorbidos los productos de la combustión por óxido de sodio. La ganancia en peso del óxido de sodio se halló que era 6.0 gramos. Un segundo estudiante le dijo al primero: “te has equivocado: el peso del trozo de vela que ha ardido debe ser igual al peso ganado por el óxido de sodio”

¿Está de acuerdo el lector con esta afirmación? ¿Por qué?

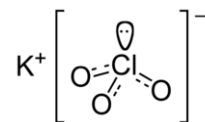
4. Una carpa dorada se introduce en una jarra de un litro de agua hermeticamente cerrada. El pez muere en seguida aunque no tenga lugar ningún cambio en la cantidad o en el estado del agua de la jarra.

¿Cuál será la causa probable de la muerte?

5. A veces, hay algún estudiante que escribe como ecuación de la descomposición térmica del clorato potásico la siguiente:



Si la ecuación está ajustada y el KClO es un compuesto desconocido. ¿Por qué es incorrecta esta ecuación? ¿Por qué no escribir la ecuación de la manera siguiente?



#### Referencia:

<sup>3</sup> Wood-Keenan-Bull. “Química General” Capítulo 8, ver páginas 122 a 141.

Copyright 1974 por HARLA, S.A DE C.V.



Que el estudiante elabore un constructo del concepto de reactividad química.



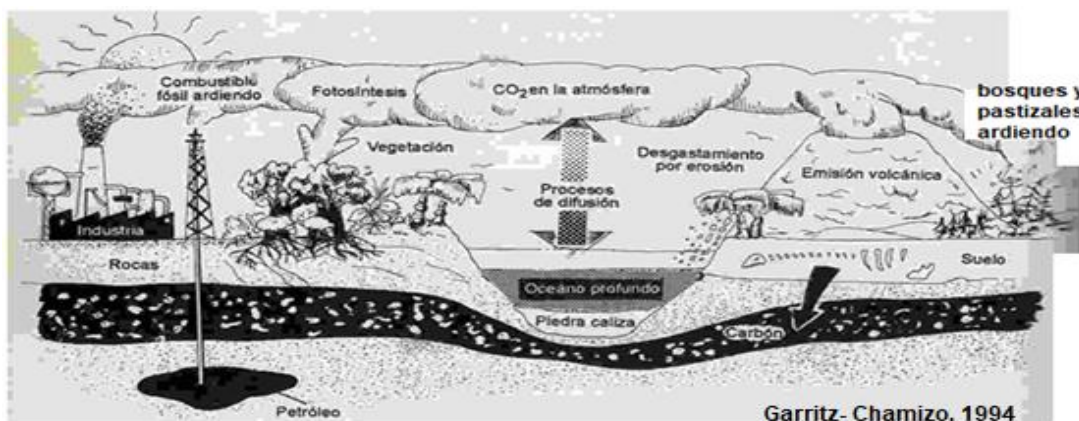
Proponemos **al profesor la descripción** del ciclo del carbono, para que el estudiante lo analice y reflexione sobre su importancia para la vida.

#### 6. Ciclo del carbono

El dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) constituye casi el **0.03 %** de la atmósfera terrestre. Sin embargo, juega un papel determinante en el mantenimiento de la vida en la Tierra. En la naturaleza, existe un equilibrio sutil entre los procesos que producen dióxido de carbono y los que lo consumen. Has aprendido que las plantas verdes, las algas y algunas bacterias toman dióxido de carbono de la atmósfera durante la fotosíntesis para producir carbohidratos, que contienen carbono, el cual ingieren los animales cuando se alimentan de plantas y de otros animales.

Las plantas y los animales convierten los carbohidratos en  $\text{CO}_2$ , el cual es liberado en la atmósfera como producto de desecho de la respiración celular.

Una vez en la atmósfera, el  $\text{CO}_2$  puede ser utilizado nuevamente por las plantas. La figura ilustra el ciclo del carbono. El  $\text{CO}_2$  de la atmósfera está en equilibrio con la gran cantidad de éste disuelto en los océanos, lagos y arroyos. Parte de este  $\text{CO}_2$ , disuelto alguna vez estuvo en forma de carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ), el principal componente de las antiguas conchas de los animales marinos. Las conchas se convirtieron en piedra caliza, que constituye una gran fuente de carbono en la Tierra.



Cuando la piedra caliza quedó expuesta a la atmósfera por el retroceso de los mares, se meteorizó bajo la acción de la lluvia y del agua de la superficie, produciendo dióxido de carbono. Parte de este  $\text{CO}_2$  fue liberado en la atmósfera. Este proceso continúa en la actualidad.

El dióxido de carbono también ingresa a la atmósfera cuando las plantas y animales se descomponen. Los restos de antiguas plantas y animales debido a altas presiones se convirtieron en combustibles fósiles. Cuando los combustibles fósiles arden, el carbono se convierte en  $\text{CO}_2$ . La quema de combustibles fósiles y otras actividades humanas pueden alterar el equilibrio del ciclo del carbono (Dingrado et al 2002, sección 26.4).

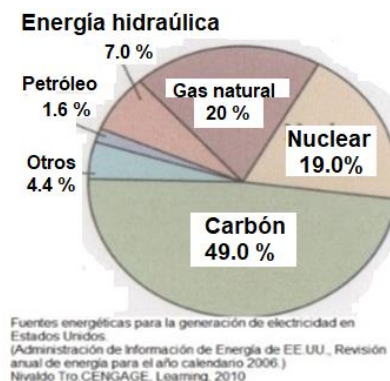
El ciclo del  $\text{CO}_2$  no sólo permite que exista la vida, sino que también explica la formación, en épocas pasadas, de nuestras fuentes de carbón y petróleo, puesto que éstos son principalmente residuos de materiales formados mediante procesos fotosintéticos (Madras-Stratton, 1990).



Lectura acerca de la combustión para producir energía y valorar los recursos naturales así como la necesidad de usar catalizadores para combatir la contaminación.

## 7. Importancia de la combustión en la generación de energía

La madera, el carbón y el petróleo poseen estructuras químicas más complejas que el gas natural, pero se queman en forma similar, produciendo  $\text{CO}_2$  y vapor de  $\text{H}_2\text{O}$ . Ellos también producen más productos de desecho pues son impuros (contienen otras sustancias además de carbono e hidrógeno). El carbón, por ejemplo produce cenizas y gases tales como dióxido de azufre debido a los minerales que contiene.

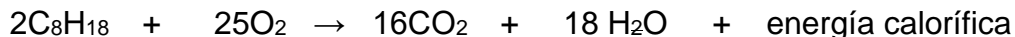


El carbón es un tipo de roca sedimentaria formada por el elemento químico carbono mezclado con otras sustancias. El carbón se compone principalmente de extensas cadenas y anillos de carbono con 200 o más átomos.

Debido a sus diferentes estructuras químicas, una determinada cantidad de un combustible producirá más calor que la misma cantidad de otro. Una cantidad de gas natural produce más calor que la misma cantidad de petróleo, y el petróleo produce más calor que el carbón.

En su mayor parte, **los combustibles fósiles son hidrocarburos**. El petróleo contiene una amplia variedad de hidrocarburos, que van del pentano, que tiene cinco átomos de carbono, hasta de 18 átomos de carbono o más.

La energía que contienen **los enlaces químicos** de los combustibles fósiles se aprovecha mediante reacciones de combustión, lo opuesto de la fotosíntesis. Por ejemplo, el octano de la gasolina se quema de acuerdo con la reacción siguiente:



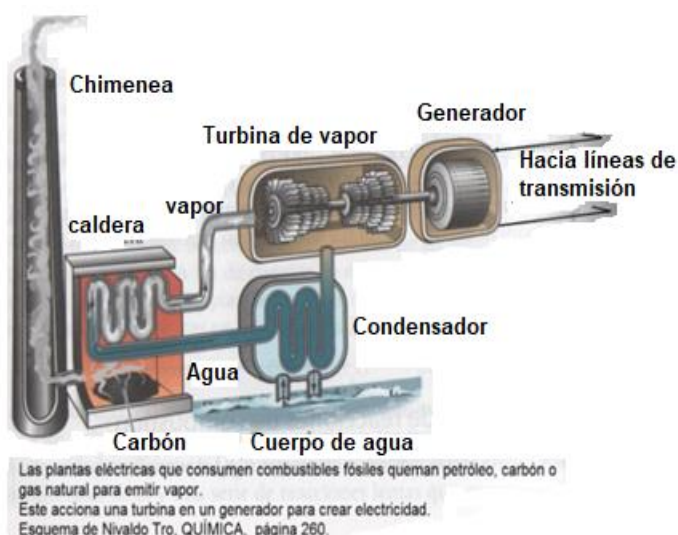
Aquí una molécula que contiene energía,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , reacciona con el  $\text{O}_2$  del aire para formar  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  y emitir energía. En los automóviles, esta última expande aire dentro de los cilindros del motor y lo expulsa hacia adelante. La combustión del gas natural y el carbón funciona de manera similar.

**La quema de combustibles fósiles genera cerca del 70% de la electricidad** en Estados Unidos, ver gráfica circular. Las plantas eléctricas que consumen estos fósiles utilizan el calor emitido en las reacciones de combustión para hervir agua y despedir vapor que a su vez acciona la turbina de un generador eléctrico.

Las plantas generadoras crean electricidad sobre demanda; no la almacenan para un uso posterior. Como la demanda varía durante el día, se ajusta la cantidad de combustible para satisfacerla.

**Nuestro país contribuye** con el **1.6%** de las emisiones mundiales de CO<sub>2</sub>. Según el Instituto Nacional de Ecología, las actividades que más emisiones producen, son generación de energía 67.3%, agricultura 12.3% procesos industriales 8.2%, cambio de uso de suelo y silvicultura 6.3%, y desechos 5.9%. México actualiza

su inventario de emisiones cada tres años, (QUO, No. 186, abril de 2013).



Para reducir los niveles de contaminantes en las áreas urbanas, los automóviles se equipan con **convertidores catalíticos**. Estos emplean catalizadores, sustancias que desencadenan reacciones químicas sin ser consumidas por ellas, para promover la combustión completa de los hidrocarburos y parcialmente quemados, el monóxido de carbono y el monóxido de nitrógeno en los escapes se canalizan por medio del convertidor catalítico, donde son absorbidos o se adhieren a superficies catalíticas.

Un convertidor catalítico promueve la combustión completa de los hidrocarburos.

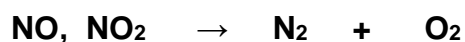


El convertidor debe desempeñar dos funciones catalíticas distintas:

- la oxidación del monóxido de carbono **CO** y de los restos de hidrocarburos sin quemar, C<sub>x</sub>H<sub>y</sub> a dióxido de carbono y agua;



- la reducción de los óxidos de nitrógeno, NO y NO<sub>2</sub>, a nitrógeno:



Como se ve, los productos resultantes son bastante más inocuo.

## CONTESTA NÚMERO 5.

1. Investiga las reacciones químicas y los efectos del  $\text{SO}_{2(g)}$  cuando se emite a la atmósfera.

[http://www.crana.org/es/contaminacion/mas-informacion\\_3/diaxido-azufre-so2](http://www.crana.org/es/contaminacion/mas-informacion_3/diaxido-azufre-so2)


2. Si se quema un trozo de azúcar ¿Qué productos finales se obtienen?
3. ¿Cuáles son los principales contaminantes producidos al quemar leña?

<http://www3.cec.org/islandora/es/item/11474-wood-burning-es.pdf>

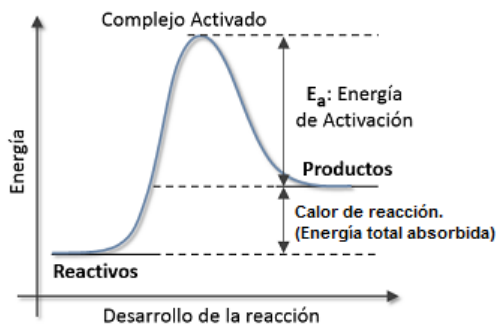
4. Describe los cuatro tipos de carbón; hulla, antracita, lignito y turba.
5. ¿Cómo interviene un convertidor catalítico en la combustión de la gasolina en los automotores?
6. En la siguiente lectura anota en los espacios en blanco los términos anaerobias y aerobias:

“El resultado más común de la contaminación del agua es una disminución de la cantidad de oxígeno disuelto en ella. El oxígeno disuelto es importante porque las bacterias que eliminan las impurezas del agua, son bacterias \_\_\_\_\_; es decir, consumen oxígeno en el proceso (los ejercicios “aeróbicos” son aquellos que consumen mucho oxígeno). Conforme disminuye el nivel del oxígeno disuelto en el agua, aumentan las bacterias \_\_\_\_\_; éstas no necesitan oxígeno para sobrevivir, enturbian y vuelven fétida el agua”.

## 8. Representación de las energías de activación y de reacción desde el punto de vista termoquímico

 **El profesor presenta a los estudiantes gráficas** que interpretan a una reacción química desde el punto de vista termoquímico.

La **Reacción Endotérmica** precisa una determinada energía de activación ( $E_a$ ) para alcanzar el **complejo activado** y espontáneamente transformarse en productos. Para **calcular la energía absorbida** se calcula la **diferencia de entalpías de formación ( $\Delta H_f^\circ$ )** entre productos y reactivos.



Ejemplo:



Para conocer si es endotérmica necesitamos las **entalpías de formación de los reactivos y de los productos**:

**Ley de Hess**

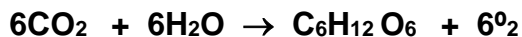
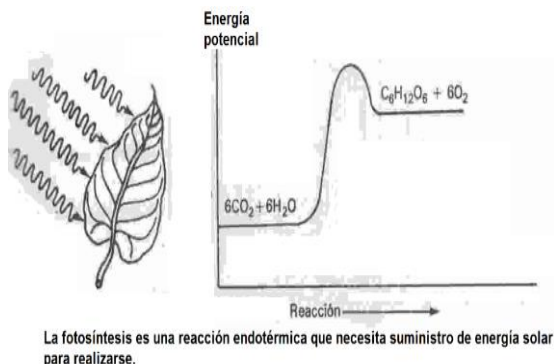
$$\Delta H_r = (\Delta H_f^\circ \text{ productos}) - (\Delta H_f^\circ \text{ reactante}) > 0$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{O}_2) = 0 \quad \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ KJ/mol} \quad \text{y} \quad \Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -110 \text{ KJ/mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Entonces: } \Delta H_r &= \Delta H_f^\circ(\text{CO}) + \frac{1}{2} \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = \\ &= -110 + (1/2) \cdot 0 - (-393) = +283 \text{ KJ/mol} > 0 \end{aligned}$$

El signo positivo (+) indica un valor mayor de cero y por lo tanto la reacción es endotérmica.

La vida en la Tierra es posible gracias a la existencia de las plantas verdes, únicos organismos capaces de absorber la energía solar y transformarla en energía química. Mediante **la fotosíntesis**, las plantas producen moléculas de alta energía (carbohidratos, lípidos y proteínas) a partir de moléculas de baja energía como el agua y el dióxido de carbono. La siguiente ecuación representa la síntesis de carbohidrato:



**Durante el progreso de la reacción la energía de los productos resulta ser mayor que la de los reactivos.**

La fotosíntesis es reacción endergónica por absorber energía luminosa del medio ambiente.

La fotosíntesis requiere energía; esta proviene de la luz del Sol, y es captada por la clorofila, que la transforma en energía química.



## 6.1 Ejemplos de reacciones endotérmicas y endorgénicas

- Reacciones de Electrólisis:
  - $2 \text{H}_2\text{O(l)} + \text{energía} \rightarrow 2 \text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$  ( $\Delta H = +285 \text{ KJ/mol de agua}$ )
  - $\text{NaCl(s)} + \text{energía} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
  - $2 \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} + \text{energía} \rightarrow 4 \text{Al} + 3 \text{CO}$
- Disociación de moléculas:
  - $\text{H}_2 + \text{energía} \rightarrow 2 \text{H}$  ( $\Delta H = +436 \text{ KJ/mol}$ )
  - $\text{O}_2 + \text{energía} \rightarrow 2 \text{O}$  ( $\Delta H = +496 \text{ KJ/mol}$ )
  - $\text{N}_2 + \text{energía} \rightarrow 2 \text{N}$  ( $\Delta H = +944 \text{ KJ/mol}$ )
  - $\text{CO} + \text{energía} \rightarrow \text{C} + \text{O}$  ( $\Delta H = +1074 \text{ KJ/mol de agua}$ )
  - $\text{CH}_3\text{CH}_3 + \text{energía} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\cdot + \text{H}$  ( $\Delta H = +423 \text{ KJ/mol}$ )
  - $\text{H}_2\text{O} + \text{energía} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$  ( $\Delta H = +493 \text{ KJ/mol de agua}$ )
  - $\text{CH}_4 + \text{energía} \rightarrow \text{CH}_3\cdot + \text{H}$  ( $\Delta H = +104 \text{ KJ/mol}$ )
  -
- Otras Reacciones Endotérmicas de Formación de Compuestos:
  - Fotosíntesis:  $6\text{H}_2\text{O} + 6 \text{CO}_2 + \text{energía (luz)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$
  - Ozono:  $3\text{O}_2 + \text{energía (luz ultravioleta)} \rightarrow 2\text{O}_3$
  - Sulfuro de Hierro:  $\text{Fe} + \text{S} + \text{energía} \rightarrow \text{FeS}$
  - Óxido Nitroso:  $2\text{N}_2 + \text{O}_2 + \text{energía} \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}$

## 6.2 Ejemplo de reacción exotérmica

El globo aerostático está constituido por una canasta que contiene un quemador o gran mechero unido a un gran globo de lona. El quemador, que utiliza **propano** (hidrocarburo de 3 átomos de carbono y 8 de hidrógeno) como combustible calienta el aire del interior del globo hasta una temperatura de 100°C.

El aire caliente, más liviano, se expande. El 40% de éste sale por la parte inferior del globo y de esa manera se reduce el peso total del globo. Esto permite que se eleve, superando la fuerza de la gravedad.

Para descender, se apaga el quemador; así el aire del interior se enfría y se contrae, y se crea un espacio. Por la base del globo entra aire frío; el globo gana peso y de ese modo descende lentamente (Tecnología y ciencia/Alberto Fuentes, aprender ciencia y aplicar la tecnología, página 314. Editorial cultural librería americana S.A. Impreso en Colombia, 2005).



## Actividad experimental No. 10

### Combustión de un compuesto orgánico

#### Propósitos:

- a) Comprobar la combustibilidad de compuestos orgánicos.
- b) Preparar un gel que se utiliza como combustible.

#### Desarrollo experimental

Material una balanza, dos vasos de precipitados muy pequeños, pipita graduada de 5 mL, agitador de vidrio, espátula, dos cápsulas de porcelana, cronómetro, cerillos o encendedor.

**Sustancias.** Alcohol etílico, acetato de calcio y piseta con agua destilada.



Procedimiento:

1. En vaso de precipitados, preparar una disolución de acetato de calcio, disolviendo 1 gramo en 3 mL de agua.
2. Agregar de 6 a 7 mL de alcohol a la solución que se preparó en paso 1, y agitar hasta que se forme el gel. A este se le conoce como alcohol sólido.
3. Con la espátula coloca un poco de gel en la cápsula y enciéndela. Observar y lava la cápsula.
4. Por separado coloca un poco de alcohol en una cápsula y un poco de acetato en otra, intenta encender cada sustancia, anota observaciones.
5. Enciende el contenido del vaso que tiene el alcohol sólido y registra el tiempo que tarda en extinguirse la flama.
6. Coloca la misma cantidad de alcohol etílico que utilizaste en la preparación del gel paso 1 y enciéndela. Registra.
7. lavar el material que utilizaste.

#### Cuestionario para el estudiante

1. ¿Qué es un combustible y qué es un comburente?
2. En el producto que preparaste en la práctica, ¿Cuál es la sustancia combustible?
3. ¿Cuál de las dos pruebas realizadas te lleva a la conclusión?
4. En base a las observaciones que realizaste durante el experimento, ¿qué resulta más eficaz para que el fuego dure encendido más tiempo?
5. ¿Cuál es el producto que se obtiene de la combustión para el etanol?
6. ¿Qué se observa en el residuo del gel después de que se extingue la llama?

Si un [alcohol](#) es agregado a una solución saturada del acetato del calcio, se forma un gel semisólido inflamable que es como un "calor enlatado" como el Serno.

[https://es.wikipedia.org/wiki/Acetato\\_de\\_calcio](https://es.wikipedia.org/wiki/Acetato_de_calcio)

#### Referencia

Ibarguengoitia Cervantes-Ibáñez-García (2005) Química en microescala 1. Universidad Iberoamericana, A.C. México





El profesor aborda a los **compuestos** orgánicos denominados hidrocarburos.

## 7. COMPUESTO

Los compuestos orgánicos que pueden ser **de origen vegetal** como la celulosa y el almidón y también de **los derivados del petróleo** como son las parafinas o alcanos y la gran diversidad de hidrocarburos entre ellos los alquenos y alquinos.

### Hidrocarburos

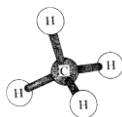
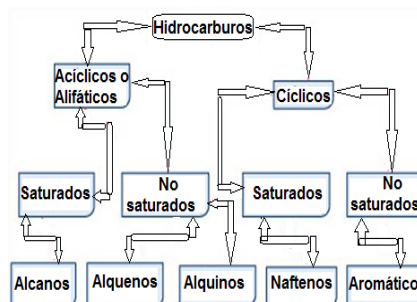
Son compuestos de carbono e hidrógeno

**Los hidrocarburos se clasifican en:**

- ✓ **Saturados:** lineales, arborescentes y ciclos.
- ✓ **No saturados:** de doble y triple ligadura, lineales, arborescentes y ciclos.
- ✓ **Aromáticos:** derivados del benceno.

Los hidrocarburos cíclicos se dividen en **naftenos**, los cuales tienen cadenas cerradas de 3, 4, 5, 6, 7 y 8 átomos de carbono saturados, y **aromáticos**, no saturados. Éstos tienen al menos un anillo aromático y pueden además poseer otros tipos de enlaces.

Los hidrocarburos saturados son compuestos cuya estructura puede ser de cadena abierta (acíclica) o arborescente (ramificada) y también de cadena cerrada o cíclica. La estructura de los tres primeros son ejemplos sencillos que se pueden representar por medio de modelos con el uso de esferas y varillas de plástico, ejemplo:



El primero de la serie homologa, metano. También recibe el nombre de formero o gas de los pantanos. El **CH<sub>4</sub>** se desprende en abundancia de los petróleos cuando llegan a la superficie del suelo.

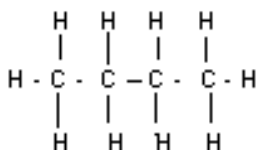


Es un modelo del alcano con **dos carbonos**, saturado con seis átomos de hidrógeno, recibe el nombre de etano.

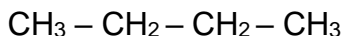


Es la representación esquemática de la estructura del propano, son **tres átomos de carbono** y ocho átomos de hidrógeno.

Es práctico escribir las estructuras en forma lineal esto es cuando queremos explicar que los hidrocarburos tienen una fórmula abierta o desarrollada, semidesarrollada y condensada o molecular.



Ejemplo con el hidrocarburo de **cuatro carbonos** se observan sus tres modalidades:

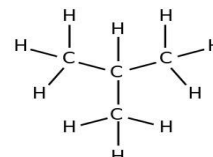


Los hidrocarburos saturados cumplen con la fórmula general:

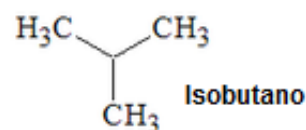


Donde **n** es el número de carbonos. Para el metano;  $\text{C}_1\text{H}_2(1) + 2 = \text{CH}_4$  y para el etano;  $\text{C}_2\text{H}_2(2) + 2$  se tiene,  $\text{C}_2\text{H}_6$  y así sucesivamente.....

Las fórmulas abiertas y semidesarrolladas son las más usadas, para distinguir a los isómeros estructurales, por ejemplo otra estructura con cuatro átomos de carbono y diez átomos de hidrógeno:



Es un alcano que tiene la misma fórmula condensada  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  pero diferente estructura. ►



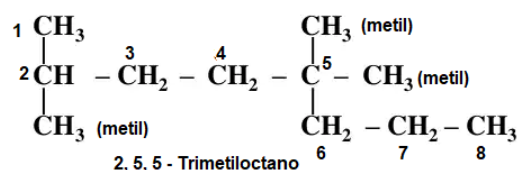
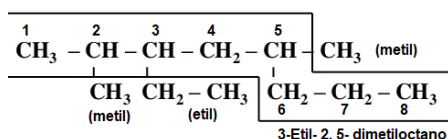
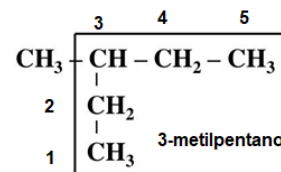
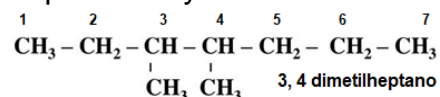
El nombre sistemático de este hidrocarburo es **Metilpropano**.

### Tarea para el estudiante; video de you tube

Nomenclatura de ALCANOS (muchos ejemplos paso a paso)

1 de octubre 2017; 11.55 minutos. Emmanuel asesorias

[https://www.youtube.com/watch?v=a7Amw\\_477yA](https://www.youtube.com/watch?v=a7Amw_477yA)



## 7.1 La combustión de los hidrocarburos

Una **reacción de combustión** se lleva a cabo cuando una o más sustancias que contienen carbono e hidrógeno (conocidos como hidrocarburos y comúnmente llamados combustibles), se queman en presencia de oxígeno, produciéndose al mismo tiempo dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. Se representa de la siguiente manera:



La combustión se inicia al contacto del combustible con una llama o chispa (**energía de activación**). Es decir, por sí solos el combustible y el comburente no producen fuego, es necesario un primer aporte de energía para iniciar la combustión. Una pequeña cantidad de calor aportada puede bastar para que se desencadene una combustión, haciendo la energía calórica aportada el papel de energía de activación. Una vez iniciada la reacción se desprende calor y aumenta la temperatura. La reacción continuará hasta que se agote el combustible.

La combustión también se puede iniciar si la temperatura aumenta lo suficiente para que el combustible alcance la temperatura o *punto de **ignición***. Éste varía dependiendo del combustible.

La reacción que se lleva a cabo durante la combustión, se considera un proceso exotérmico porque la cantidad de energía que se produce es extremadamente alta comparada con la cantidad de energía de activación que se requiere para que se inicie la reacción.

La combustión del metano es la reacción principal que tiene lugar al quemar gas natural, como el que emplean algunos hogares en las estufas o en los calentadores de agua. La utilidad o aplicación práctica de esta reacción no es la generación del dióxido de carbono ni del agua, sino la del calor producido. Esta reacción de combustión es un proceso químico para generar energía calórica y poderla utilizar en nuestras casas.

La ecuación química que representa la combustión del metano, principal componente del gas natural, es:



<https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad2/combustion/qu>  
ees

### Videos de You tube

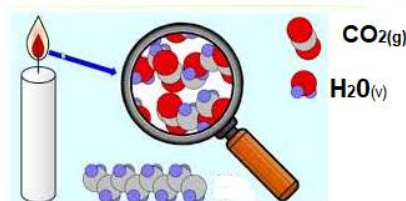
La reacción de combustión de hidrocarburos - | Tu escuela en casa. 2.37 minutos  
21 jul 2020 • Ciclo Orientado. ...

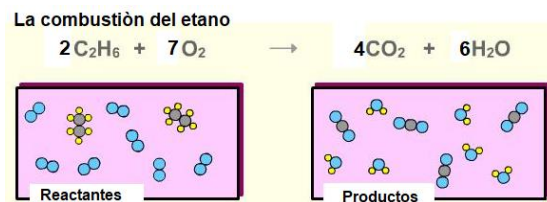
<https://www.youtube.com/watch?v=nYHg nuknEuQ>

### Oxígeno elemento del aire como comburente



La combustión de un alcano (parafina sólida)





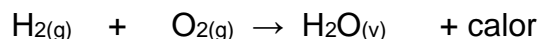
Explicación de combustión SUPER FÁCIL, 8.24 minutos

31 mayo 2020 • Voy a explicar combustión completa e incompleta y balanceo de ecuación, mediante power point.

<https://www.youtube.com/watch?v=cbTRaRiUv7M>

### La combustión del hidrógeno

Esta reacción parte de la combinación directa del combustible hidrógeno molecular con el comburente oxígeno molecular, al aplicar una chispa de ignición:

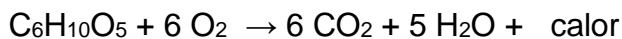


### Aplicaciones e importancia de la combustión

En la actualidad, para realizar nuestras actividades diarias se requieren cada vez más procesos y productos. Como efecto de esta demanda la producción industrial ha aumentado significativamente, lo que implica un requerimiento cada vez mayor de energía, obtenida, principalmente, al quemar combustibles fósiles. Se sabe que más del 88% de la energía de uso comercial y doméstico proviene de éstos.

Se considera **combustible** a un compuesto orgánico que puede dar lugar a una reacción de combustión. Un **comburente**, es aquella sustancia cuya presencia es necesaria para que suceda la reacción (el oxígeno, por ejemplo). Es decir, cuando una o más sustancias que contienen carbono e hidrógeno (hidrocarburo) se queman en presencia de oxígeno, produce dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. Por ejemplo, durante muchos años la madera ha sido utilizada como combustible para generar energía en forma de luz y calor.

#### Celulosa



Otro ejemplo que puede ser familiar es la combustión del gas licuado a presión (Gas LP), que en algunos hogares se consume en la estufa o en el calentador de agua.



Esta reacción de combustión es muy importante para que puedas realizar muchas de tus actividades, por ejemplo, al transportarte, para cocinar, bañarte, entre otras.



A opción del profesor, según el avance y rendimiento del grupo, sugerimos:

### Cálculo de fórmulas empíricas y moleculares:

1. ¿Cuál es la fórmula molecular de un **hidrocarburo saturado** tal que al arder 8.6 g del mismo se producen 12.6 g de agua? ¿Qué tipo de hibridación presentan estos compuestos?

Recordar que en 18 g de agua se tienen 2 g de hidrógeno, por lo tanto:

$$\frac{18 \text{ g de agua}}{2 \text{ g de hidrógeno}} = \frac{12.6 \text{ g}}{x} \quad \text{al despejar } x \text{ se tiene: } x = \frac{12.6 \times 2}{18} = 1.4 \text{ g de H}_2$$

Los 8.6 g de hidrocarburo forman 1.4 g de hidrógeno y el resto 7.2 g de carbono:

$$\frac{7.2 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 0.6 \text{ mol de C (átomo- gramo)}$$

$$\frac{1.4 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 1.4 \text{ mol de H (átomo-gramo)}$$

Al dividir entre el valor mínimo de los dos anteriores para encontrar el número de mol,

$$\frac{0.6}{0.6} = 1 \text{ mol de C}$$

$$\frac{1.4}{0.6} = 2.33 \text{ mol de H}$$

De manera arbitraria seleccionamos el número inmediato entero para establecer la fórmula del hidrocarburo. Multiplicando por 3 tenemos:  $\text{C}_3\text{H}_7$ , es múltiplo entero de  $(\text{C}_3\text{H}_7)_n$ , luego ésta  $\text{C}_6\text{H}_{14}$  será la fórmula del hidrocarburo saturado que puede ser n-hexano; **CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>** o uno de sus isómeros.

2. El rendimiento de 5.5 g de una muestra desconocida es 14.5 g de CO<sub>2</sub> y 5.90 g de H<sub>2</sub>O ¿Cuál es la fórmula empírica?

(164)

Por los productos, se trata de la combustión de un hidrocarburo  $C_nH_n$ . Buscaremos saber cuántos gramos de hidrógeno existen en la muestra tomando como base que en un mol de agua existen 18 gramos y en esta cantidad están implícitos sólo 2 gramos de H. **Por lo que se plantea la siguiente relación:**

$$\frac{18}{2} = \frac{5.9}{x} \text{ entonces, } X = \frac{2(5.9)}{18} \text{ por lo tanto } x = 0.6555 \text{ gramos de H}_2$$

$$5.0 - 0.6555 = 4.3445 \text{ gramos de C}$$

Determinación del número de mol (n) de cada elemento:

H =  $0.6555/1 = 0.6555$  mol. Y de C =  $4.3445/12 = 0.3620$  mol usamos este valor para dividir ambos:

$$H = 0.6555/0.3620 = 1.811 \text{ y para el C} = 0.3620/0.3620 = 1$$

Así la fórmula empírica es:  $C_1H_{1.81}$  al multiplicar por dos  $C_2H_{3.62}$  para un alcano con 2 carbonos existen 6 hidrógenos; en el eteno sólo son 4, entonces la fórmula para la solución al problema es  **$C_4H_{10}$**  hidrocarburo saturado.

3. Al calentar 20 gramos de un compuesto orgánico con CuO se producen 58.7 g de  $CO_2$  y 36 g de  $H_2O$ . Se determinó experimentalmente su masa molar con valor de 30 g/mol.



- ¿Cuál es la composición porcentual de ese hidrocarburo?
- Determinar su fórmula empírica.
- Establecer su fórmula molecular.
- ¿En qué clasificación se encuentra este hidrocarburo dentro de los compuestos orgánicos?

## Desarrollo

La cantidad de carbono en el  $CO_2$  es la relación de sus masas moleculares:

$$\frac{C}{CO_2} = \frac{12}{44}$$

La cantidad de hidrógeno en el agua es la relación:  $\frac{H_2}{H_2O} = \frac{2}{18}$

$$\frac{12}{44} = \frac{x}{58.7} \text{ por lo tanto, al despejar } x \text{ se tiene } 15.8 \text{ g de Carbono}$$

$$\frac{2}{18} = \frac{x}{36} \text{ de igual manera } x \text{ es igual a } 4 \text{ g de hidrógeno}$$

$$\% \text{ de C} = \frac{15.8}{20}(100) = 79$$

$$\% \text{ de H} = \frac{4}{20}(100) = 20$$

La fórmula empírica:

$$nC = \frac{80}{12} = 6.66/6.66 = 1$$

$nH = \frac{20}{1} = 20/6.66 = 3$  estos números indican que la fórmula empírica es **C<sub>1</sub>H<sub>3</sub>**  
por lo que la fórmula molecular es encontrando el factor: (C<sub>1</sub>H<sub>3</sub>)**n**

$$n = \text{masa molecular experimental} / \text{masa empírica} = \frac{30}{15} = 2$$

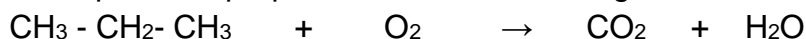
La fórmula molecular es: **C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> y semidesarrollada (CH<sub>3</sub>-CH<sub>3</sub>)**

Es un alcano o hidrocarburo saturado denominado **etano**.

## 7.2 Oxidación y combustión

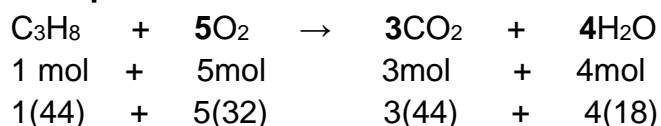
La combinación de una sustancia con oxígeno se llama **oxidación**, cuando el **proceso es lento** y el calor desarrollado durante el mismo se disipa sin aumento material de temperatura, cual sucede cuando se corroe el hierro o se pudre la madera. Cuando la **oxidación es rápida**, acompañada por desprendimiento de calor y luz (como al arder madera o carbón), el proceso se **llama combustión**.

La combustión completa del propano de acuerdo a la siguiente ecuación:



Ecuación química no balanceada.

**Estequiometría del calor en las reacciones:**



- Determinar el calor generado en la reacción de combustión del propano a 25°C y una atmosfera de presión.

Se buscan en tablas de datos los calores de formación de cada uno de los compuestos involucrados en la reacción:

$$\Delta H_f^\circ \text{ de C}_3\text{H}_8 = -103.8 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ del CO}_2 = -393.5 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ del H}_2\text{O} = -241.8 \text{ KJ/mol}$$

El calor de formación del oxígeno es cero por ser un elemento en su estado natural (gas)

$$\Delta H_r = (\Delta H_f^\circ \text{ productos}) - (\Delta H_f^\circ \text{ reactante})$$

$$\Delta H_r = 3\text{mol}(-393.5\text{KJ/mol}) + 4\text{mol}(-241.8\text{KJ/mol}) - 1\text{mol}(-103.8\text{KJ/mol})$$

$$\Delta H_r = (-1180.5\text{KJ/mol} - 967.2\text{KJ/mol} - (-103.8\text{KJ/mol}))$$

$$\Delta H_r = -2043.9 \text{ KJ/mol de propano}$$

El signo menos (-) significa que el calor es liberado en la llama del soplete



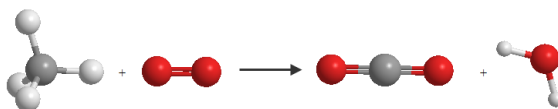
### 7.3 La dirección de una reacción química

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. En una reacción exotérmica, la energía que se libera, por lo general en forma de calor, eleva la temperatura de los productos así como de muchos otros átomos y moléculas de los alrededores.

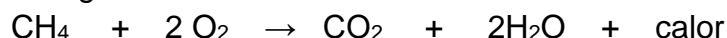
La energía se distribuye de manera más aleatoria que como estaba antes de la reacción. Aumenta el movimiento de un mayor número de átomos y de moléculas. Por lo tanto, aumenta el desorden. Recordemos que tanto el calor como la entropía tienen, tienen un papel en la determinación de la espontaneidad.

En general, la dirección de una reacción química se determina por la magnitud y la dirección de los cambios en la energía calorífica y en la entropía. Por ejemplo, una reacción se llevará a cabo hacia adelante, hacia la formación de productos, si el resultado de esa dirección es una liberación de calor y en un aumento de entropía.

Como ejemplo analiza la combustión del metano CH<sub>4</sub>

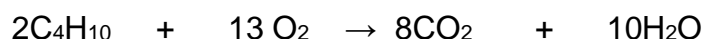


**calor de combustión:** para el metano es 213 kcal/ mol de CH<sub>4</sub>. Es decir 21300 calorías por cada 16 gramos.



La reacción de combustión del metano se presenta como un reto para los químicos inorgánicos, pues el metano, junto con otros miles de compuestos derivados del carbono y el hidrógeno, es cinéticamente estable a la oxidación, sin embargo, desde el punto de vista de la termodinámica, dicha reacción no es demasiado favorable. Se necesita aplicar una llama o chispa a la reacción, para que esta consiga llevarse a cabo. <https://quimica.laguia2000.com/elementos-quimicos/metano>.

Analicemos la reacción del n-butano



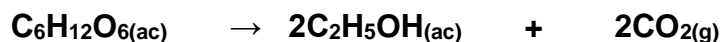
Esta reacción procede de manera espontánea hacia adelante porque los cambios, tanto de energía como de entropía, son favorables. La energía disminuye porque la reacción es exotérmica, que es un cambio favorable.

La entropía aumenta parcialmente porque aumenta el número total de moléculas, de 15 a 18, lo que también es un cambio favorable. La liberación de calor y el aumento de entropía se combinan para dirigir esta reacción hacia adelante (Phillips-Stroczak, 2004).

## CONTESTA NÚMERO 6.

1. Las levaduras pueden fermentar el azúcar de las uvas y de las manzanas para formar etanol, de manera espontánea. Cuando el proceso se lleva a cabo en las uvas, como resultado se obtiene vino. En las manzanas, produce una bebida conocida como sidra.

El primer paso del proceso de fermentación es **exotérmico** y la ecuación balanceada para la reacción es:



La reacción de combustión de los carbohidratos:



¿La entropía aumenta en ambas reacciones? \_\_\_\_\_

¿Las reacciones son favorables? \_\_\_\_\_

**¿Qué sucede si sólo uno de los cambios, ya sea la energía o la entropía resulta favorable?** (Phillips-Strozak, 2004, página 718). \_\_\_\_\_

2. Determina el calor generado en la reacción de combustión del acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm.

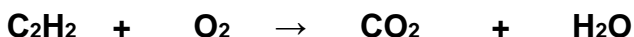
Datos ►

$H_f^\circ$  de  $\text{C}_2\text{H}_2 = + 226.7 \text{ KJ/mol}$

$H_f^\circ$  del  $\text{CO}_2 = - 393.5 \text{ KJ/mol}$

$H_f^\circ$  del  $\text{H}_2\text{O} = - 241.8 \text{ KJ/mol}$

Balancear la ecuación:



**Respuesta  $\Delta H_r = - 1225.5 \text{ KJ / mol}$  de acetileno o eteno**

El signo menos significa que el calor es liberado en la llama del soplete.

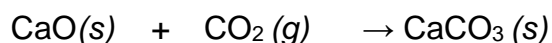
3. Calcular la cantidad de Kilocalorías de energía calorífica que se producen al quemar 25 gramos de gas metano de acuerdo con la siguiente ecuación:



La reacción indica que un mol de metano (16 g) libera 213 Kcal

**Respuesta: 25 gramos al quemarse produce 333 Kcal**

4. La cal viva, óxido de calcio, reacciona con el dióxido de carbono, para dar carbonato de calcio (calcita), según la reacción:



- a) Calcula la variación de entalpía estándar para dicha reacción.
- b) Es una reacción endotérmica o exotérmica?

Datos:

$\Delta H_f^\circ (\text{CaO}) = 635 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = 393 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{CaCO}_3) = 1207 \text{ kJ/mol}$

Para esta reacción quedará:  $\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ (\text{CaCO}_3) - \Delta H_f^\circ (\text{CaO}) - \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2)$

a) **Respuesta:**  $\Delta H_r^\circ = 1207 - 635 - 393 = 179 \text{ kJ}$

## 7.4 Óxidos de carbono, propiedades e importancia

Continuando con la diferencia de ambos óxidos, los no metálicos son gases y comúnmente se les conoce como anhídridos, ejemplos:

**CO**, anhídrido carbonoso o monóxido de carbono.

El monóxido de carbono es un gas incoloro e inodoro (punto de fusión  $-205^\circ\text{C}$ ; punto de ebullición  $-191^\circ\text{C}$ ), es escasamente soluble en el agua (2.5 :100, en volumen) y no reacciona con ella. Tampoco reacciona con los álcalis y ácidos. Es extraordinariamente venenoso.

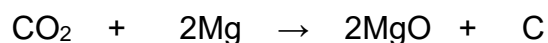
**CO<sub>2</sub>**, anhídrido carbónico o dióxido de carbono.

La molécula de **O=C=O** es lineal, **no polar**, es un gas incoloro, de sabor y olor ligeramente ácidos. Sometido a la presión de 60 atmósferas, ya se licua a la temperatura normal, formando un líquido incoloro (que se conserva y transporta en botellas de acero).

Cuando se enfría intensamente, el CO<sub>2</sub> se solidifica en una masa nivea, que a la presión normal se sublima solamente a  $-78^\circ\text{C}$ . El **CO<sub>2</sub> sólido**, después de prensado, se evapora con relativa lentitud, enfriando fuertemente el espacio circundante. En esto se basa su uso como “hielo seco”.

El dióxido de carbono no mantiene la combustión de los combustibles habituales (es decir, del carbono y sus compuestos). En este gas sólo arden aquellas sustancias, cuya afinidad al oxígeno es mucho mayor que la del carbono.

Como ejemplo podemos citar al magnesio metálico, que a  $600^\circ\text{C}$  se inflama en una atmósfera de dióxido carbónico y arde conforme a la ecuación:



En el agua el dióxido carbónico se disuelve bastante bien (aproximadamente en la proporción volumétrica de 1:1). Al disolverse en agua, reacciona parcialmente con ella para formar ácido carbónico:



Entre los diferentes usos en los que se encuentra presente el dióxido de carbono son:

- Agricultura: abonado.
- Alimentación: presente por ejemplo en las bebidas carbonatadas.
- Refrigeración: utilizado como líquido refrigerante.
- Extintores: para combatir el fuego.



### CONTESTA NÚMERO 7.

1. La siguiente estructura es del n-octano elabora con el modelo de Dalton cuatro isómeros de este hidrocarburo saturado y escribe sus respectivos nombres de acuerdo a la IUPAC.



2. Investiga la fabricación de los extinguidores y su funcionamiento.

**Aprendizaje 2.** El estudiante identifica experimentalmente al oxígeno como el componente activo del aire, y explica su importancia para la generación de energía en las reacciones de combustión de hidrocarburos y el mantenimiento de la vida. (N3)

## 8. Educación ambiental y para la salud



**El profesor plantea y organiza mediante trabajo por proyectos** actividades a los estudiantes en las que apoyados en la investigación documental, o por construcción de prototipos y diseño de actividades prácticas respuestas a interrogantes como: ¿cómo se pueden clasificar desde el punto de vista energético las reacciones de oxidación y de fotosíntesis?, ¿de que manera se obtiene la energía para propulsar vehículos y producir electricidad? Y ¿cómo influye el CO<sub>2</sub> en el océano? (A3) y (A13)

Los expertos en temas ambientales y su deterioro aseguran que el principal causante del calentamiento global es el motor de combustión interna.

### Cuando el mundo era verde

Indispensable para poner en funcionamiento cualquier maquinaria o herramienta es la energía mecánica, que se puede obtener transformando energía térmica, hidráulica, solar o eólica. La más utilizada de éstas es la primera, obtenida de los combustibles de naturaleza orgánica, ya sea de origen fósil o vegetal. Los generadores de dicha energía que más aceptación han tenido son los motores de combustión interna (MCI); a ellos corresponde más de cuatro quintas partes de la totalidad de la energía que se produce diariamente en nuestro planeta.

En los países industrializados y de economías galopantes, (como los que conforman a la Unión Europea, Estados Unidos y Japón), los medios de transporte son responsables únicamente de un 5% de las emisiones de dióxido de azufre, mientras que la cifra crece hasta un 25% si hablamos de dióxido de carbono. Ni hablar de la generación de óxidos de nitrógeno y monóxido de carbono, en donde los índices crecen hasta un 66 y 87%, respectivamente. Estos sumados a la creciente emisión de otros como el metano y los CFC (ó clorofluorocarbonos) han contribuido enormemente a que el efecto invernadero sea cada vez más frecuente y dañino en las grandes urbes no sólo de nuestro país, sino del mundo entero, provocando que con ello se eleve gradualmente la temperatura del planeta; algo que ha ocurrido de forma ininterrumpida desde hace varias décadas.



De hecho, de acuerdo con estimaciones del Panel Intergubernamental sobre Cambio Climático de mantenerse las actuales tendencias en las emisiones de gases del efecto invernadero y tomando en cuenta el daño que ya hemos hecho en el entorno durante los últimos años, la temperatura media global seguirá aumentando a un ritmo de entre 0.3 y 0.5°C por década.

Consecuentemente, se producirán incrementos en el nivel del mar, por el evidente deshielo de los polos, que pudiera ser de hasta un metro para el año 2100.

¿Podemos siquiera entender lo que significa 1 metro más de agua en toda la superficie acuosa del planeta?

Todos hemos escuchado de una “agudización” en los efectos del clima a escala mundial: en los últimos años se han presentado las lluvias más intensas, los huracanes más devastadores, las sequías más prolongadas, los inviernos más tibios, los terremotos y maremotos más violentos y no son casualidad, son efectos directos del calentamiento global, que con una variación de “apenas un par de grados”, puede causar efectos de alcance bíblico, inimaginable.



“El cambio climático es un problema terrible y necesita ser resuelto. Merece ser una gran prioridad”.

B. Gates

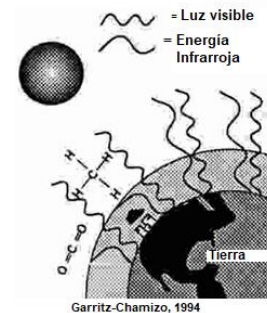
## 8.1 ¡Hace calor!

Aunque apenas comenzamos a vislumbrar las consecuencias del calentamiento global, el panorama no es muy prometedor.

El calentamiento global se refiere al aumento de temperatura promedio en el planeta desde 1850, el cual se acentuó en las últimas tres décadas y aunque se ha hablado mucho sobre ello, sigue habiendo grandes lagunas sobre sus efectos; sin embargo, a nadie le es ajeno el cambio climático que hemos experimentado en los últimos años, en los que se han registrado los veranos más calientes de la historia, ni la creciente cantidad de desastres naturales como los tsunamis que han asolado.

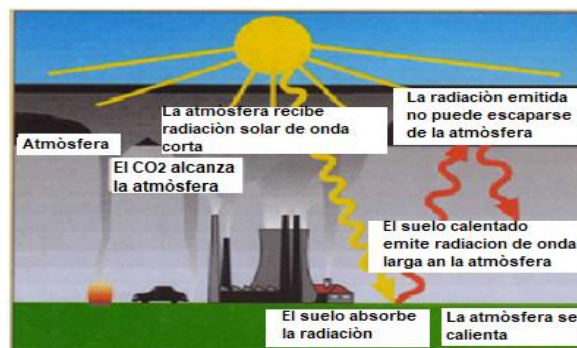
Las causas del calentamiento global se dividen en dos grandes categorías: naturales y antropogénicas.

- Las primeras incluyen la liberación de **metano** mediante volcanes, tundra, humedades, etcétera; éste es un gas de efecto invernadero. Que atrapa el calor de la atmósfera. Pero este no es algo que se tome en cuenta al debatir sobre el calentamiento global, **ya que sin este efecto invernadero natural** las temperaturas caerían aproximadamente 30°C lo que podría congelar los océanos. La vida como la conocemos sería imposible.
- Por otro lado tenemos las causas antropogénicas, es decir, de las que el hombre es responsable. La más evidente es la contaminación que produce utilizar combustibles fósiles, pues al extraerlos del subsuelo se libera metano y al quemarlos (carbón para generar electricidad o gasolina en los motores de combustión interna), emiten **CO<sub>2</sub>**, otro gas de efecto invernadero cuyo efecto sobre la atmósfera ha sido muy difundido.



## 8.2 El calentamiento de la Tierra

La atmósfera influye en la temperatura de la superficie del planeta de una manera parecida a lo que ocurre en un invernadero. Aquí el vidrio permite el paso de la energía solar de onda corta que calienta el suelo, e impide, al mismo tiempo, que se pierda en el aire la radiación de onda larga emitida por el suelo. El resultado es que la temperatura del invernadero sube.

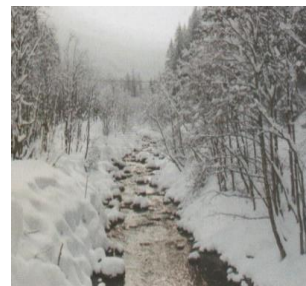


Los gases invernadero como el CO<sub>2</sub> pueden formarse por combustión en las fábricas, los hogares y el tráfico. Permiten que la radiación solar de onda corta atraviese la atmósfera, al tiempo que bloquean la radiación de onda larga emitida por la Tierra. El resultado es que la temperatura del planeta aumenta como en el interior de un invernadero (Ciencia y tecnología(2010). Libros del Rincón. SEP. México).



**En la atmósfera, el CO<sub>2</sub>, el CH<sub>4</sub> y el vapor de agua son los principales gases que desempeñan la función del vidrio del invernadero.**

El **CO<sub>2</sub>** se forma en combustiones de materia orgánica que se producen en los incendios forestales, las industrias, el tráfico y los hogares. Las actividades humanas generan unos 30,000 millones de toneladas anuales de este gas. El porcentaje de **CO<sub>2</sub>** en la atmósfera ha pasado de unos 280 **ppm** antes de la Revolución Industrial a las actuales 380 **ppm**. El gas liberado alcanza la atmósfera, e impide que una parte de la energía de onda corta que emite la Tierra se pierda en el espacio: es lo que se conoce como efecto invernadero.



## **El vapor de agua**

Uno de los gases que componen el aire es el vapor de agua. Como tal es transparente. Aunque se suele identificar, erróneamente, con el elemento que forma las nubes, éstas en realidad son el resultado de la condensación, congelación o sublimación del mismo, estando formando por gotitas de agua líquida o pequeños cristales de hielo. **El vapor de agua es un gas traza**, cuya concentración no es constante, variando mucho de unas zonas a otras y también a lo largo del tiempo. **Es también el principal gas de efecto invernadero de la Tierra**, si bien, a diferencia de lo que ocurre con el CO<sub>2</sub>, no se está acumulando en la atmósfera.

Uno de los gases que componen el aire es el vapor de agua. Como tal es transparente. Aunque se suele identificar, erróneamente, con el elemento que forma las nubes, éstas en realidad son el resultado de la condensación, congelación o sublimación del mismo, estando formando por gotitas de agua líquida o pequeños cristales de hielo.

**El vapor de agua es un gas traza**, cuya concentración no es constante, variando mucho de unas zonas a otras y también a lo largo del tiempo. **Es también el principal gas de efecto invernadero de la Tierra**, si bien, a diferencia de lo que ocurre con el CO<sub>2</sub>, no se está acumulando en la atmósfera.

**José Miguel Viñas** 16 de febrero de 2021(video)

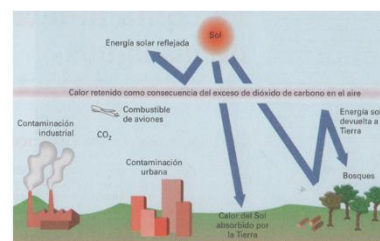
<https://www.tiempo.com/ram/el-vapor-de-agua.html>

Las repercusiones exactas de un aumento de temperatura se desconocen. Se cree que en el futuro los fenómenos meteorológicos extremos (huracanes, sequías, inundaciones, etcétera) serán más frecuentes y violentos.



Una consecuencia visible del calentamiento es la fusión de glaciares en los Alpes y los polos, lo que causa un aumento del nivel de los océanos. Así mismo, cada vez llega más vapor de agua a la atmósfera, lo que acentúa las altas temperaturas.

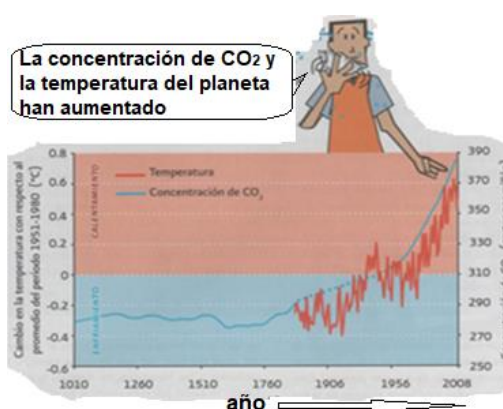
La generación de CO<sub>2</sub> por los procesos artificiales (motores de combustión, etcétera) se acumula en la atmósfera y actúa como un cristal filtrante, permitiendo el paso de la energía solar pero impidiendo su salida cuando la superficie del planeta refleja una parte de ella. La consecuencia es un progresivo calentamiento de la atmósfera, como sucede en el interior de un invernadero con paredes de cristal.



Esquema del efecto invernadero que muestra la capa de dióxido de carbono, que desempeña el mismo papel que la cubierta de cristal o plástico que permite elevar la temperatura en el interior de un invernadero, aprovechando la energía solar que deja pasar al interior pero que no permite que escape de nuevo.  
Atlas, ECOLOGÍA, Nuestro planeta, 2006

Un aumento tal de la temperatura global es muy peligroso por sus consecuencias climáticas y, por tanto, sus efectos sobre el equilibrio natural de los ecosistemas.

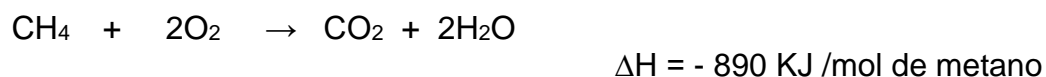
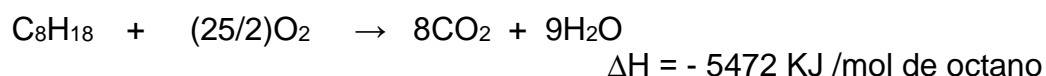
En esta gráfica se observa que la elevación de la temperatura en los últimos cincuenta años coincide con el aumento en la concentración de CO<sub>2</sub> en la atmósfera. El incremento de la temperatura terrestre y marina promedio fue de 0.74°C entre 1906 y 2005. ►



En relación con el calentamiento global, no todos los combustibles fósiles tienen los mismos efectos. Un modo de clasificarlos al respecto es analizando su producción energética por gramo de CO<sub>2</sub> emitido.

Entre más alta es la producción energética por gramo de CO<sub>2</sub>, mejor es el combustible para evitar el calentamiento global, porque emitirá menos CO<sub>2</sub>, para producir una cantidad específica de energía. Podemos comparar el n-octano (representativo de la gasolina) con el metano (un gas natural) analizando reacciones químicas equilibradas para la combustión de cada una y sus calores de reacción (entalpía; se expresa con el símbolo  $\Delta H$ ). observemos los siguientes cálculos:

En este caso es más conveniente expresar la entalpía de reacción en unidades de Kilojoules por mol (KJ/mol) en lugar de Kilojoules por gramo (KJ/gramo).



De acuerdo a los resultados; la combustión de 1 mol de n-octano produce 8 moles de CO<sub>2</sub> y 5472 KJ de energía, mientras que la combustión de 1 mol de metano genera 1 mol de CO<sub>2</sub> y 890 KJ de energía.

Calculemos el número de gramos de CO<sub>2</sub> producidos por cada reacción y luego la cantidad de calor por gramo del mismo compuesto.

Para el n-octano:

$$8 \text{ mol CO}_2 \times \frac{44.0 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 352 \text{ g de CO}_2$$

$$\frac{5472 \text{ KJ}}{352 \text{ g de CO}_2} = \frac{15.5 \text{ KJ}}{\text{g CO}_2}$$

Para el metano:

$$1.00 \text{ mol de CO}_2 \times \frac{44.0 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 44 \text{ g de CO}_2$$

$$\frac{890 \text{ KJ}}{44.0 \text{ g CO}_2} = \frac{20.2 \text{ KJ}}{\text{g CO}_2}$$

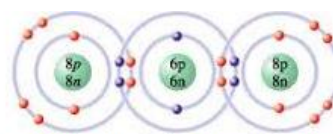
Observemos que el metano produce 20.2 KJ/gramo de CO<sub>2</sub>, 30% más que los 15.5 KJ/gramo de CO<sub>2</sub> del octano: **por tanto, el metano es mejor que el octano con respecto al calentamiento global.**

El carbón es el más nocivo aún, pues produce todavía menos energía por gramo de CO<sub>2</sub> que el octano.

### 8.3 El dióxido de carbono desprendido por los combustibles que se queman

La liberación de gases a la atmósfera por parte de las industrias sin pasar previamente por filtros descontaminantes y catalizadores, provoca un aumento de partículas sólidas en suspensión, cuando no de gases claramente tóxicos.

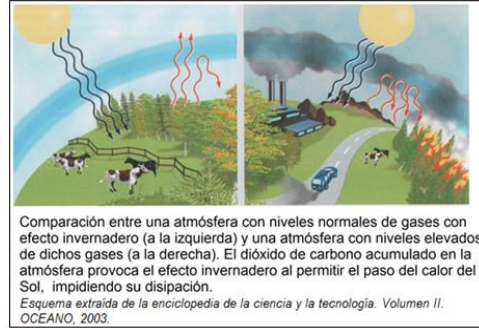
La acumulación de partículas en la atmósfera causa un notable incremento del efecto invernadero, con lo que se suma al producido por el dióxido de carbono procedente de emanaciones originadas por la actividad humana.



Enlace de un átomo de carbono con dos de oxígeno, con el modelo de Bohr para formar la molécula de dióxido de carbono.

Es bien conocida la importancia de los combustibles de origen fósil en nuestra sociedad. Los empleamos para calentar casa y oficinas; para impulsar coches, camiones, ferrocarriles, aviones y otras formas de transporte, y también en los procesos industriales. Pero la combustión de cualquier elemento de origen fósil culmina forzosamente en la liberación de dióxido de carbono y agua en la atmósfera.

El resultado de esta actividad humana es que la atmósfera de la Tierra contiene una concentración de  $\text{CO}_2$  superior a la de hace un siglo. Los datos científicos más fiables muestran que la concentración de dióxido de carbono en la atmósfera se ha incrementado de 320 partes por millón a 360 partes por millón entre 1960 y la actualidad.



**El calentamiento global del planeta es el incremento de la temperatura promedio en la superficie de la Tierra debido al incremento de gases de invernadero.** (Zárraga et-al, 2003).

#### 8.4 Dióxido de carbono en el aire

Al quemar combustibles como la gasolina, el carbón y el gas natural, se generan miles de toneladas de dióxido de carbono que van a la atmósfera diariamente. La combustión, sin embargo, no es el único proceso que aumenta la cantidad de  $\text{CO}_2$  en el aire. La respiración de las plantas y de los animales produce también dióxido de carbono. Un hombre, por ejemplo exhala unos 500 mL de aire en cada respiración y, de este aire que exhala, unos 20 mL son dióxido de carbono.

Al igual que una máquina, el hombre necesita combustible para trabajar. El combustible (formado por los compuestos del carbono que hay en el alimento) se quema en las células del cuerpo, proceso que conocemos como respiración.

**La respiración es una oxidación lenta de los alimentos en las células del cuerpo, liberando dióxido de carbono, agua y energía calorífica.**

**Si los procesos de combustión y de respiración no estuviesen balanceados por otros procesos en la Naturaleza, llegaría un momento en que no pudiese existir vida en la atmósfera terrestre.** Los seres humanos pueden vivir en una atmósfera hasta con un 5% de  $\text{CO}_2$ , pero si esta cantidad aumentase a un 10% moriríamos sofocados.

El **dióxido de carbono** ( $\text{CO}_2$ ) es un gas traza importante en la **atmósfera** de la Tierra que actualmente constituye aproximadamente el 0.04 % (400 partes por millón) de la **atmósfera**.

En realidad, la atmósfera contiene muy poco dióxido de carbono; el aire de las ciudades y de las regiones industriales contiene más dióxido de carbono que el aire del campo (y la diferencia va en aumento constante), pero una cifra promedio para el porcentaje de  $\text{CO}_2$  en el aire es de 0.04% ó 4 partes de  $\text{CO}_2$  en cada 10,000 partes de aire. Por tanto, es obvio que debe haber otros procesos que absorban  $\text{CO}_2$  para balancear los procesos que lo producen. **El proceso principal de absorción del  $\text{CO}_2$  es el de fotosíntesis.**

Otra forma en que el  $\text{CO}_2$  se está eliminando constantemente de la atmósfera es por disolución en grandes cantidades de agua. El ácido carbónico que se forma de esta manera tiene efectos geológicos importantes. La caliza ( $\text{CaCO}_3$ ), es prácticamente insoluble en agua, pero aun una cantidad mínima de dióxido de carbono disuelta en agua de lluvia permite que se forme el bicarbonato



En la manufactura de bebidas carbonatadas o refrescos se utilizan grandes cantidades de  $\text{CO}_2$ . De hecho, este es su uso industrial principal. El  $\text{CO}_2$  sólido (hielo seco) se utiliza también en gran escala como refrigerante. Como el hielo seco se transforma directamente de sólido a gas, las sustancias que se van a refrigerar se pueden empaquetar en empaques ligeros de cartón y aun en papel. Esta es una gran ventaja sobre los recipientes tan elaborados que se necesitarían si se utilizase hielo ordinario para este fin. Por último, como el  $\text{CO}_2$  desplaza al aire y es incombustible, se utiliza para extinguir incendios (HOGG, capítulo 26 "Los óxidos del carbono", 1985).

### 8.5 La inversión térmica

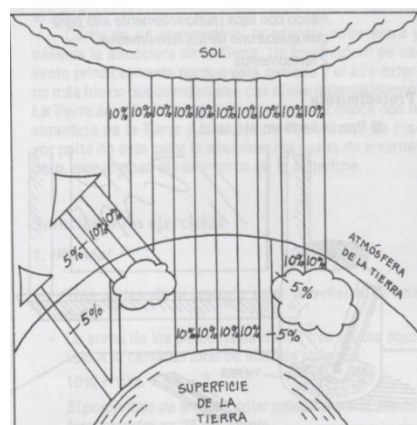
En condiciones normales la temperatura de la atmósfera disminuye conforme aumenta la altura. Sin embargo, de vez en cuando la capa inferior de aire frío queda atrapada por una capa de aire caliente superior, este fenómeno se llama inversión térmica.

También puede haber una inversión térmica cuando ocurre el choque de un frente cálido con uno frío. La masa de aire caliente y menos denso se desliza por encima de la masa fría y se produce una condición de estabilidad térmica (Zárrga, et-al).

## CONTESTA NÚMERO 8.

Observa el siguiente esquema y contesta las siguientes preguntas. Nota que la energía solar que llega se divide en diez partes iguales. Cada parte representa el 10% de la energía total.

- ¿Qué porcentaje de la energía solar es reflejado por los gases y las nubes que hay en la atmósfera terrestre?  
A) 25%      B) 50%      C) 75%      D) 100%
- ¿Qué porcentaje de energía solar es reflejada por la superficie terrestre?  
A) 5%      B) 10%      C) 15%      D) 20%
- ¿Cuánta energía solar no es reflejada hacia el espacio?  
A) 40%      B) 50%      C) 60%      D) 70%



Esquema de Janice Van Cleave "ECOLOGÍA".  
LIMUSA.

Referencia: J. Van Cleave. ECOLOGÍA. LIMUSA-WILEY, 2004.

Cuando se acampa, nada se siente mejor que una hoguera crepitante en una noche fría. Sin embargo, si usted no sabe preparar fogatas, es probable que su fuego sea una decepción humeante en lugar de un deleite crepitante. La cantidad de humo en un fuego depende de cuánto calor albergan las llamas: entre más calientes, menos humo.

4. ¿Qué ocasiona que un fuego tenue se humoso y uno intenso no produzca humo?

5. ¿Puedes proporcionar una razón molecular para el humo?

Sugerencia: si la temperatura es muy baja, la combustión será incompleta.

6. La entalpía de reacción para la combustión del propano es de 2215 KJ/mol. En relación con el calentamiento global, ¿cómo se compara esto con el octano y el metano? (Profesor, indagar en Nivaldo Tro, páginas 259-267).

## 9. La lluvia ácida, sus efectos sobre el medio y los seres vivos

La quema de combustibles fósiles produce óxidos de nitrógeno y sulfuro que después se combinan con el oxígeno y el agua para formar lluvia ácida. Ésta vuelve ácidos los lagos y arroyos y daña la vida marina. También deteriora los materiales de construcción y los bosques.

Los gases **de azufre** ( $\text{SO}_2$ ), ( $\text{SO}_3$ ), los óxidos de nitrógeno ( $\text{NO}$  y  $\text{NO}_2$ ) emitidos en numerosos procesos industriales y en el funcionamiento de los automóviles provocan que la acidez de las precipitaciones aumente peligrosamente, esto es, su **pH disminuye**.

El agua de lluvia, cae al suelo alterando el **pH** de éste y de las masas de agua continentales (sobre todo los lagos), que al volverse ácidas impiden toda forma de vida en su interior. Además el ácido tiene un efecto corrosivo directo sobre las plantas.



**“En general se llama lluvia ácida a las precipitaciones cuya acidez es mayor a la que tendría la lluvia en un ambiente limpio, no contaminado por las actividades humanas (PAPIME).**

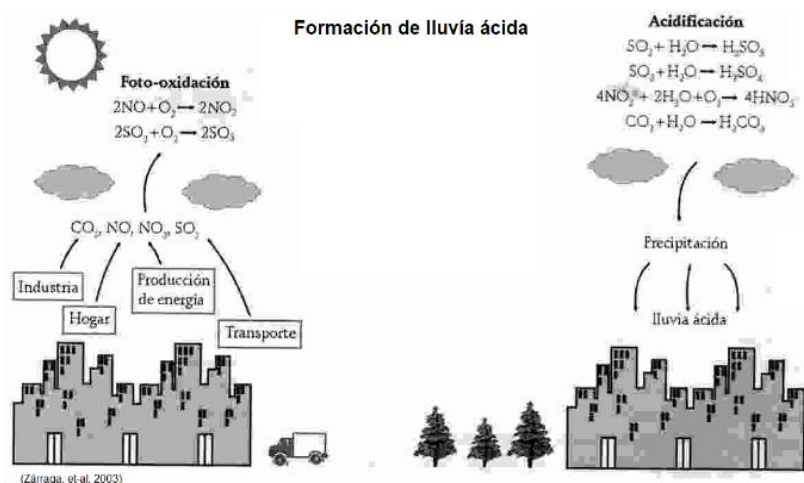
La lluvia normal es ligeramente ácida porque ha absorbido un poco de dióxido de carbono del aire. La lluvia ácida es más ácida que la lluvia normal porque ha absorbido gases como óxidos de azufre y óxidos de nitrógeno.

### 9.1 Los efectos de la lluvia ácida

El destino del grado de acidez ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) que cae como lluvia depende de dónde aterrice. Los suelos y las aguas naturales suelen contener cantidades importantes de iones básicos, como el bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ), que proviene del desgaste de las rocas.



Si este es el caso, el suelo o un lago puede neutralizar gran parte del ácido que llega, y se reduce el peligro. Sin embargo, muchos suelos y aguas naturales no contienen iones básicos. Estas aguas, que se encuentran en lugares por lo demás prístinos, son susceptibles a una rápida acidificación.



Algunas de las sustancias que dan lugar a las precipitaciones ácidas son de origen natural y se depositan sobre la superficie de nuestro planeta como parte de un proceso de limpieza propio de la atmósfera (Zárraga et-al, 2003).

Otras, sin embargo, son resultado de las actividades humanas. La caída de depósitos ácidos puede ocurrir a miles de Kilómetros de distancia del lugar en el que se generan los contaminantes, pues los vientos los arrastran.

## 9.2 Daño a los lagos, arroyos y océanos

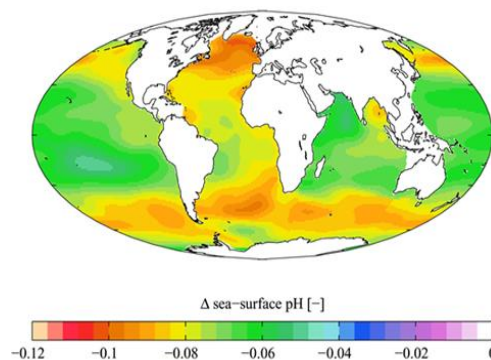
Un análisis amplio sobre la acidez en los lagos y arroyos de Estados Unidos, llamado Estudio nacional del agua superficial, concluyó que más de 2000 lagos y arroyos en el este de ese país contienen altos niveles de acidez a causa de la lluvia ácida. En muchos de los más sensibles, los niveles son tan altos que han erradicado las especies de peces, como la trucha de arroyo.

En los peores casos, los niveles de ácido son tan elevados que todo el lago está verdaderamente muerto, y no permite la vida marina. Los contaminantes de las plantas eléctricas de Estados Unidos también impactan en el este de Canadá. El gobierno canadiense calcula que 14 mil lagos en esta región son ácidos, al menos en parte debido a las emisiones estadounidenses.

La acidificación de los océanos es un proceso que hace que disminuya el nivel de **pH** de los mismos, es decir, que aumente la concentración de iones **H<sup>+</sup>** disueltos en el agua.

El **pH** de las aguas en general y del océano en particular no es constante ni en el tiempo ni en el espacio y se ve afectado por varias variables naturales, encontrándose en un equilibrio dinámico. Algunas de esas variables son la temperatura del agua y la concentración de **CO<sub>2</sub>** en la atmósfera. **La acidez del océano está por tanto relacionada con el ciclo del carbono, uno de los subsistemas más importantes de la biosfera.**

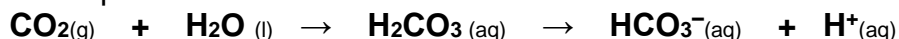
Actualmente se está observando una rápida acidificación en los océanos del mundo debida según se cree a las actividades humanas desde la revolución industrial y relacionada con la emisión de gases de efecto invernadero. Desde que se tienen registros, antes de la revolución industrial (s.XVIII) hasta la fecha, el **pH** marino ha pasado de 8.179 a 8.104. Cambio en el **pH** del agua oceánica superficial desde el s.XVIII hasta los noventa ►



### 9.2.1 ¿Qué causa la acidificación de los océanos?

La causa de la presente acidificación de las aguas es uno de los efectos del aumento de emisiones de gases de efecto invernadero, concretamente, del CO<sub>2</sub>. De forma natural y como parte del ciclo del carbono, el océano actúa como sumidero para torno al 25-30% del CO<sub>2</sub>. Este efecto es a priori positivo ya que reduce la intensidad del cambio climático, pero parece que nada sale gratis en la naturaleza.

El dióxido de carbono se disuelve en el océano y provoca un aumento de la acidez del mismo al combinarse con agua para formar ácido carbónico que se ioniza parcialmente en protones e iones bicarbonato.



De hecho la acidez de agua marina es determinada en buena medida por la concentración de CO<sub>2</sub> disuelta en la misma. Dado que la concentración de este gas en el agua depende en buena medida de la concentración del mismo en la atmósfera, se deduce que el aumento (antropogénico o de otra causa) de la concentración de CO<sub>2</sub> atmosférico causará un aumento de la concentración de CO<sub>2</sub> en el agua y por tanto una disminución del **pH** de la misma.

### 9.2.2 ¿Cuáles son sus efectos?

La acidificación de los océanos supone una alteración de ‘las reglas del juego’ que rigen la vida en los diferentes ecosistemas marinos. El efecto más importante parece ser el de la reducción de la calcificación.

La presencia de mayor cantidad de iones bicarbonato en disolución hace que la solubilidad del carbonato calcio (CaCO<sub>3</sub>) aumente, dificultando el que los organismos marinos conserven sus conchas calcáreas nuevas.

Esto tiene un efecto particularmente notable sobre la fauna marina, en particular sobre la que requiere de esta sustancia para fabricar sus conchas, cáscaras, exoesqueletos y demás estructuras protectoras o de soporte.

Las especies más afectadas de forma directa pertenecen a los siguientes grupos: corales, moluscos, crustáceos, equinodermos, cocolitofóridos, foraminíferos.




## CONTESTA NÚMERO 9.

Protección práctica del ambiente.

Ciertos grupos ambientalistas, como Conservación del Aire Limpio (Clean Air Conservancy), en Cleveland, Ohio, compran derechos de emisión de  $\text{SO}_2$  y los retiran, lo que evita que alguna vez se usen. Por aproximadamente 700 dólares se puede comprar en el mercado abierto un permiso de emisión equivalente a una tonelada de dióxido de azufre. Como existe un número fijo de estos derechos, el retiro de uno significa que se emite 1 tonelada menos del contaminante a la atmósfera ( Nivaldo Tro, página 377).

### Preguntas:

1. ¿Qué le ocurrirá al precio de cada derecho de emisión **si** se retira una cantidad sustancial de ellos?
2. ¿Cómo afectaría esto a los consumidores?
3. ¿De dónde provienen los contaminantes que causan la lluvia ácida?
4. ¿Por qué la lluvia es ácida en ausencia de contaminantes?
5. ¿Qué tan ácida es aun sin contaminantes?
6. ¿Cuáles son los efectos de la lluvia ácida sobre el ambiente y los materiales de construcción?
7. Escribe una ecuación química para mostrar la reacción de cómo el  **$\text{SO}_2$**  forma ácido sulfúrico en la atmósfera y el  $\text{NO}_2$  para formar  $\text{HNO}_3$ :

 **Propuesta:** Es posible construir un modelo del efecto de la lluvia ácida sobre el mármol, poniendo fragmentos de éste en vinagre toda la noche. El vinagre y la lluvia ácida tienen aproximadamente el mismo nivel de acidez. Cuando un fragmento de mármol se mete en vinagre, se forman burbujas de gas. Se puede determinar la masa del fragmento de mármol seco antes y después del experimento.

8. ¿De dónde vienen estos óxidos de azufre y óxidos de nitrógeno que hay en el aire? \_\_\_\_\_
9. Los efectos ambientales de la \_\_\_\_\_ pueden ser muy peligrosos en ambientes urbanos, ya que junto con la capa de aire atrapado queda confinada una gran cantidad de \_\_\_\_\_. Al no existir movimiento vertical del aire los contaminantes continúan concentrándose (Zárraga, 2003. Página 318).

**Aprendizaje 3.** El estudiante reconoce la importancia de la ciencia y el uso de argumentos basados en evidencias para discutir y resolver problemas de importancia económica, social y ambiental al estudiar el debate en torno al efecto de invernadero y el cambio climático. (N2)

“Se debe ser humilde ante la ciencia”

**Albert Einstein**



El profesor realimenta el concepto de molécula y moléculas en elementos y compuestos.

## 10. Estructura de la materia

Remitiéndonos un poco a la historia, el **concepto de molécula** podría decirse que se remonta al siglo XVIII con la teoría atómica de John Dalton, el cual postuló que los átomos se combinan entre sí para formar compuestos químicos variados. A partir de entonces se avanzó ampliamente en el estudio de las moléculas en su estado puro o interactuando con el resto, y hoy en día se conocen detalles muy profundos de sus estructuras y propiedades.

El aparente conflicto entre la teoría atómica de Dalton y la ley de los volúmenes gaseosos de Gay Lussac fue resuelto cuando Avogadro sugirió que las unidades físicas que forman un gas no tienen que ser necesariamente átomos, sino que estas partículas pueden estar formadas por dos o más átomos en vez de uno, partículas a las que llamó moléculas.. Entonces, Avogadro enunció su hipótesis, que actualmente es una importante ley:

**“Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas”.**

De este modo, Avogadro afirmó que las partículas elementales de los gases, ya se trate de elementos o compuestos, no son precisamente átomos, sino moléculas. Estas, a su vez están constituidas por átomos, que quedan libres durante las reacciones para recombinarse y formar nuevas moléculas y compuestos.

**Con la ley de Avogadro se pudo establecer:**

1. El átomo como unidad de los cambios químicos
2. La molécula como unidad, la masa más pequeña, partícula elemental o compuesta que puede existir en estado libre.
3. La atomicidad de las moléculas: el número de átomos que la forman (diatómica, triatómica, tetraatómica, etcétera).
4. Qué volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas, medidos en las mismas condiciones de temperatura y presión.
5. Que volumen molar gramo es el volumen que ocupa en condiciones normales la mol de un gas.
6. La determinación de las masas moleculares de los gases fue una de las aplicaciones más importantes de la Ley de Avogadro (Alcántara Barbosa, 1994).

“Hay agentes en la naturaleza capaces de unir las partículas de la materia.  
La ciencia tendrá la misión de descubrirlos”

**Isaac Newton, 1730**

## Concepto clave:

### ➤ Molécula

La unidad química de la materia es la molécula. Es la parte más pequeña de una sustancia que conserva sus propiedades de ésta y que tiene movimiento independiente.

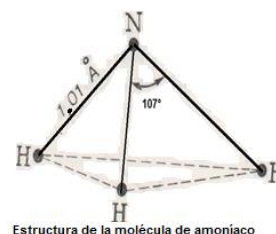
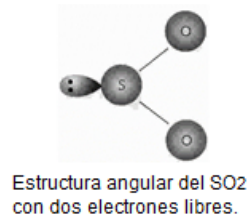
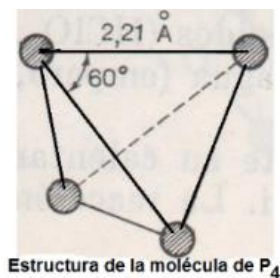
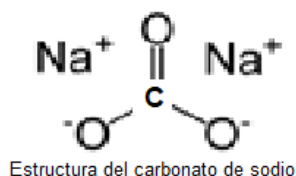
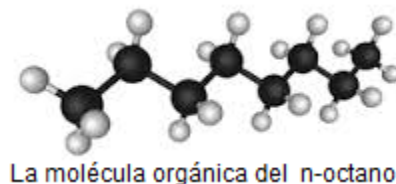
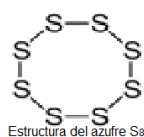
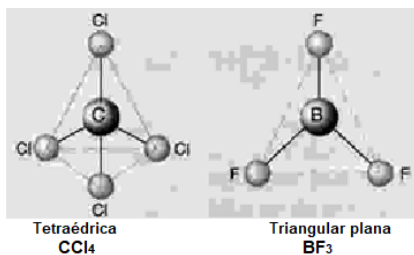
Todas las sustancias están formadas de moléculas que contienen un número definido de átomos; éstos a su vez, están dispuestos en un arreglo específico y se encuentran combinados químicamente.

Hay moléculas que son muy grandes y están formadas por cientos o millones de átomos. Por ejemplo, los tejidos de las plantas y de los animales. Los virus constituyen una clase de moléculas gigantes.

Las moléculas de los no metales generalmente están formadas por dos átomos de la misma especie, como los halógenos  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $I_2$  o como el oxígeno,  $O_2$  y el  $N_2$ .

Otras moléculas, como la del azufre, pueden estar formadas por 2, 3, 4, 8, o muchos átomos; el fósforo, **P**, por su parte, puede formar moléculas con 1, 2 o 4 átomos.

La unión química entre átomos forma moléculas, esta unión se debe a los electrones ganados, perdidos o compartidos y representa el enlace químico. La molécula siempre es neutra desde el punto de vista eléctrico, porque su carga positiva siempre está compensada con su carga eléctrica [Alcántara Barbosa, (1994) Química de Hoy. Estructura de la materia] .



## 11. Formación científica

Observación: diferencia entre evidencia e inferencia

### ➤ Inferencia

Una inferencia consiste en sacar conclusiones acerca de algo a partir de las observaciones y evidencias que se tienen de los fenómenos. Esas evidencias sirven para conducir a las personas a una conclusión razonable que puede ser explicada y sustentada.

Inferencia

Algunos ejemplos de inferencias puede ser los siguientes:

- El hielo se derrite si es calentado.
- Afirmar que hay fuego, luego de ver humo.
- Se obtiene el color naranja cuando se combina rojo y amarillo.

Como puedes notar, la inferencia consiste en seguir un proceso lógico en el que se unen elementos previamente conocidos por nosotros. Ésta no aporta nuevos conocimientos, se trabaja con el que ya tenemos.



### ➤ Evidencia

Es una muestra verificada y certera obtenida en una investigación. El término en sí puede ser más genérico, es decir, adaptado a muchos **campos de la vida cotidiana y el estudio científico**, sin embargo es más fácil relacionarlo con la materia criminalística porque es lo que más se ve en la televisión. La evidencia es aquella prueba que se recolecta en una escena del **crimen** y que sirve para esclarecer un hecho que se estudia en un proceso judicial. También conocido como indicio, el material de evidencia de un **caso criminal** sirve para determinar a través de **estudios de dactiloscopia** y otros, cual pueden ser los principales actores involucrados en el hecho directamente. Por lo general, las evidencias son **manchas, huellas, el arma o herramienta** que se utilizó para cometer el delito entre otras.

Al adaptar el término evidencia a la vida cotidiana nos encontramos con un uso un poco más versátil. Su etimología nos dice que proviene del latín “**Evidentia**” que quiere decir “**Claro, descubierto**”. La evidencia es un conocimiento, quien “**Queda en evidencia**” demuestra su verdadera intención porque muestra a los interesados lo que tenía oculto. Evidenciar algo es una forma de demostrar, de hacer valer con hechos, **testimonios o pruebas verdaderas lo que se está diciendo**.

Un objeto evidente es aquel que no se puede ocultar, no se puede negar su existencia, la sintaxis cerebral de la persona reconoce su presencia, lo evalúa y determina que es y para qué sirve. Como un elemento crucial en una investigación, las evidencias son tomadas con gran relevancia porque con ellas se puede determinar el resultado de una investigación.

<http://conceptodefinicion.de/evidencia/>



**El profesor solicita** a los estudiantes que propongan una forma de distinguir si un elemento es metálico o no metálico, considerando algunas propiedades características.

## 12. Compuestos del oxígeno y clasificación de los elementos

Propiedades de los metales y no metales

Antecedentes

Hacia fines del siglo XVIII ya se esbozó la división de los elementos químicos en dos grupos: metales y no metales. La diferencia existente entre unos y otros se notaba a simple vista, ante todo, en sus propiedades físicas: el brillo metálico, la maleabilidad y la fluidez características de los metales que no se observaban en los no metales. Sin embargo, no fueron estos síntomas exteriores los que sirvieron de criterio fundamental para que un elemento dado perteneciera a uno de los dos grupos; este criterio se fundamentaba en el carácter químico de los productos obtenidos como resultado de la interacción del elemento estudiado con el oxígeno y el agua.

**Berzelius fue el primero que hizo la clasificación de los elementos en metales y no metales**, estableciendo las primeras diferencias entre unos y otros. Esta sencilla clasificación fue insuficiente para un conocimiento de tallado de los elementos.



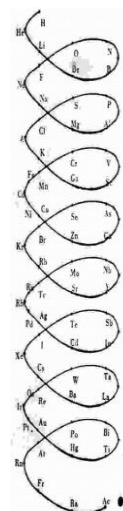
El profesor explica cómo se organizan los elementos con base en sus propiedades, utilizando la historia de la organización de los mismos, presenta los ejemplos de organización de Newlands y Doberenier, para hacer notar las limitaciones de sus propuestas como ejemplos de lo que sucede en el desarrollo de las clasificaciones y por analogía, en las historias científicas. (A4) y (A5)

### 13. Historia de la clasificación de los elementos

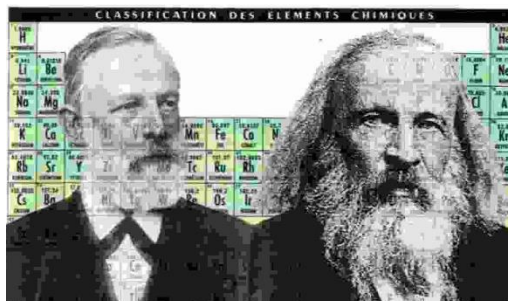
- **Clasificación de Doberenier (1790-1849).** Esta clasificación estuvo basada en los pesos atómicos de los elementos y en algunas propiedades físicas y químicas. Descubrió que cuando tres elementos se pueden agrupar en orden creciente de sus pesos atómicos, el elemento central es la media aritmética aproximada de los pesos atómicos de los extremos. A estos grupos se les llamó triadas y la ley se llamó ley de las triadas. **Estos grupos no se relacionaron unos con otros**, por lo cual la clasificación resulta incompleta.
- **Ley de las octavas. John Newlands (1838-1898)** consideró que debería existir una clasificación natural y propuso la llamada ley de las octavas. Esta ley dice: “Si se colocan los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos, después de cada siete elementos aparece un octavo, cuyas propiedades son semejantes al primero.

Pero en esa época no se conocían los gases raros o nobles y el principal error de esta clasificación consistió en que, por desconocerse aún varios elementos, el hueco que debían ocupar era cubierto por el siguiente, quedando el que le correspondía fuera de lugar, por lo que no se cumplía la ley.

- **Clasificación de Chancourtius.** En 1862, construyó un cilindro, al cual llamó hélice o caracol telúrico, arreglando los elementos en espiral, en orden creciente de sus pesos atómicos. Él descubrió que los pesos atómicos aparecen periódicamente sobre ese cilindro. Dejó en su tabla periódica el hueco correspondiente al elemento desconocido, anticipando sus propiedades con genial aproximación e hizo más sistemática la separación de los elementos en grupos y períodos (Alcántara Barbosa, 1994).



En la Unión Soviética D. Mendeléiev y Lothar Meyer en alemania, en 1868, trabajaron independientemente en el ordenamiento de la tabla periódica, los dos científicos tuvieron en cuenta el peso atómico para establecer el orden de los elementos. Meyer trazó además una gráfica del volumen atómico de los elementos en función de sus pesos atómicos.



## CONTESTA NÚMERO 10.

1. ¿Cuál es la importancia de las triadas de Dobereiner en 1820 y que propuso? <http://tablaperiodica.in/triadas-de-dobereiner-1820/>
2. ¿Cómo ordeno Chancourtois los elementos en 1863? Elabora una maqueta. <http://tablaperiodica.in/tornillo-telurico-de-chancourtois/>
3. ¿Qué propuso El químico inglés **Jhon Alexander Reina Newlands**, en 1864? <http://tablaperiodica.in/las-octavas-de-newlands-1864/>
4. En que se basaba el trabajo de J. Lothar Meyer (1830-1895) para clasificar a los elementos? <http://www.xtec.cat/~bnavarr1/Tabla/castellano/meyer.htm>
5. ¿Cómo ordenó **Mendeléiev** los elementos para elaborar su clasificación periódica?

**Aprendizaje 4.** El estudiante clasifica a los elementos como metales y no metales con base a sus propiedades y ubica su distribución como tendencia en la tabla periódica al analizar diferentes propuestas de clasificación. (N1)





**El profesor auxilia** a los estudiantes para identificar la información que está contenida en la tabla periódica, por ejemplo: masa atómica, número de oxidación, número atómico, etcétera. Mediante ejercicios promueve el uso de la tabla periódica para caracterizar elementos y compuestos por su masa atómica, masa fórmula y masa molecular. (A5)

#### 14. Las tablas periódicas actuales, basadas en el número atómico

Al descubrir Moseley, en 1914 el significado del número atómico de un elemento, y establecer su equivalencia con el número de electrones de la corteza del átomo, se vio que para construir una tabla periódica del tipo de **Mendeléiev** no se necesitaba hacer cambio alguno en el orden de los elementos si en vez de colocarlos por orden ascendente de sus pesos atómicos, como hicieron **Mendeléiev** y los químicos de su época o anteriores, se colocaban según el orden creciente de sus números atómicos.

La inmensa mayoría de las propiedades físicas y químicas de los elementos y la periodicidad de su variación dependen del número de electrones corticales del átomo y, por ende, del número atómico, por ser éste igual al número de electrones.

La estructura de la tabla larga actual de Werner; cada

línea horizontal constituye un período y en total son siete; inicia con un metal alcalino y termina con un gas noble. Excepto el hidrógeno que es un gas: cada columna constituye un grupo de elementos del **1 al 18**.

El grupo **16** del sistema periódico moderno o grupo del oxígeno está formado por los elementos: oxígeno, azufre, selenio, telurio, polonio.

Por encontrarse en el extremo derecho de la Tabla Periódica es fundamentalmente **no-metálico**; aunque, el carácter metálico aumenta al descender en el grupo.

El oxígeno se clasifica en el sistema periódico con el número 8, lo que indica que tiene en su núcleo ocho protones y en su configuración electrónica ocupan dos niveles principales (n) para tener en el primero K=2, L= 6 electrones, por esta razón se dice y se ubica en el grupo 16 de los elementos representativos y en el segundo periodo de la tabla.

1																	18
1	2																
3	4																
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18				
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72
73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90
91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108
109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126
127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144
145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162
163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180
181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198
199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216
217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234
235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252
253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270
271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288
289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306
307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324
325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342
343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360
361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378
379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396
397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414
415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432
433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450
451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468
469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486
487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504
505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522
523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540
541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558
559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576
577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594
595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612
613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630
631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648
649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666
667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684
685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702
703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720
721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738
739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756
757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774
775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792
793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810
811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828
829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846
847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864
865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882
883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900
901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918
919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936
937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954
955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972
973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990
991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000	1001	1002	1003	1004	1005	1006	1007	1008
1009	1010	1011	1012	1013	1014	1015	1016	1017	1018	1019	1020	1021	1022	1023	1024	1025	1026
1027	1028	1029	1030	1031	1032	1033	1034	1035	1036	1037	1038	1039	1040	1041	1042	1043	1044
1045	1046	1047	1048	1049	1050	1051	1052	1053	1054	1055	1056	1057	1058	1059	1060	1061	1062
1063	1064	1065	1066	1067	1068	1069	1070	1071	1072	1073	1074	1075	1076	1077	1078	1079	1080
1081	1082	1083	1084	1085	1086	1087	1088	1089	1090	1091	1092	1093	1094	1095	1096	1097	1098
1099	1100	1101	1102	1103	1104	1105	1106	1107	1108	1109	1110	1111	1112	1113	1114	1115	1116
1117	1118	1119	1120	1121	1122	1123	1124	1125	1126	1127	1128	1129	1130	1131	1132	1133	1134
1135	1136	1137	1138	1139	1140	1141	1142	1143	1144	1145	1146	1147	1148	1149	1150	1151	1152
1153	1154	1155	1156	1157	1158	1159	1160	1161	1162	1163	1164	1165	1166	1167	1168	1169	1170
1171	1172	1173	1174	1175	1176	1177	1178	1179	1180	1181	1182	1183	1184	1185	1186	1187	1188
1189	1190	1191	1192	1193	1194	1195	1196	1197	1198	1199	1200	1201	1202	1203	1204	1205	1206
1207	1208	1209	1210	1211	1212	1213	1214	1215	1216	1217	1218	1219	1220	1221	1222	1223	1224
1225	1226	1227	1228	1229	1230	1231	1232	1233	1234	1235	1236	1237	1238	1239	1240	1241	1242
1243	1244	1245	1246	1247	1248	1249	1250	1251	1252	1253	1254	1255	1256	1257	1258	1259	1260
1261	1262	1263	1264	1265	1266	1267	1268	1269	1270	1271	1272	1273	1274	1275	1276	1277	1278
1279	1280	1281	1282	1283	1284	1285	1286	1287	1288	1289	1290	1291	1292	1293	1294	1295	1296
1297	1298	1299	1300	1301	1302	1303	1304	1305	1306	1307	1308	1309	1310	1311	1312	1313	1314
1315	1316	1317	1318	1319	1320	1321	1										





El profesor solicita que los estudiantes propongan una forma de distinguir si un elemento es metálico o no metálico considerando algunas propiedades características. Para ello, propone una investigación sobre las propiedades representativas de los metales y no metales y, con base en esa investigación diseñar un experimento para clasificar muestras de elementos como metales o no metales. **(A4)**

**Cuando un elemento metálico se combina con el oxígeno** en la correlación que implican sus proporciones definidas, el producto resultante es un óxido de dicho elemento. Bajo el punto de vista de la estructura, los óxidos se pueden considerar como productos de la completa sustitución, en las moléculas de agua, de los dos átomos de hidrógeno por un elemento dado. Por ejemplo;  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$  y  $\text{PbO}$ .



Sugerimos al profesor la siguiente actividad, para desarrollarla con los estudiantes.

### **ACTIVIDAD EXPERIMENTAL No. 11**

#### **Propiedades físicas de los metales y no metales**

**Propósito:** Determinar las propiedades físicas de algunos elementos metálicos y no metálicos.

### **Introducción**

La mayoría de los metales son sólidos, con relativamente alta densidad y altas temperaturas de fusión y ebullición. Sin embargo, la variedad de estas propiedades es enorme. Los del grupo 1 son blandos con gran actividad química, el Cesio es líquido, el **mercurio** y el **galio** son líquidos (en condiciones ambientales).

De los sólidos, dos metales tienen la menor y mayor densidad: el **litio** y el **osmio** (símbolo **Os**) actúa con **números de oxidación** +3, +4, +6 y +8, con una densidad de  $22.48 \text{ g/cm}^3$  y un punto de ebullición de  $2700^\circ\text{C}$ , se utiliza como catalizador en la industria química y en filamentos de lámparas eléctricas, por su dureza se usa en la fabricación de plumas estilográficas) respectivamente.

Los mejores metales conductores de electricidad son los de la familia 11 (grupos B; metales pesados), como son; **plata, cobre y oro**, en ese orden, seguidos por el aluminio y el magnesio. En general, la conducción del calor es mayor en los metales que conducen mejor la corriente eléctrica.

Sólo 25 son No **metales**; su Química a diferencia de los **Metales**, es muy diversa, a pesar de que representa un número muy reducido, la mayoría de ellos son esenciales para los sistemas biológicos (O, C, H, N, P y S).

## Material

- ✓ Pequeñas laminillas o alambre de 20 a 30 cm de cobre, hierro, aluminio, cinc, plata, magnesio y plomo. Trozos pequeños de sodio o potasio y calcio.
- ✓ Azufre y Carbón vegetal, una barra de grafito en trozos grandes, Yodo en cristales, Bromo líquido.
- ✓ Aparato de conductividad eléctrica, mechero de Bunsen, soporte universal,
- ✓ Probeta de 100 mL, balanza digital o granataria de un platillo y agua.
- ✓ Un cronómetro.

## Procedimiento

1. Calentar cada uno de los alambres por un extremo, y medir el tiempo en tarda en llegar el calor al otro extremo; buscar un recurso como estándar para esta prueba. Hacer lo mismo con los no metales; carbón y azufre.
2. Con el aparato de conductividad observa por los extremos de los materiales cuales si conducen la electricidad, al igual buscar alguna técnica para el manejo de los no metales.
3. Determinar la densidad ( $\text{g/cm}^3$ ) de todos los materiales metálicos y no metálicos. Para esta actividad de ser posible usa la probeta.



**El profesor organiza** las propuestas de los estudiantes para plantear un método experimental para clasificar muestras de elementos. (A4)

## Cuestionario para el estudiante

1. ¿Cuál de los metales conduce más rápido el calor y la electricidad?
2. Explica las siguientes propiedades de los metales que empleaste en esta actividad:

### Ductilidad, Maleabilidad, Tenacidad, Dureza, y Brillo metálico.

3. ¿El calcio tiene todas estas propiedades físicas?
4. ¿Cuál de los metales que utilizaste es el más ligero?
5. ¿Cuáles de esos metales son representativos y cuáles son los pesados o de transición interna?
6. ¿Por qué no usamos el mercurio en esta actividad?
7. ¿Cuáles son las formas alotrópicas del carbono?
8. ¿Por qué los metales son buenos conductores de la energía térmica y eléctrica?
9. ¿Qué es la **resiliencia** en los metales?



**El profesor explica cómo se organizan** los elementos con base a sus propiedades, utilizando la historia de la organización de los mismos, presenta los ejemplos de organización de Newlands y Doberenier, para hacer notar las limitaciones de sus propuestas como ejemplos de lo que sucede en el desarrollo de las clasificaciones y por analogía, en las teorías científicas. (A4) y (5)

## CONTESTA NÚMERO 11.

1. ¿Cómo clasifico a los elementos Lothar Meyer?
2. Existe alguna diferencia entre las tablas periódicas de Lothar Meyer y **Mendeléiev**.
3. Dentro de la historia de la tabla periódica ¿Quién daba a entender; por propiedades semejantes. Principalmente las propiedades químicas y particularmente cuestiones tales como las fórmulas de los óxidos, de los hidruros y de los cloruros de los elementos?\_\_\_\_\_.
4. Dentro de las anomalías de **Mendeléiev** al ordenar los elementos con base de acuerdo a sus masas atómicas relativas una es la del telurio-yodo, Puede usted sugerir una razón para esta y otras anomalías? ¿Es posible que muestras diferentes del mismo elemento tengan distintas masas atómicas relativas?

### Explicación

La masa atómica relativa no es una característica fundamental de un elemento.

5. ¿En que momento de la historia de la tabla periódica desaparecen las anomalías del telurio/yodo y del argón/potasio? (S 100. The Open University, Curso Básico de Ciencias, Unidad 8. Sección 3. Mcgraw-hill. 1974. Cali Colombia.)



**El profesor con base en la organización** de la tabla periódica moderna, presenta a los estudiantes las propiedades como energía de ionización y electronegatividad para explicar las propiedades de los metales y no metales y la abundancia de los primeros. (A5)

## 15. Propiedades periódicas y variación del carácter metálico

- ❖ Las energías de ionización son periódicas

Los valores energéticos en unidades de electronvolt, incrementan en los periodos de izquierda a derecha conforme aumenta el número atómico, en contraste en cualquier columna o familia existe una disminución gradual con el aumento del número atómico. Observar la columna del **grupo 1 “metales alcalinos”**.

Cuando un átomo recibe cierta cantidad de energía, el electrón más alejado del núcleo cambia de sitio y sube a un nivel más energético.

La distancia entre este electrón y el núcleo aumenta, pero disminuye la fuerza de atracción entre ellos y por lo tanto es muy fácil de desprenderlo de la nube electrónica y como consecuencia se forma un ion positivo.

H 13.60
Li 5.39
Na 5.14
K 4.34

La energía necesaria para desprender un electrón, varía de un átomo a otro. Hay dos factores que determinan esta energía de ionización:

- 1) El tamaño del átomo que forma el ion (volumen atómico) y
- 2) El número de electrones que deben desprenderse.

**La fuerza de atracción entre el núcleo y un electrón varía de acuerdo con la Ley de Coulomb, es decir, esta fuerza es inversamente proporcional a la distancia entre el núcleo y el electrón.** Es por eso que el electrón se desprende fácilmente cuando éste se encuentra más lejos del núcleo y los átomos cuyos radios atómicos son pequeños tienen energías de ionización altas.

Veamos cómo se aplican estas relaciones a un grupo de elementos con propiedades similares. Los metales alcalinos, Li, Na, K, y Cs que pertenecen al **Grupo I** tienen un electrón de valencia y, por lo tanto sus características son similares, estudiando la siguiente tabla:

elemento	radio atómico Å
Li	1.52
Na	1.86
K	2.31
Rb	2.44
Cs	2.62

Observamos que el radio atómico del **Cs** ( $2.62 \times 10^{-10}$  m) es mayor y, por lo tanto, concluimos que su energía de ionización es la más pequeña.

La energía de ionización se define como **“la energía mínima necesaria para desprender un electrón de la nube electrónica de un átomo neutro en el estado gaseoso”**.

Varios experimentos han demostrado que cada elemento tiene una energía de ionización característica, por ejemplo; se necesitan 214 Kilocalorías para ionizar un **átomo** de Berilio; 335 para ionizar un **átomo** de Nitrógeno.

La siguiente tabla resume las energías de ionización en Kcal/mol de algunos elementos comunes ►

Las energías de ionización se expresan también en términos de potenciales de ionización dados en electrón volts/átomo. La relación entre Kilocalorías y electrón volts es:

No. atómico	Elemento	1ª. energía	2ª. energía
1	H	313.6	
2	He	566.7	1247
3	Li	124.3	1746
4	Be	214.3	420
5	B	191.2	579
6	C	259.5	572
7	N	335	682
8	O	313.8	811
9	F	401.5	804
10	Ne	497	943

$$1 \text{ ev} = 3.8 \times 10^{-23} \text{ Kcal}$$

Por ejemplo: el flúor tiene una energía de ionización de 17 ev/átomo, que es igual a:  $17 \text{ ev} (3.8 \times 10^{-23} \text{ Kcal}) = 6.61 \times 10^{-22} \text{ Kcal/átomo}$

Por lo tanto, la energía necesaria para ionizar un mol de Flúor ( $6.02 \times 10^{23}$  átomos) que corresponde al número de Avogadro, es:

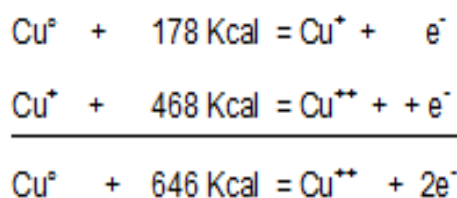
$$(6.02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol})(6.61 \times 10^{-22} \text{ Kcal/átomo}) = 397 \text{ Kcal/mol}$$

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. A esta energía se le llama primera energía de ionización.



**El profesor realiza** una experiencia de cátedra en la que muestra la reactividad de Fe, Na, K y Mg con agua para relacionar la actividad química de éstos y su posición en la tabla periódica. (A5)

Cuando se forma un **ión positivo** con una carga de  $1^+$ , la energía de ionización es simplemente la energía necesaria para desprender el electrón más exterior, y la llamamos “primera energía de ionización”, si deseamos desprender otro electrón, debemos suministrar más energía, esta es la “2ª energía de ionización”, ejemplo ►



El incremento en energía se debe en primer lugar, al aumento relativo de la carga nuclear, es decir, el número de protones es mayor que el número de electrones en el ion positivo y, en segundo lugar, a la disminución del tamaño de la nube electrónica. Los electrones en esa nube están más cerca del núcleo y por lo tanto, la fuerza de atracción es mucho mayor.

El incremento de la energía de ionización de izquierda a derecha de la tabla es una consecuencia del aumento de la carga nuclear (número atómico).



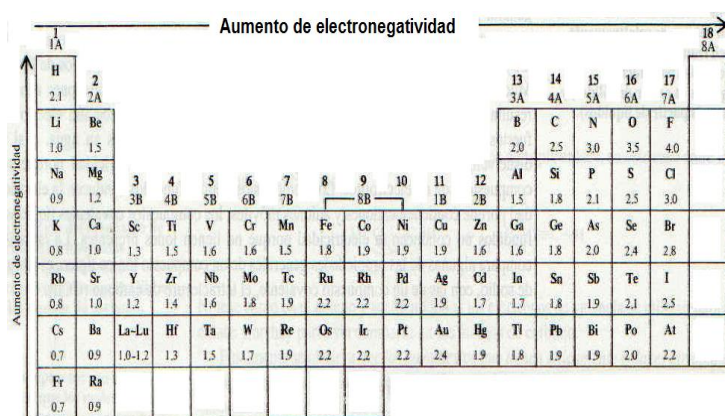
**El profesor solicita a los estudiantes** que identifiquen las posiciones en las que se ubican preferentemente los metales y , los no metales en la tabla periódica para obtener información de los mismos, y propone ejercicios para predecir propiedades de los elementos.(A5)

## 15.1 Electronegatividad

La facilidad con la que un átomo neutro forma iones negativos depende principalmente de su habilidad para atraer los electrones de otro átomo y formar enlaces con él. Esta habilidad se mide en términos de electronegatividad.

**Pauling** la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia así. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada *escala de Pauling*, cuyo valor máximo es **4.0** que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de **0.70**

La tabla de electronegatividades la hizo el químico Linus Pauling y se basa en la comparación cuantitativa del efecto de la combinación de la energía de ionización con la afinidad electrónica. **Los valores son arbitrarios y no miden la actividad química del elemento, sino que predice la naturaleza de enlace que se forma entre dos elementos.**



La escala de electronegatividades nos ayuda a predecir la magnitud del enlace químico y su naturaleza. Generalmente, una electronegatividad alta corresponde a un no metal y una electronegatividad baja indica que el elemento es un metal.


En la electronegatividad de los elementos influyen los mismos factores que afectan la energía de ionización y a la afinidad electrónica.

En realidad, es posible estructurar una escala de electronegatividad empleando únicamente la primera energía de ionización y la afinidad electrónica de los elementos.

En el siguiente cuadro se muestran las fuerzas de enlace entre el hidrógeno y los halógenos junto con sus diferencias de electronegatividad ►

## Enlaces entre el hidrógeno y los halógenos

Enlace	Fuerza de enlace (Kcal/mol)	Diferencia de electronegatividad
H-F	127.9	4-2.1=1.9
H-Cl	96.68	3-2.1=0.90
H-Br	81.05	2.8-2.1=0.7
H-I	65	2.5-2.1=0.3

 **El profesor propone a los estudiantes** actividades prácticas para sintetizar los óxidos de metales y no metales y les pide que describan sus características (por ejemplo estado de agregación del elemento y de los óxidos). (A5)



### ❖ Masa atómica (A)

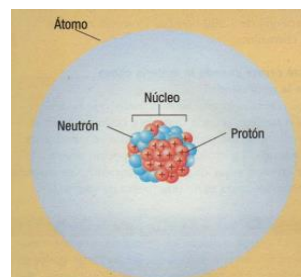
Con la aplicación de la teoría de Dalton, los científicos descubrieron que el peso de los elementos era una de sus principales propiedades, ya que a partir de ésta podemos distinguir átomos de elementos diferentes.

De esta manera se establecieron valores precisos para los pesos relativos de los átomos, debemos recordar que los valores de los pesos atómicos o las masas atómicas son relativos y no absolutos, puesto que, siendo el átomo tan pequeño, es imposible establecer cuantitativamente el valor absoluto de su masa.

A través del tiempo se ha formulado una escala de masas atómicas relativas, basada en la forma más abundante del elemento carbono 12, que tiene una masa absoluta de  **$1.99 \times 10^{-23}$  gramos** y se considera como patrón legal de masas atómicas.

Los científicos adoptaron una unidad de masa atómica equivalente a  **$1/12$**  de la masa del carbono 12 (C-12), cuyo valor se establece en  **$1.66 \times 10^{-24}$  gramos**. Esta cantidad recibe el nombre de unidad de masa atómica o uma con la que resultan enteros o aproximadamente enteros de los otros elementos; así vemos que la masa del cloro es de 35.45, la del aluminio 26.98, la del calcio 40.08, etcétera.

Se encuentran en el núcleo los protones y neutrones la suma de ambas es la masa atómica de los elementos y los electrones partículas negativas distribuidas en niveles estacionarios de energía de acuerdo al modelo de Bohr. El número de protones es igual al número de electrones para que los átomos de los elementos se caractericen por ser neutros.



La masa atómica del átomo de oxígeno es de  $A=16$  uma y la masa molar del oxígeno molecular  $O_{2(g)}$  es de 32 g/mol.

### Concepto clave

#### ➤ Masa atómica

Se conoce como **masa atómica** a la **masa que posee un átomo mientras éste permanece en reposo**. En otras palabras, puede decirse que la masa atómica es aquella que surge **de la totalidad de masa de los protones y neutrones pertenecientes a un único átomo en estado de reposo**. Dentro del **Sistema Internacional**, la unidad que permite calcularla y reflejarla es la **masa atómica unificada** (<https://definicion.de/masa-atmica/>).

**Aprendizaje 5.** El estudiante emplea la tabla periódica como un instrumento para obtener información de los elementos y predecir comportamientos. (N3)



## CONTESTA NÚMERO 12.

1. ¿Qué aportó Henry Moseley (1913) en la tabla periódica moderna?  
[https://www.ecured.cu/Henry\\_Moseley](https://www.ecured.cu/Henry_Moseley)

- ¿Cuál es el enunciado de la ley periódica moderna?
- ¿Qué aportaciones dieron Werner, Moseley y Bohr a la tabla periódica moderna? Sugérenlos para el estudiante y profesor:

<http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/SP.pdf>

2. Del litio y el cesio, como donadores de electrones ¿Cuál de los dos es el **menos metálico**?\_\_\_\_\_.

Observa en esta tabla las propiedades de los elementos alcalinos, grupo 1 y contesta ►

Elemento	Z	Configuración electrónica en los niveles principales de energía: K, L, M, N, O, P, Q	Potencial de ionización primario En unidades eV	Potencial de ionización secundario En unidades eV	Radio iónico o 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)

**Nota:** electronvoltio, es una unidad de energía establecida como la energía necesaria para trasladar la carga de un electrón en el vacío entre dos puntos cuya diferencia de potencial es el voltio. Tiene un valor de  $1.60219 \times 10^{-19}$  julios. Se utiliza con frecuencia en física atómica y nuclear, su símbolo es eV.

3. ¿Por qué es más grande el potencial de ionización secundario de este grupo?.....

B) ¿Por qué el radio iónico aumenta con relación a la carga nuclear? Explica.

4. ¿Cuál de los metales alcalinos cede con más facilidad su electrón de valencia?\_\_\_\_\_

5. ¿Por qué decrece el potencial de ionización? Explicar.....

Como se puede observar en las gráficas anteriores, los puntos de fusión son muy bajos, la explicación de estos valores radica en la fácil movilidad de sus cationes, característica que, según se ha dicho explica también dos propiedades mecánicas.

6. ¿Cuáles son esas propiedades?\_\_\_\_\_.

7. Con base a la tabla que se encuentra de radios atómicos de los elementos representativos contestar:

¿Por qué aumenta el radio atómico en el sentido vertical de arriba hacia abajo?\_\_\_\_\_.

¿Por qué el flúor tiene un radio atómico muy pequeño?\_\_\_\_\_.

¿A qué se debe que el plomo es de un radio atómico muy grande?\_\_\_\_\_.

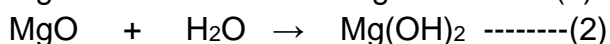
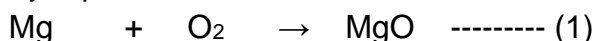


**El profesor proporciona a los estudiantes** los medios para caracterizar los productos de la reacción de los óxidos con el agua por medio de indicadores ácido-base, potenciómetro o tiras reactivas de **pH**. (A6)

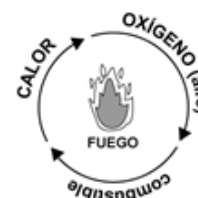
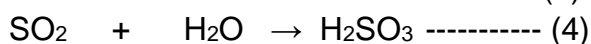
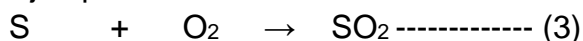
### 16. Reacción química del oxígeno con metales y no metales

Cuando el oxígeno se combina con los metales y no metales se efectúa una transformación donde las propiedades iniciales de los reactantes son totalmente diferentes a las de los productos obviamente debe estar presente la manifestación de la energía.

Ejemplo de obtención de óxidos metálicos e hidróxidos:



Ejemplo de obtención de óxidos no metálicos y ácidos:



Las cuatro reacciones se denominan de síntesis por obtener solo un producto, pero ambas son representadas por ecuaciones químicas donde se escriben los símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos ya estudiados, siendo estas los modelos de la reacción o cambio químico. Luego entonces una ecuación química se debe balancear bajo la consideración de que el número de átomos que entran son exactamente igual a los que salen como productos de la reacción.

## ACTIVIDAD EXPERIMENTAL No. 12

### Síntesis de óxidos metálicos y no metálicos

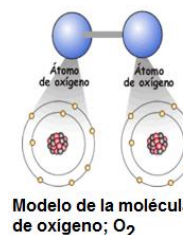
#### INTRODUCCION

Todos alguna vez, hemos tenido una experiencia con el fenómeno de la oxidación, cuando el oxígeno reacciona con un elemento para formar un óxido. Este comportamiento es una propiedad característica que permite establecer diferencias entre un metal y un no metal.

Un compuesto es una sustancia pura con una composición definida y constante y que únicamente se pueden separar sus constituyentes por métodos electroquímicos o analíticos, donde se deben realizar reacciones de descomposición o de análisis cualitativo y cuantitativo.

#### Propósito

Establecer la diferencia entre los metales y los no metales con base en su comportamiento químico con el oxígeno.



## Problema

¿El comportamiento químico de un metal frente al oxígeno es igual que el de un no metal?

## Hipótesis

¿La reacción con oxígeno (combustión) se da de igual forma con los elementos metálicos que con los no metálicos? Justifica tu hipótesis.

## Material y sustancias

- 1 Cucharilla de combustión.
- 1 Soporte universal completo.
- 4 Vasos de precipitados de 250 mL
- 1 Agitador de vidrio.
- 1 Capsula de porcelana.
- 1 Pinza para crisol.
- 2 Matraces erlenmeyer con tapón.
- Papel tornasol.



Azufre en polvo.  
Cinta de magnesio.  
Sodio metálico.  
Carbón en polvo.

## COMBUSTIÓN

proviene del latín *combustus* que significa “quemado”



## Medidas de seguridad

Usar bata de laboratorio. Emplea pinzas para crisol para sujetar la cinta de magnesio y cuando la estés calentando no observes directamente la luz que se produce. Cuando calientes azufre emplea cantidades no mayores al tamaño de un cerillo, captura inmediatamente los humos producidos y no inhales directamente.

## Procedimiento

1. A un vaso de precipitados agrega 50 mL de agua y 3 gotas de indicador universal. Sujeta un pedazo de cinta de magnesio de aproximadamente un centímetro de largo, con unas pinzas para depilar y con él mechero de bunsen quémala; al terminar de quemarla, introduce en el vaso las cenizas y mezcla bien.
2. A un vaso de precipitados agrega 50 mL de agua y 3 gotas de indicador universal. Pon el sodio metálico poniéndolo en la capsula de porcelana a combustión y al finalizar agregarlo al vaso con agua e indicador.

- Ahora en un matraz erlenmeyer, agrega 50 mL de agua y agrega indicador universal. Ahora necesitaras azufre, ponerlo en la cucharita de combustión y fúndelo con la llama del mechero, cuando esté listo, introduce la cucharilla en el matraz Erlenmeyer y dejar que el humito que desprendió se quede guardado, e inmediatamente sacar y tapar para evitar que se salga. Realiza esta misma operación con el carbono en polvo.

### Observaciones

Anota las observaciones obtenidas en la siguiente tabla ►

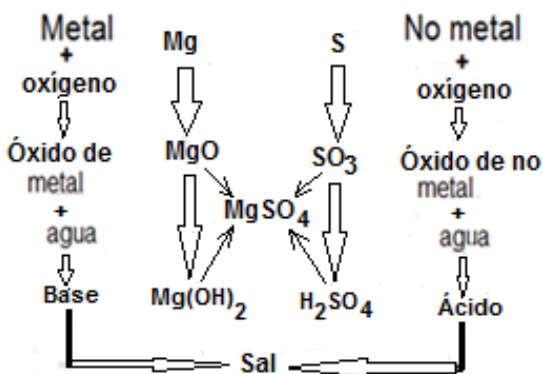
Elemento	Tipo de óxido obtenido sólido o gaseoso	Coloración que adquiere la disolución acuosa al combinaria con el óxido

### Referencia:

Rico Galicia Antonio.(2010) Química 1. Colección 2012-1 Área de ciencias experimentales. UNAM. México.

Lo que se acaba de exponer con relación a los productos de oxidación de los metales y los no metales se ilustra con gran claridad en el siguiente esquema:

Este esquema, sin fórmulas, que fue desarrollado a fines del siglo XVIII y a principios del XIX, vertió la luz necesaria sobre las relaciones existentes entre las distintas clases de sustancias por lo cual desempeñó un gran papel en el desenvolvimiento de las concepciones químicas. ►



### Cuestionario para el estudiante

Con base en el registro de tus observaciones responde lo siguiente:

- ¿Qué propiedades tienen en común los óxidos de magnesio y sodio?
- ¿Qué propiedades tienen en común los óxidos de azufre y carbono?
- ¿Se puede afirmar que el comportamiento de metales y no metales frente al oxígeno es el mismo? Justifica tu respuesta.

### Análisis y conclusión

#### Concepto clave:

- La oxidación

Originalmente el término oxidación se asignó a la combinación del oxígeno con otros elementos. Existían muchos ejemplos conocidos de esto. El hierro se enmohece y el carbón arde. En el enmohecimiento, el oxígeno se combina lentamente con el hierro formando Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; en la combustión, se combina rápidamente con el carbón para formar CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O. La observación de estas reacciones originaron los términos oxidación “lenta” y “rápida.

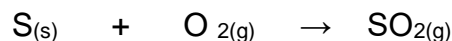


**El profesor enfatiza a los estudiantes** que la formación de óxidos no metálicos en actividades de combustión ya sea doméstica, industrial o natural genera la lluvia ácida. (A6)

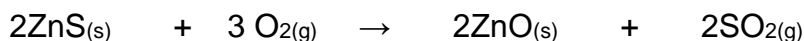
## 17. Origen de la lluvia ácida

El dióxido de azufre, se produce naturalmente en las erupciones volcánicas y en procesos biológicos de descomposición de la materia orgánica. Las fuentes no naturales más importantes son las plantas generadoras de energía eléctrica y las fundidoras donde se extraen metales a partir de minerales. En el primer caso, el problema radica en el uso de combustibles que contienen un cierto porcentaje de azufre (S).

Durante la combustión de materiales que contienen azufre se produce una reacción química que puede representarse como:



En la extracción de metales a partir de minerales que contienen azufre, se funde el sulfuro metálico que reacciona con el oxígeno del aire y forma el óxido metálico y  $\text{SO}_2$ .



**Un experimento**

Para verificar las características ácidas del  $\text{SO}_2$  al reaccionar con el agua necesitas:

- 3 matraces Erlenmeyer de 250 mL
- Un tapón para matraz
- Una cucharilla de combustión
- Un mechero Bunsen
- Agua de la llave
- Disolución indicadora ácido-base (indicador universal o cualquier otro para intervalos ácidos)
- Vinagre
- Azufre

**1** Añade 100 mL de agua a los matraces y coloca unas cuantas gotas del indicador ácido-base en cada uno de ellos.

El primer matraz será utilizado como referencia o testigo. Te servirá para determinar el cambio de color producido al agregar un ácido o una base.

**2** Agrega un poco de vinagre al segundo matraz y observa lo que pasa.

Este segundo matraz te servirá como referencia del color que adquiere el indicador ácido-base en medio ácido.

**¿Qué observas?**

No olvides registrar todas tus observaciones en un cuaderno.

## Proyecto apoyado por el Programa PAPIME

Realiza los siguientes pasos del experimento en una campana o en un lugar que tenga un buen sistema de ventilación.

**Aprendizaje 6.** El estudiante comprende el potencial de los seres humanos para modificar su ambiente al obtener y caracterizar óxidos metálicos y no metálicos mediante su reacción con agua y la identificación del carácter ácido o básico de los productos. (N3)



3. Coloca un poco de azufre en la cucharilla de combustión y caliéntala hasta que el azufre se funda y se encienda. Introduce la cucharilla en el tercer matraz sin tocar el líquido y agita el recipiente para disolver los gases que escapan del azufre en combustión. ¿Qué observas?

4. Sacar la cucharilla del matraz y taponarla con el tapón de hule. Colocar la cucharilla de combustión debajo del chorro del agua para detener la reacción.

Comparar los colores de los tres matraces.

¿Qué sustancia se formó en el tercer matraz? ¿Cómo lo explicas?

Analizar y discutir los resultados en equipo de trabajo

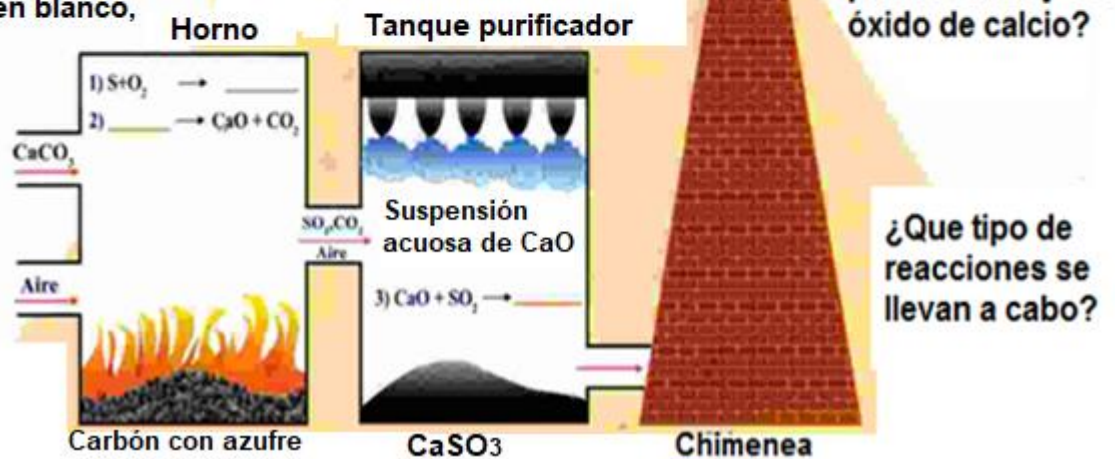
### Otra actividad

El  $\text{SO}_2$  es responsable de casi el 65% del incremento de la acidez de la lluvia en las grandes ciudades. Es por ello que muchas de las medidas propuestas para aliviar el problema están enfocadas a reducir las emisiones de este gas. La manera más directa sería la de eliminar el azufre de los combustibles fósiles antes de quemarlos, pero esto es caro y tecnológicamente muy difícil. Otro método

más barato, pero menos eficiente, es remover el  $\text{SO}_2$  cuando se forma.

Para eliminar el  $\text{SO}_2$  en los hornos de combustión de carbón, se añade piedra caliza (rica en  $\text{CaCO}_3$ ) durante el proceso. Los gases que se forman se hacen pasar por un tanque purificador donde se inyecta una suspensión de óxido de calcio ( $\text{CaO}$ , una sustancia básica):

Analizar el diagrama del proceso de purificación y las reacciones químicas que simbolizan. Tratar de establecer cuáles son los reactivos y productos faltantes y anotarlos en los espacios en blanco,



El profesor les proporciona a los estudiantes los medios para caracterizar los productos de la reacción de los óxidos con el agua por medio de indicadores ácido-base, potenciómetro o tiras reactivas de pH. (A6)

## 17.1 En la ciudad

En las grandes ciudades, además de la contribución del  $\text{SO}_2$ , a las precipitaciones ácidas, hay que considerar a los óxidos de nitrógeno que se producen en el interior de los motores de combustión de los camiones y automóviles. Afortunadamente con el uso de convertidores catalíticos es posible eliminar cerca del 90% del **NO** y **NO<sub>2</sub>** que generan los medios de transporte.

En la Ciudad de México regularmente se toman muestras del agua de lluvia para determinar su **pH**. En un año se toman cientos de muestras y se determina el porcentaje de ellas que tienen un pH menor a 5.6, es decir, son más ácidas de lo normal:

### Sabías que.....

En la zona arqueológica de Tulum, en el estado de Quintana Roo, el pH de la lluvia es cercano a 4.6. Los científicos piensan que la quema de cultivos y el incendio de bosques pueden ser los responsables. ¿Cómo lo explicas? ¿Qué futuro les espera a estas ruinas mayas?

Aquí se tienen los resultados de los últimos años del siglo XX:

Año	1987	1988	1989	1990	1991	1992	1993	1994	1995
% de muestras con pH menor a 5.6	81.82	35.45	24.54	51.62	35.45	35.82	24.54	37.27	17.27

Con esta información hacer una gráfica que permita analizar cómo ha cambiado el porcentaje de nuestras con el tiempo.

¿Qué tendencia se observa en la gráfica?

La concentración de  $\text{SO}_2$ , en el aire de la ciudad de México también se cuantifica diariamente. En la siguiente tabla se puede ver el número de días que en un año esta concentración rebasó el límite máximo permitido (0.13 ppm en 24 horas)

Año	1988	1989	1990	1991	1992	1993	1994	1995	1996
Número de días con $\text{SO}_2$ mayor a 0.13 ppm	29	11	8	3	10	0	0	0	2

Representa estos datos en una gráfica y compárala con la del porcentaje de muestras ácidas.


¿Observas alguna relación entre la concentración del  $\text{SO}_2$  y la acidez de la lluvia Investiga a que se debe la disminución de la concentración de  $\text{SO}_2$  en el aire de la ciudad de México en los últimos años

Una gran cantidad de materiales que se usan para construir estructuras reaccionan con sustancias ácidas y se disuelven.

## 17.2 El detrimento de los monumentos

Las precipitaciones ácidas pueden afectar el suelo, los bosques, la vida acuática, los edificios y hasta las obras de arte. Todos estos sistemas poseen propiedades que dependen de la acidez del medio en que se encuentren. En particular, el efecto de la lluvia ácida puede observarse en muchas de las obras artísticas de nuestro país que se encuentran a la intemperie.



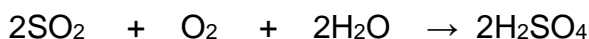
 **El profesor propicia la reflexión** acerca de los efectos de estos compuestos en la vida diaria y la disposición inadecuada de los mismos en su entorno. (A6)

La gran mayoría de las obras monumentales de las culturas prehispánicas están hechas de piedra caliza, material esencialmente constituido por carbonato de calcio, el cual reacciona y se disuelve en presencia de ácidos. Por ejemplo, en presencia de ácido sulfúrico ocurre la reacción:

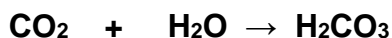


La sal que se forma sulfato de calcio, es arrasada por el agua o penetra en la roca donde precipita cuando la piedra se seca. La presión que ejerce la sal cristalizada puede resquebrajar la piedra. Por todo esto es que a la lluvia ácida se le ha llamado “la lepra de las piedras” (Bazúa Rueda E. A ciencia cierta, Facultad de Química).

Los gases  $\text{SO}_2$  y  $\text{NO}_2$  formados por la combustión al elevarse en la atmósfera se combinan con el oxígeno y el agua para ácidos que después caen en forma de lluvia:



¿Cuán ácida es esta lluvia? Podríamos esperar que la lluvia pura no contaminada tuviera un **pH** de 7, pero no ocurre así: de forma natural, es ligeramente ácida debido a la presencia de dióxido de carbono en la atmósfera, el cual se combina con el agua para formar ácido carbónico, un ácido débil:



El **pH** del agua saturada con dióxido de carbono;  $\text{CO}_2$  es aproximadamente de 5.6. Las gotas de agua en la parte inferior de las nubes, donde los contaminantes alcanzan sus concentraciones más altas, pueden ser muy ácidas, al grado de que se han medido valores de **pH** tan bajos como 2.6 en el noreste del país. La mayor parte de la acidez que rebasa la que se espera del  $\text{CO}_2$  se atribuye a los contaminantes de los combustibles fósiles; cerca de 10% de la acidez adicional se debe a procesos naturales como las erupciones volcánicas.

- ✓ Las lluvias ácidas eliminan del suelo los elementos nutritivos esenciales para la vida vegetal. Disuelven otros minerales y reducen la capacidad de los árboles para hacer que la savia suba hasta las hojas.
- ✓ Las precipitaciones ácidas provocan la acidificación de los lagos que están sobre mesetas de granito y matan prácticamente toda la vida animal y vegetal. Algo curioso es que las aguas de los lagos acidificados son claros como el cristal.

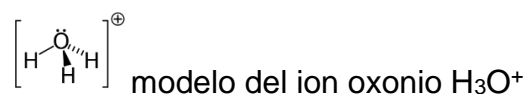
Las pequeñas gotas de agua formadas por condensación en la atmósfera deben tener normalmente un **pH** cercano a 7. Sin embargo la disolución de  $\text{CO}_2$  atmosférico en el agua de lluvia tiende a bajar el pH debido a la formación del ácido carbónico. Este ácido es muy débil y en el equilibrio con el  $\text{CO}_2$ , el **pH** del agua de lluvia debe tener un valor cercano a 5.65 aproximadamente.

Pero las mediciones del **pH** han indicado valores muy bajos de 4 a 4.5. Estos datos se deben a las transformaciones del SO<sub>2</sub> y el NO<sub>x</sub> en ácidos, al ser absorbidos por el agua de las nubes y las gotas de lluvia.

Indicador	Intervalo de pH	Cambio de color
Ácido pícrico	0 a 2.2	s/color a amarillo
Azul de timol	1.2 a 2.8	rojo a amarillo
Tornasol	5.5 a 8.2	rojo a azul
Amarillo de alizarina	10.1 a 12.0	amarillo a violeta

Zárraga, 2003

Recordar que el **pH** se determina con la siguiente fórmula:  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$   
también  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$



$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = \log 1/[\text{OH}^-]$$

Ejemplo la concentración de una disolución es de 0.02 M (2 x 10<sup>-2</sup> molar)  
Cuál es el valor del pH?

$$\text{pH} = -\log(2 \times 10^{-2}) = -\log 2 + 2 = -0.3 + 2 = 1.7$$

Calcula los siguientes problemas:

- ¿Cuál es el pH 0.15 M de HClO<sub>4</sub>? ¿Cuál es el pOH de esta solución?

Respuestas:

$$\text{pH} = 1.82 \text{ y } \text{pOH} = 12.18$$

- En una cierta solución débilmente básica, pH = 9.62 ¿Cuál es el [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]

$$\text{Respuesta: } [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.4 \times 10^{-10} \text{ M}$$

(Malone, 2001. pp 397 y 398)



El profesor solicita la representación de las reacciones efectuadas mediante ecuaciones químicas.(A7)

### CONTESTA NÚMERO 13.

- Balancea por inspección las siguientes diez ecuaciones químicas:


- Na + O<sub>2</sub> → Na<sub>2</sub>O
- N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + H<sub>2</sub>O → HNO<sub>3</sub>
- CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- P<sub>4</sub> + O<sub>2</sub> → P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
- S<sub>8</sub> + O<sub>2</sub> → SO<sub>2</sub>
- P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
- Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → HClO<sub>2</sub>
- Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → Al(OH)<sub>3</sub>

De acuerdo con el diagrama siguiente ►

IA	IIA		III	IV	V	VI	VII	O
B				Q	G	X		
			E	Y			J	A
	D				Z		M	

Esquema tomado de G.G.G. QUÍMICA, una versión moderna. Capítulo 5. LIMUSA, 1992.

- ¿Qué elemento, cuando se combina con hidrógeno produce **un anhídrido de ácido**?  
 a) A                      b) B                      c) E                      d) M
- El número de electrones, en el nivel externo del átomo de los elementos del grupo IV es  
 a) 1                      b) 2                      c) 3                      d) 4
- Si se considera la familia del carbono en forma descendente en la tabla periódica, puede predecirse que habrá un aumento en el  
 A) punto de fusión.  
 B) carácter metálico.  
 C) carácter no metálico.  
 D) potencial de ionización.
- ¿Qué fórmula representa un compuesto que es imposible de producir en el laboratorio?  
 a)  $\text{XeF}_4$               b)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)$               c)  $\text{CuO}$               d)  $\text{H}_2\text{O}_2$

 **El profesor explica a los estudiantes** las reglas de nomenclatura Stock y cómo usarlas para la construcción/interpretación de fórmulas de óxidos, e hidróxidos y la nomenclatura tradicional para nombrar oxiácidos. (A7)

## 18. Compuesto

Si bien los elementos y compuestos existen en forma de moléculas, hay entre ellos una diferencia importante: las moléculas de los elementos se componen de una sola clase de átomos, mientras que las moléculas de un compuesto están constituidas de dos o más clases de átomos (Babor, p. 24, año 1977).

### 18.1 Propiedades de óxidos metálicos y no metálicos

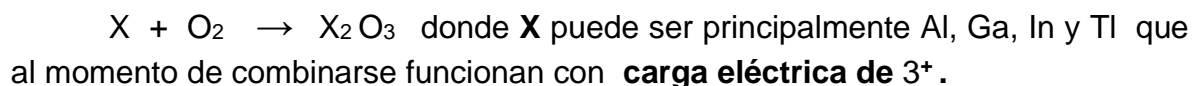
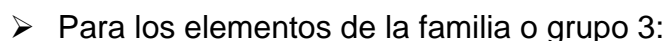
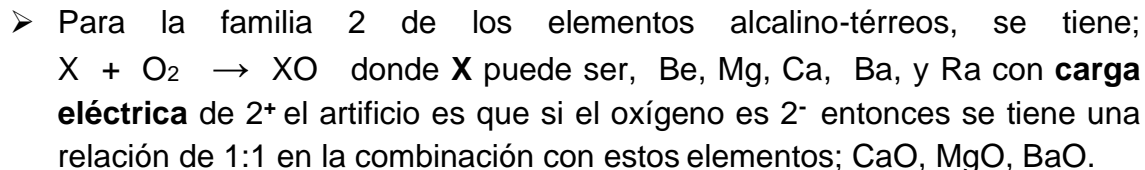
Los óxidos para su estudio se dividen en **óxidos metálicos** y **no metálicos**, por lo que hablaremos de los primeros.

**Los óxidos metálicos** son el grupo de compuestos que al combinarse con el agua forman las bases o hidróxidos, por eso también se les llama óxidos básicos. Esta característica no es una regla que siempre se cumple, posteriormente haremos referencia a esta excepción.

Los óxidos metálicos se forman al reaccionar un metal representativo de los grupos 1, 2, y 3 con el **oxígeno**, donde este elemento al combinarse siempre funcionará con una carga eléctrica de  $2^-$ . Si suponemos que **X** es el símbolo de un metal representativo, entonces para los elementos de **la familia 1 de los metales alcalinos** el modelo general es:



El átomo de oxígeno acepta un electrón por cada átomo de Na, K, Li o Cs. por eso es la anotación del subíndice dos a la derecha del metal, ejemplos:  $Na_2O$ ,  $K_2O$ ,  $Li_2O$  o  $Cs_2O$ .



Con estos tres ejemplos podemos decir que al combinarse los elementos para formar un compuesto, es necesario que la suma de las cargas eléctricas se anulen. En este último caso El  $X_2$  tiene  $6^+$  y el  $O_3$  tiene  $6^-$ .

El oxígeno forma compuestos con todos los elementos químicos, con la sola excepción de los gases nobles más livianos. Estos óxidos se pueden clasificar de diversas maneras: Por ejemplo, los **óxidos iónicos** se pueden dividir en **normales**, **peróxidos** (Los peróxidos contienen el oxígeno en **estado de oxidación**=  $-1$ ).

Los **superóxidos**, en este ion, cada oxígeno tiene estado de oxidación  $-1/2$  dependiendo de si el **anión** cuya carga eléctrica es  $O^{2-}$ ,  $O_2^{1-}$ , u  $O^{1-}$  (, por ejemplo  $K_2O$ ,  $K_2O_2$ ,  $KO_2$ ).

**Uno de los esquemas de clasificación más útiles los describe como óxidos ácidos, básicos o anfóteros.**

Así algunos hidroxí-compuestos pueden actuar ya sea como ácido o como base, comportamiento que se denomina **anfoterismo** y que se encuentra entre elementos que contienen propiedades tanto metálicas como no metálicas (Petrucchi, 1987).

Ejemplo; con la siguiente serie de compuestos:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{B}(\text{OH})_3$  y  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . El orden de basicidad, desde la más fuerte hasta la más débil, es



básico

anfótero

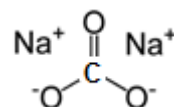
ácido

Clasificación de algunos óxidos

	Ácidos		Básicos	Anfóteros	
Elementos representativos	$\text{Cl}_2\text{O}$	$\text{P}_4\text{O}_{10}$	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{BeO}$	$\text{GeO}$
	$\text{SO}_2$	$\text{CO}_2$	$\text{K}_2\text{O}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{Sb}_2\text{O}_3$
	$\text{SO}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{MgO}$	$\text{SnO}$	
	$\text{N}_2\text{O}_5$	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{CaO}$	$\text{PbO}$	
Elementos de transición	$\text{CrO}_3$		$\text{Sc}_2\text{O}_3$	$\text{ZnO}$	
	$\text{MoO}_3$		$\text{TiO}_2$	$\text{Cr}_2\text{O}_3$	
	$\text{WO}_3$		$\text{ZrO}_2$		
	$\text{Mn}_2\text{O}_7$		$\text{V}_2\text{O}_5$		

Los principales compuestos de oxígeno presentes en la corteza terrestre son >

Óxidos metálicos ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ).



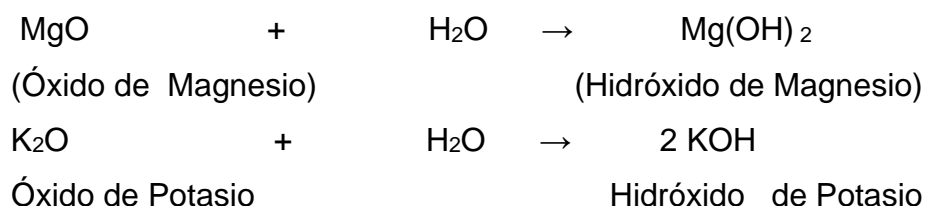
Silicatos metálicos (en la arcilla y la arena).

Carbonatos ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ).

## Propiedades de los óxidos metálicos

Son formados especialmente por los elementos más electropositivos. Casi siempre forman compuestos cristalinos. Al reaccionar con el agua forman bases o hidróxidos. tienen un punto de ebullición, fusión y densidad elevados, muy baja energía de ionización. algunos son insolubles en agua pero solubles en un medio ácido. Con los metales de los grupos 1 y 2, los óxidos se encuentran en estado sólido. Gran estabilidad química, baja solubilidad y dureza.

Los óxidos metálicos producen bases de ahí el nombre alternativo de óxidos básicos.





**El profesor explica a los estudiantes** las reglas de nomenclatura Stock y cómo usarlas para la construcción/interpretación de fórmulas de óxidos, e hidróxidos, y la nomenclatura tradicional para nombrar oxiácidos.(A7)

## 18.2 Nomenclatura sistema Stock 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.

Para todos los óxidos que se forman con los **elementos representativos (familias o grupos A)**, considerando los que tienen solamente un **número de valencia** (al ceder sus electrones del nivel externo se representan en forma de carga eléctrica positiva, denominados cationes) como  $H^{1+}$ ,  $Na^{1+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ . se nombran de la siguiente manera ►

Fórmula química	Stock
$Na_2O$	óxido de sodio
$K_2O$	óxido de potasio
$H_2O$	óxido de hidrógeno
$MgO$	óxido de magnesio
$CaO$	óxido de calcio
$BaO$	óxido de bario
$Al_2O_3$	óxido de aluminio

De aquí en adelante vamos a adoptar los nombres **que más faciliten el aprendizaje**.

Para los óxidos de algunos metales de transición se usan comúnmente los sufijos **oso**, e **ico**; pero también se indica con **números romanos** el estado de oxidación del metal según este funcionando en la fórmula escrita (nomenclatura STOCK).

A continuación se tiene una lista de los óxidos de hierro, mercurio, cobre, oro, así como el plomo y el estaño con las dos opciones ►

$FeO$	óxido ferroso	u	óxido de hierro II
$Fe_2O_3$	óxido férrico	u	óxido de hierro III
$Hg_2O$	óxido mercurioso	u	óxido de mercurio I
$HgO$	óxido mercúrico	u	óxido de mercurio II
$Cu_2O$	óxido cuproso	u	óxido de cobre I
$CuO$	óxido cúprico	u	óxido de cobre II
$Au_2O$	óxido auroso	u	óxido de oro I
$Au_2O_3$	óxido aurico	u	óxido de oro III
$PbO$	óxido plumboso	u	óxido de plomo II
$Pb_2O_4$	óxido plúmbico	u	óxido de plomo IV
$SnO$	Óxido estanoso	u	óxido de estaño II
$Sn_2O_4$	óxido estánico	u	óxido de estaño IV

### Nota:

El estado de combinación o número de oxidación se interpreta cuando el átomo esta combinado y el signo se escribe a la izquierda del símbolo  $Ca^{+2}$ ,  $Al^{+3}$ ,  $Cu^{+1}$  (I),  $Cu^{+2}$ (II) y  $O^{-2}$ ,  $Cl^{-1}$ . Algunos autores le denominan al número de forma indiferente la valencia o electrovalencia cuando se forman compuestos iónicos y covalencia para los compuestos covalentes, por ejemplo para el  $CH_4$ , la covalencia del carbono es  $C^{+4}$  en estado combinado o número de oxidación. Para el compuesto iónico  $CaF_2$  el estado de oxidación del calcio es  $Ca^{+2}$  y del Flúor es  $F^{-1}$ . Para fines prácticos simplemente es la valencia que significa el poder de combinación.

### 18.3 Nomenclatura para los óxidos no metálicos

Cuando un **no metal** se combina con el oxígeno se obtienen los anhídridos u **óxidos no metálicos**.

#### Nomenclatura de los óxidos no metálicos o anhídridos

Con relación a la nomenclatura de los óxidos no metálicos, “**La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada**” recomienda la basada en las proporciones.

De manera arbitraria el oxígeno combinado se dice que tiene un número de oxidación de  $-2$ , con la finalidad de conocer el **número de oxidación** del otro elemento, se dice que esos **no** metales funcionan con;  $S^{+4}$ ,  $N^{+3}$ ,  $Cl^{+1}$ ,  $N^{+5}$ ,  $Cl^{+7}$ .

$SO_2$	Dióxido de azufre
$N_2O_3$	Trióxido de dinitrógeno
$Cl_2O$	Monóxido de dicloro o más usualmente, óxido de dicloro
$N_2O_5$	Pentóxido de dinitrógeno
$Cl_2O_7$	Heptaóxido de dicloro

La nomenclatura tradicional de los anhídridos se realiza nombrando la palabra **anhídrido** seguido del elemento no metálico. Para ello se debe tener en cuenta la capacidad de combinación del elemento no metálico siguiendo los siguientes criterios:

- 1) **Con un número de oxidación:** Anhídrido ... ico
  - $Si^{+4} + O^{-2} \gg Si_2O_4 \gg SiO_2$ : anhídrido silícico
- 2) **Con dos números de oxidación:**
  - Menor : Anhídrido ... oso
    - $C^{+2} + O^{-2} \gg C_2O_2 \gg CO$ : anhídrido carbonoso
  - Mayor: Anhídrido ... ico
    - $C^{+4} + O^{-2} \gg C_2O_4 \gg CO_2$ : anhídrido carbónico
- 3) **Con tres números de oxidación:**
  - Menor : Anhídrido hipo ... oso
    - $S^{+2} + O^{-2} \gg S_2O_2 \gg SO$ : anhídrido hiposulfuroso
  - Intermedia: Anhídrido ... oso
    - $S^{+4} + O^{-2} \gg S_2O_4 \gg SO_2$ : anhídrido sulfuroso
  - Mayor : Anhídrido ... ico
    - $S^{+6} + O^{-2} \gg S_2O_6 \gg SO_3$ : anhídrido sulfúrico
- 4) **Con cuatro:**
  - Primero (mínima): Anhídrido hipo ... oso
    - $I^{+1} + O^{-2} \gg I_2O$ : anhídrido hipoyodoso
  - Segundo : Anhídrido ... oso
    - $I^{+3} + O^{-2} \gg I_2O_3$ : anhídrido yodoso
  - Tercero: Anhídrido ... ico
    - $I^{+5} + O^{-2} \gg I_2O_5$ : anhídrido yódico
  - Cuarto (alta): Anhídrido per ... ico
    - $I^{+7} + O^{-2} \gg I_2O_7$ : anhídrido periódico



La nomenclatura de Stock consiste en escribir la palabra "óxido" + elemento no metálico y a continuación el número de valencia o de combinación del elemento no metálico en números romanos y entre paréntesis.

Ejemplos:

CO<sub>2</sub>: óxido de carbono (IV)

Br<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: óxido de bromo (III)

Los óxidos no metálicos también reciben el nombre de óxidos ácidos por contener oxígeno en su molécula y porque al reaccionar con el agua producen sustancias con características ácidas, a las que se les llama oxiácidos.

SO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
 Óxido de azufre VI ácido sulfúrico  
 (Anhídrido sulfúrico)

CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  
 Óxido de carbono IV ácido carbónico  
 Anhídrido carbónico

P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + 3H<sub>2</sub>O → 2H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>  
 Óxido de fósforo V ácido ortofosfórico o  
 Anhídrido fosfórico ácido fosfórico

## CONTESTA NÚMERO 14.

1. ¿Cuál de los siguientes metales Mg, Zn, Cr, W forma óxidos metálicos y no metálicos? .....
2. ¿Qué significa anfótero? O **anfoterismo**.
3. En un grupo dado de metales de transición, los estados de oxidación más elevados de los elementos más pesados son los más estables.

Por ejemplo, los productos de las reacciones de los metales del **grupo 6** con el oxígeno, cloro y bromo, muestran que el estado +6 está favorecido para el **W** en contraste al estado +3 del **Cr**.

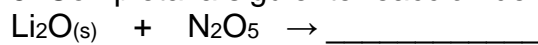
	Oxígeno	Cloro	Bromo
Cromo	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CrCl <sub>3</sub>	CrBr <sub>3</sub>
Molibdeno	MoO <sub>3</sub>	MoCl <sub>5</sub>	MoBr <sub>5</sub>
Tungsteno	WO <sub>3</sub>	WCl <sub>6</sub>	WBr <sub>6</sub>

- a) Determina los estados de oxidación de los nueve compuestos binarios.
- b) Usa Stock para dar los nombres de esos tres óxidos y seis sales.
- c) Por qué el **Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** es anfótero?

✓ Malone, capítulo 13:

4. El dióxido de carbono se elimina de las cápsulas espaciales tripuladas burbujeando el aire a través de una disolución de LiOH<sub>(ac)</sub>. Muestre la reacción de adición y el producto formado:\_\_\_\_\_.

5. Completa la siguiente reacción de adición:



## 19. Propiedades de los óxidos no metálicos

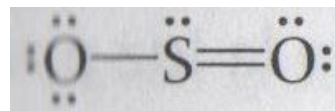
### $\text{SO}_2$ (g), anhídrido sulfuroso

Punto de ebullición, **-10 °C**

Masa molar; 64.07 g/mol

Stock

Dióxido de azufre (IV)



Estructura de Lewis: tridimensional

Se forma al quemar azufre directamente o en compuestos que lo contienen. Es emitido en la quema de combustibles fósiles, sobre todo de carbón, al igual que en la extracción industrial de hierro y cobre de sus yacimientos de origen. Las emisiones volcánicas también emiten dióxido de azufre de manera natural.

Los óxidos de azufre tienen a este elemento en sus diferentes estados de oxidación de 1 a 8 (excepto 5). El  $\text{SO}_2$  es un gas tóxico, incoloro y no inflamable que se puede detectar por su sabor a concentraciones de 1 ppm en volumen. A 3 ppm o más, tiene un olor desagradable e irritante.

Es probablemente el contaminante ambiental más importante en las atmósferas urbanas durante el invierno, cuando se produce en grandes cantidades al quemar combustibles que contienen azufre.

**El  $\text{SO}_2$  (g) tiene gran actividad química.** Sus reacciones químicas más importantes pueden subdividirse en tres grupos: a) las que transcurren sin alteración del número de oxidación del azufre; b) las que están vinculadas a una disminución del mismo; c) las que suponen un aumento de dicho número de oxidación.

Es el principal causante de la lluvia ácida ya que en la atmósfera es transformado en ácido sulfúrico.

El  $\text{SO}_2$  (g) tiene propiedades desinfectantes, por ello fue utilizado durante siglos en la desinfección por ejemplo de las cubas de vino quemando azufre en su interior.

También se utiliza en la industria alimentaria como conservante y antioxidante (E220) generalmente de zumos, frutos secos, mermeladas, vino, y sirve como desinfectante en las fábricas de alimentos y como blanqueador de telas, lana, seda, paja y en la fabricación del papel.

Es reductor que, con el tiempo, el contacto con el aire y la humedad, se convierte en tríóxido de azufre.

El  $\text{SO}_3$ (g) es el anhídrido +  $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$  del ácido sulfúrico

### Respuestas;

4)  $\text{LiHCO}_3$ (ac). 5)  $2\text{LiNO}_3$ (s)

## 19.1 Los óxidos de nitrógeno

**N<sub>2</sub>O**, óxido nitroso. Tradicional “*anhídrido hiponitroso*”

La estructura de la molécula de N<sub>2</sub>O corresponde a la fórmula: N ≡ N = O

Es un gas incoloro (punto de fusión -91°C, punto de ebullición -89°C), de olor débil y agradable. Es bastante soluble en agua, pero no reacciona químicamente con ella. Por encima de los 500°C se descompone según la reacción:



La molécula de N<sub>2</sub>O es lineal y es uno de los componentes del aire (0.00005% en volumen) Un volumen de agua absorbe, a 0°C, cerca de 1.3 volúmenes de N<sub>2</sub>O, y a 25°C, cerca de 0.6 volúmenes.

El **NO** cuyo nombre es “**óxido nítrico**” o monóxido de nitrógeno

El **NO** se forma en la atmósfera siempre que se producen descargas eléctricas durante las tormentas. El óxido nítrico es un gas incoloro (punto de fusión -164°C; punto de ebullición -152°C); relativamente, es poco soluble en el agua, y no se combina con ella. Entrega su oxígeno con gran dificultad; así una astilla de madera se apaga al introducirlo en este gas.

**N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> trióxido de nitrógeno**  
(anhídrido nitroso)



No se ha encontrado ninguna utilización industrial específica o importante de este gas.

Cuatro óxidos del nitrógeno

Estado de oxidación	Fórmula	Punto de ebullición °C	Propiedades magnéticas
+1	N <sub>2</sub> O	-88.5	diamagnética
+2	NO	-151.8	paramagnética
+3	NO <sub>2</sub>	*	paramagnética
+4	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	21.3	diamagnética

\*En estado líquido, existe como dímero (Petrucci, p. 404).

➤ **¿Qué significa diamagnético y paramagnético?** Ver más en:  
<https://www.ecured.cu/Diamagnetismo>

**NO<sub>2</sub> Dióxido de nitrógeno**

El dióxido de nitrógeno es un gas de color pardo, que se condensa fácilmente formando un líquido que hierve a +21°C. Cuando dicho líquido se enfría a -11°C, se congela, formando una masa cristalina, incolora.

**N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> Pentóxido de nitrógeno (anhídrido nítrico)**

**El pentóxido de nitrógeno es sólido y los otros en condiciones normales son gases.**

A excepción del N<sub>2</sub>O todos los óxidos de nitrógeno son venenosos. Por reacción con cobre candente todos ellos se descomponen totalmente dando **CuO** y **N<sub>2</sub>**. Por la cantidad formada de óxido cúprico y de óxido nítrico se puede establecer la fórmula del óxido inicial.

El anhídrido nítrico ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ) es un sólido cristalino, incoloro, muy volátil (punto de sublimación  $32^\circ\text{C}$ ). Sus cristales están constituidos por iones  $\text{NO}_2^+$  y  $\text{NO}_3^-$ ; en estado gaseoso este anhídrido está constituido por moléculas, cuya estructura corresponde a la fórmula;  $\text{O}_2\text{N}-\text{O}-\text{NO}_2$ .

Es muy inestable, y en condiciones normales ya se descompone lentamente en dióxido de nitrógeno y oxígeno (esta descomposición a veces se acelera hasta tal grado, que presenta el carácter de una explosión). Por ser bastante reactivo, el  $\text{N}_2\text{O}_5$  reacciona enérgicamente con muchas sustancias. Con el agua da ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ).

### 19.2 Azida de sodio, $\text{NaN}_3$

Las **azidas** pueden formar compuestos con enlaces covalentes e iónicos con los metales. La **azida de sodio**,  $\text{NaN}_3$ , **es una sal** que generalmente se emplea como generador de gas nitrógeno en la fabricación de airbags.

Las bolsas de aire convierten los átomos de un sólido, que están relativamente cercanos y ocupan poco volumen, en moléculas gaseosas, que están relativamente separados y ocupan mucho volumen. Cualquier impacto acciona un sensor electrónico que activa la siguiente reacción química dentro de la bolsa de aire:



En esta reacción, dos moles de  $\text{NaN}_3$  sólido (que ocupan menos de 0.1L) producen tres moles de gas nitrógeno (ocupan 45 L). El aumento repentino de 450 veces el volumen protege al conductor de chocar contra el tablero y el parabrisas.

Igual que todas las moléculas de un gas, las que se liberan en la bolsa de aire están en movimiento constante, se desplazan a velocidades de unas 600 millas ( Una milla terrestre = 1.60934 Km) por hora y chocan sin cesar entre sí y contra las paredes del plástico. Estos choques dan su forma a la bolsa de aire. La suma de estas colisiones se llama presión (Tro N. página 300).

### $\text{P}_2\text{O}_5$

**Óxido de fósforo (V)** ... El compuesto químico **óxido de fósforo (V)**, **pentóxido de difósforo**, **pentaóxido de difósforo** u **óxido** fosfórico, cuya fórmula molecular es  $\text{P}_2\text{O}_5$ , es un **polvo blanco muy corrosivo** y extremadamente **higroscópico**.

El óxido más típico del fósforo es el pentóxido, también denominado anhídrido fosfórico ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ); es un **polvo amorfo**, blanco, inodoro, que por el intenso calentamiento se sublima. Muestra gran avidez por el agua, y por ello se emplea como **desecante de gases**.

Según nomenclatura sistemática, también conocido por la nomenclatura stock como óxido de fósforo (V), y por la nomenclatura tradicional como pentóxido de difósforo, u óxido fosfórico, se presenta en forma sencilla monómero cuya fórmula estequiométrica es ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ) y sus dímeros, presentan como fórmula molecular ( $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ), puede considerarse como el anhídrido del ácido fosfórico.

La solución del pentóxido de difósforo reacciona en agua para obtener un ácido fuerte, reacciona violentamente con bases y es corrosiva.

La interacción del  $\text{P}_2\text{O}_5$  con el agua va acompañada de la adición de ésta; además según el número de moléculas de agua adicionadas, pueden obtenerse las principales formas hidratadas siguientes:



Como puede verse, la forma más hidratada corresponde al ácido ortofosfórico, llamado simplemente fosfórico.

## 20. Nomenclatura de stock para hidróxidos y tradicional para oxiácidos

Los óxidos metálicos o básicos al reaccionar con el agua se forman los hidróxidos o bases.



Los hidróxidos son compuestos iónicos formados por un **metal** (catión) y un elemento del **grupo hidróxido** ( $\text{OH}^-$ ) (anión). Se trata de compuestos ternarios aunque tanto su formulación y nomenclatura son idénticas a las de los compuestos binarios. En la nomenclatura de Stock comienza con la palabra hidróxido seguido del elemento metálico con la valencia del mismo en números romanos entre paréntesis. Ejemplos:

**HgOH:** hidróxido de mercurio (I)

**Sn(OH)<sub>2</sub>:** hidróxido de estaño (II)

Cuando el elemento metálico sólo tenga una valencia, como los elementos de los grupos 1 y 2 no se indica en números romanos la valencia:

**Be(OH)<sub>2</sub>:** **hidróxido de berilio**, en lugar de hidróxido de berilio (II)

**CsOH :** **hidróxido de cesio**, en lugar de hidróxido de cesio (I)

**AgOH :** **Hidróxido de plata**

**LiOH :** **Hidróxido de litio**

## Oxiácidos y su nomenclatura

Al reaccionar los anhídridos con el agua se producen los ácidos y por contener oxígeno se les denomina oxoácidos u oxácidos, oxiácidos:

Para nombrar los oxiácidos utilizaremos la **nomenclatura tradicional** con los sufijos **-oso** e **-ico**, nomenclatura que está admitida por la IUPAC.

En estos ocho ejemplos se dice que el oxígeno su **estado de combinación** es  $-2$  y el hidrogeno  $+1$ , entonces el azufre funciona con  $S^{+4}$ ,  $S^{+6}$ ,  $N^{+3}$ ,  $N^{+5}$ ,  $Cl^{+1}$ ,  $Cl^{+3}$ ,  $Cl^{+5}$ ,  $Cl^{+7}$ .

$H_2SO_3$	Acido sulfuroso
$H_2SO_4$	Acido sulfúrico
$HNO_2$	Acido nitroso
$HNO_3$	Acido nítrico
$HClO$	Acido hipocloroso
$HClO_2$	Acido cloroso
$HClO_3$	Acido clórico
$HClO_4$	Acido perclórico

Los ácidos de fósforo más comunes son el **fosfónico** (antes llamado fosforoso, en el que el fósforo presenta número de

oxidación  $+3$ ) y el **fosfórico** (número de oxidación  $+5$ ). Ambos ácidos son en realidad **ortoácidos**, es decir, contienen tres moléculas de agua en su formación.

$P_2O_3 + 3H_2O = H_6P_2O_6 = H_3PO_3$	Ácido fosfónico
$P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = H_3PO_4$	Ácido fosfórico

**Aprendizaje 7.** El estudiante utiliza la simbología química para escribir ecuaciones que representen la transformación de sustancias, y la nomenclatura Stock para nombrar y escribir fórmulas de óxidos e hidróxidos y la tradicional para oxiácidos. (N3)

## 21. Las tablas periódicas de Meyer y Mendeléiev



El profesor presenta las construcciones de **Mendeléiev** y Meyer, como ejemplos de la interpretación de datos y creatividad en la construcción de teorías científicas. (A8)

### ○ En 1871 Mendeléiev publicó su trabajo.

El sistema natural de los elementos y su empleo en la predicción de las propiedades de los elementos y los compuestos; y establecía que “ si todos los elementos se colocan según el **orden de los pesos atómicos**, se obtiene una repetición periódica”; lo cual dice, se expresa por la ley de la periodicidad, que enuncia en la siguiente forma:

“Las propiedades de los elementos, tanto como las clases y propiedades de sus compuestos, están en dependencia periódica, o expresándonos algebraicamente, son una función periódica de los **pesos atómicos** de los elementos”.

Precisamente esta propiedad sirvió de base a **Mendeléiev** para su clasificación. **Agrupó los óxidos** de acuerdo con la proporción en la que se combinaban con el oxígeno, ver la siguiente tabla(Chamizo-Garritz) ►

Grupo 1	Grupo 2	Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA
H <sub>2</sub> O	BeO	Be <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	
Li <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>
Na <sub>2</sub> O	CaO		SnO <sub>2</sub>		SeO <sub>3</sub>
K <sub>2</sub> O					

La clasificación de los elementos es obviamente en dos tipos principales de elementos; metales y no metales. Los metales más activos se encuentran a la izquierda de la tabla y conforman los grupos o familias 1 (IA), y 2 (IIA), y también los de los grupos 3 (IIIA), y 14 (IV), los no metales abarcan las familias 15 (VA), 16(VIA) y 17 (VIIA).

A la derecha de la tabla se encuentra la familia de los gases nobles, algunos autores le nombran grupo cero, otros el grupo 18 (VIIIA), por no tener actividad química y no formar compuestos en la naturaleza.

**En 1968 Meyer realizó una tabla de clasificación similar** en muchos aspectos a la que **Mendeléiev** publicó un año más tarde; no obstante no llegó a publicarla hasta 1870. La tabla de Meyer mostraba de forma gráfica las relaciones entre el volumen, los pesos atómicos y las propiedades periódicas de los elementos que la constituían.

► **El profesor presenta la tabla periódica** moderna, y orienta a los estudiantes para reconocer algunos patrones en la organización de la misma (fórmulas de los óxidos y el incremento en la masa atómica. (8)

## 21.1 La tabla larga de Werner y Paneth

La tabla periódica fue aproximándose poco a poco a la que conocemos en la actualidad, aunque su forma de presentación se debe a **Alfred Werner** y **Friedrich Adolf Paneth**.

No obstante, la tabla sufrió un cambio de aspecto en 1940, cuando **Glenn T. Seaborg** incluyó la **serie de los actínidos** para situar los elementos transuránidos descubiertos por él. Posteriormente se descubrirían los **transactínidos** del séptimo periodo. Recientemente se ha publicado el descubrimiento del elemento 118 (bautizado oficialmente como oganesón), que completa el séptimo periodo.

► Recomendamos al profesor para más información acerca de Lothar Meyer y Dimitri Mendeléiev la siguiente página:  
<https://lidiacnlaquimica.wordpress.com/tag/tabla-larga-de-werner-y-paneth/>

**Aprendizaje 8.** El estudiante reconoce algunos patrones y tendencias de las propiedades de los elementos químicos en la organización de la tabla periódica.  
 (N2)



## 22. Teoría de Arrhenius de ácidos y bases

En 1833, **Arrhenius propuso una teoría** sobre la ionización electrolítica. Observó que una disolución de un ácido era conductora de la corriente eléctrica, lo cual le llevó a una conclusión: se disociaba en sus iones, uno de los cuales es el  $H^+$ .

- Ácido es aquella sustancia que en disolución acuosa produce iones hidrógeno o bien iones oxonio  $H_3O^+$
- Base es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando iones hidróxido  $OH^-$

Según esta teoría, no se puede explicar el hecho de que determinadas sustancias que no contienen el ion hidróxido se comporten como bases, como por ejemplo el amoníaco, el carbonato sódico, etcétera.

### Ácidos y bases

La clasificación de las sustancias en ácidos y bases ha sido una de las cuestiones más debatidas en química. Desde que se conocieron por primera vez las propiedades de los ácidos y las bases, se han propuesto, por lo menos siete teorías diferentes para la explicación de las mismas. Actualmente es posible, sin embargo, encontrar ciertas tendencias de unificación.

Una pregunta básica para cualquier teoría es:

¿Cuántos hechos se pueden cubrir con la misma explicación? La historia de las teorías sobre ácidos y bases proporciona uno de los primeros ejemplos de la ampliación que ha ido experimentando un concepto, al principio muy limitada (García Pérez, 2000).

### 22.1 La naturaleza de los ácidos y las bases

**Los ácidos son compuestos que:**

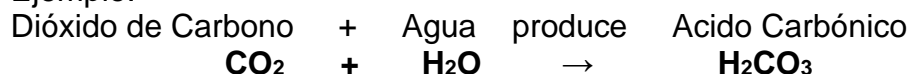
1. Saben ácidos.
2. Disuelven ciertos metales (por ejemplo el Zn) con liberación de un gas.
3. Hacen que ciertos pigmentos orgánicos cambien de color (un ejemplo es el tornasol, que cambia de azul a rojo en los ácidos).
4. Disuelven la cal ( $CaCO_3$ ) con liberación de un gas.
5. Reaccionan con las bases para formar sales y agua.

**Las bases son compuestos que:**

1. Saben amargos.
2. Son jabonosos o de tacto jabonoso.
3. Disuelven aceites y grasas.
4. Hacen que ciertos pigmentos orgánicos cambien de color (el tornasol rojo cambia a azul en las bases).
5. Reaccionan con los ácidos para formar sales y agua.

Cuando los óxidos no metálicos reaccionan con el agua forman ácidos, por lo que se le llaman también óxidos ácidos.

Ejemplo:



Los ácidos se pueden también reconocer por el cambio de color de un indicador ácido-base como el papel tornasol. Las disoluciones ácidas tornan el papel tornasol azul a un color rosado al entrar en contacto con ella.

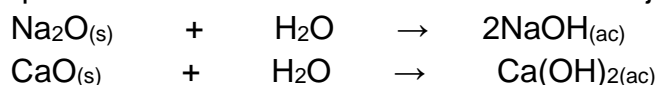
Los ácidos producidos por la reacción de los óxidos no metálicos con el agua se denominan Oxácidos debido a que contienen Oxígeno. Ejemplo.



## 22. 2 Algunos ácidos y bases de uso cotidiano

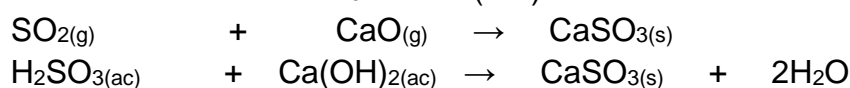
- Los limones con un pH de **2.0** son muy agrios, el responsable es el **ácido cítrico**. En general las frutas cítricas y algunos alimentos ácidos resisten el deterioro porque varios microorganismos no pueden sobrevivir en un ambiente con un pH bajo.
- El sabor agrio de **la aspirina** se debe a su naturaleza ácida, pero no a sus cualidades medicinales. En el vino, el **ácido acético** se forma cuando la bebida se expone al oxígeno durante un periodo prolongado.
- **El ácido fosfórico se suele agregar a los refrescos y a la cerveza** para infundir acidez, el ácido carbónico producido por la reacción entre el dióxido de carbono y el agua, y por lo tanto está presente en todas las bebidas carbonatadas (o gaseosas).
- **El ácido clorhídrico** que se encuentra en concentraciones relativamente altas en el estómago, es el responsable del sabor desagradablemente agrio del vómito.

Los óxidos metálicos iónicos se disuelven en el agua para formar bases, de modo que se conocen como **anhídrido de base**. Ejemplos:



Se forma la sal por la reacción entre un anhídrido de ácido y un anhídrido base.

Por ejemplo, la siguiente reacción produce la misma sal formada en la neutralización del  $\text{H}_2\text{SO}_3$  con  $\text{Ca(OH)}_2$  solución acuosa



Como se observa en este último ejemplo la reacción de un ácido con una base se le conoce como **neutralización**. En la clasificación de tipos de reacción se le denomina reacción de **doble sustitución** para obtener sal más agua.

## Los usos de los hidróxidos

Los hidróxidos tienen diferentes usos en la vida cotidiana.

- **La soda o la potasa cáustica** (hidróxido de sodio y de potasio, respectivamente) se usan para destapar cañerías.
- El hidróxido de magnesio es bien conocido como antiácido, muchos **digestivos estomacales** lo incluyen en su formulación. A mayores concentraciones tiene poder laxante.
- El hidróxido de aluminio también se emplea como **antiácido** en las denominadas sales de fruta. El hidróxido de calcio es muy utilizado en la **construcción**, se lo conoce en ese ámbito como **cal apagada**.

Fuente: <http://www.ejemplos.co/25-ejemplos-de-hidroxidos/#ixzz5FvR7Vfxb>

### 22.3 Importancia de los ácidos y las bases en la vida diaria

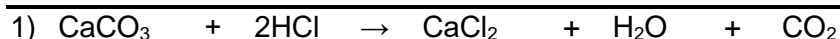
Las reacciones químicas en las que participan los ácidos y las bases tienen importancia por las aplicaciones que encuentran. Mediante distintos procesos industriales se obtienen ácidos y bases que suelen ser la materia prima de otras sustancias necesarias para el hombre. En la naturaleza encontramos muchas de estas sustancias.

Algunas de ellas juegan un importante papel en los seres vivos. Por ejemplo, el ácido carbónico es fundamental en mantener constante del pH de la sangre; el ácido láctico y el ácido butanoico (presentes en la leche y mantequilla) se forman por la acción bacteriana sobre los hidratos de carbono. Más información en:

<http://www3.gobiernodecanarias.org/medusa/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/CTSA/AcidosYBasesdeLaVidaDiariaB.pdf>

La química ácido-base de los antiácidos se resume con las ecuaciones siguientes:

**Antiácido + ácido estomacal → sal + agua + (dióxido de carbono)**



## CONTESTA NÚMERO 14.

1. Diga si cada uno de los siguientes compuestos forma soluciones ácidas, básicas o neutras cuando se añaden al agua pura:

a)  $\text{H}_2\text{S}$ , b)  $\text{KClO}$ , c)  $\text{NaI}$ , d)  $\text{NH}_3$ , e)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , f)  $\text{LiNO}_2$ , g)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , h)  $\text{Cl}_2\text{O}_3$

2. 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.

3. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son incorrectas?

- A) Los ácidos débiles están totalmente disociados.
- B) El  $\text{HI}$  es un ácido fuerte y el  $\text{HF}$  es un ácido débil.
- C) Una base será tanto más fuerte cuando mayor sea  $K_b$ .
- D) El ácido sulfúrico es el ácido más fuerte de todos conocidos.

4. ¿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 mayor que 7.
- D) Los ácidos polipróticos no ceden a la vez todos los protones.

5. 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  $2 \times 10^{-2} \text{ M}$ .

Respuestas

- 1) . a) ácido, b) básico, neutro, d) básico. e) básico, f) básico. g) ácida. h) ácida. Malone (2007) Introducción a la Química. páginas 418-419.
- 2) 2) a y b 3) a y d 4) Si 5) d [Tebar, 2000: tema 6 pagina 158]

😊 Evaluación:



**El profesor aplica cuestionarios** para identificar el grado de comprensión y apropiación de los contenidos en función de los aprendizajes.

## **Formación científica:**

### **Trabajo en equipo**

Limitaciones de las clasificaciones científicas

Importancia de la creatividad en la interpretación de evidencias para la construcción de teorías científicas

#### ➤ Limitaciones de la ciencia

El ser humano por naturaleza busca la explicación de lo que suele suceder a su alrededor; vale decir, busca, desea y quiere conocer y tener una explicación de la realidad que la afecta, en el medio ambiente donde se desenvuelve. No obstante, se observa que la ciencia se encuentra atrapada en una evidente entropía, en una endogamia, en un lenguaje técnico que no entiende el ciudadano normal y corriente. No lográndose la verdadera simbiosis entre ciencia y población. Visto esto, al parecer el problema no es la ciencia, sino más bien la pseudociencia, debido a que la sociedad acepta sus explicaciones por demás inteligibles, más sencillas, más directas, aunque también más erróneas.

Para Moore John N. (1973). “La sociedad moderna carece de capacidad crítica, de un sentido del escepticismo que le haga plantearse si los mensajes que recibe de las pseudociencias, concepto ampliamente descritos como se refirió y que evidentemente son engañosos. Y ello se traduce en un aislamiento de la ciencia que, a la larga, acaba suponiéndole una grave limitación. Leer más:

- <http://www.monografias.com/trabajos64/limitaciones-ciencia/limitaciones-ciencia2.shtml#ixzz5Cir4keEn>
- [https://www.acta.es/medios/articulos/ciencias\\_y\\_tecnologia/062055.pdf](https://www.acta.es/medios/articulos/ciencias_y_tecnologia/062055.pdf)
- <http://www.madrimasd.org/blogs/universo/2007/11/10/78477>

Importancia de la creatividad en la interpretación de evidencias para la construcción de teorías científicas.

### **Qué es la creatividad?**

Usted ha de pensar de que el proceso suena más analítico que creativo, pero los expertos quienes estudian la creatividad han visto que pensamiento lógico siempre es parte del proceso creativo en cualquier campo, desde arte hasta la ciencia hasta en los negocios (Tardif & Sternberg, 1988). La creatividad no es solamente la habilidad de inventar nuevas ideas, sino que también reduciendo esas nuevas ideas para enfocarse en una de que pueda ser elaborada. Las personas creativas en cualquier campo encuentran nuevas maneras de ver al mundo – constantemente se preguntan, “¿Qué tal si?” pero no se detienen allí. Después de que una persona creativa se pregunta “¿Qué tal si?” luego avanzan a pensar lógicamente por en las consecuencias.

<https://www.importancia.org/creatividad.php>

## 24. Estructura de la materia

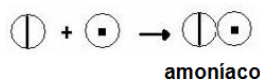
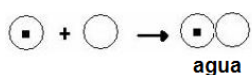


**El profesor orienta la representación** de compuestos utilizando el modelo de Dalton y las estructuras de Lewis. (A9)

### Enlace químico. Clasificación y propiedades relacionadas

Los modelos de Dalton y Lewis

John Dalton (1766-1884) estudió los resultados de los experimentos de Lavoisier, Proust y de muchos otros científicos, y consideró que una teoría atómica de la materia podría explicar las pruebas experimentales. Por ejemplo, si la materia estaba formada por átomos individuales, entonces una reacción química sólo reacomodaría esos átomos y no habría ni formación ni desaparición de ellos.



Modelo de reacción química con la simbología de Dalton.

Esta idea explicaría la ley de la conservación de la masa. También, si cada elemento constaba de átomos de un tipo y masa específica, entonces un compuesto siempre presentaría cierta proporción de átomos que nunca que nunca variaba.



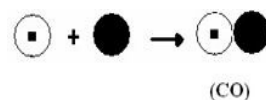
Explica la poca funcionalidad del modelo de Dalton para describir la formación de las uniones entre átomos y las ventajas del uso de las estructuras de Lewis para este fin.(A9)

La teoría atómica de Dalton proporcionó a los químicos un modelo de la naturaleza de las partículas de la materia. Sin embargo, también trajo nuevas preguntas.

Si todos los elementos están compuestos por átomos ¿Por qué hay tantos elementos diferentes? ¿Qué es lo que hace que un elemento difiera de otro?.

Los experimentos de finales del siglo XIX empezaron a indicar que los átomos estaban formados por partículas todavía más pequeñas.

En la actualidad, la química explica las propiedades y el comportamiento de las sustancias en términos de tres de estas pequeñas partículas; **neutrones, protones y electrones** (Phillips-Strozak-Wistrom, 2004).



Según Dalton, las reacciones del carbono con el oxígeno.



**El profesor hace énfasis en la relación** grupo de la tabla periódica/electrones de la capa de valencia para los elementos estudiados y los alienta a explicar nuevos ejemplos. (A10)

**Relación entre el grupo en la tabla periódica y los electrones de valencia para los elementos representativos.**

De manera general los electrones de valencia son los que se encuentran siempre en el nivel externo.

Para los elementos alcalinos y alcalino- térreos los electrones de valencia coinciden con sus grupos IA y IIA son 1 y 2, para los grupos IIIA, IVA, VA, VIA y VIIA los electrones de valencia, son 3, 4, 5, 6 y 7, pero es necesario aclarar lo siguiente

#### **24.1 Valencia y número de oxidación**

Debemos aclarar la diferencia entre estos términos. Los electrones de valencia son los que se encuentran en el nivel externo de energía y el número de oxidación representa la máxima cantidad de electrones que puede perder un elemento. Este número da el orden a los grupos o familias.

Por ejemplo.

En los elementos del grupo **IIA** su valencia es 2; al mismo tiempo esos dos electrones son los únicos que pueden perderse y el número de oxidación es entonces **+2**. Los elementos en el grupo **VIA** pueden perder 6 electrones y el número máximo de oxidación por lo tanto es **+6** pero su valencia es **-2** porque en su último nivel de energía requieren 2 electrones para completar la regla del octeto.

El número de oxidación se llama también estado de oxidación. Es muy útil basarnos en el concepto de que la unión de átomos en un compuesto químico se debe a la atracción electrostática que hay entre ellos. El número de oxidación es la carga eléctrica que el átomo parece tener cuando existe como elemento libre o cuando está unido a otros átomos en un compuesto (Guayasamin Guerrero, páginas 64 y 117. Limusa).

Henry Moseley (187-1915) fue capaz de enunciar una de las regularidades fundamentales escondidas tras el orden de la tabla periódica. Expresando en sus propias palabras, el principio dice lo siguiente:

Hay una cualidad fundamental en el átomo que se incrementa con pasos regulares cuando pasamos de un elemento al siguiente. **Esta cualidad solo puede ser la carga del núcleo positivo central.**

“Los protones dan al átomo su identidad,  
los electrones su personalidad”.

**Bill Betson (1951), escritor científico británico**

Las ideas de Moseley fueron anteriores al propio **descubrimiento del protón por parte de Rutherford**, y es obvio que este último las tuvo presentes cuando finalmente fue capaz de detectarlo [Roger Corcho Orrit, (2012)El núcleo atómico RUTHERFORD. Los átomos también tienen corazón. EDITEC. Impreso en España. NATIONAL GEOGRAPHIC].



En 1932, Chadwick realizó un descubrimiento fundamental en el campo de la física nuclear: **descubrió la partícula en el núcleo del átomo que pasaría a llamarse neutrón, partícula que no tiene carga eléctrica**. Esta tiene una masa igual a la del protón y se representa con el símbolo  $n^1$

Los experimentos de Rutherford demostraron que el núcleo del átomo es muy pequeño, en comparación con el volumen total del átomo y contiene la mayor parte de la masa atómica. **Con excepción del hidrógeno, el núcleo de cualquier elemento consta de dos clases de partículas; protones y neutrones.**

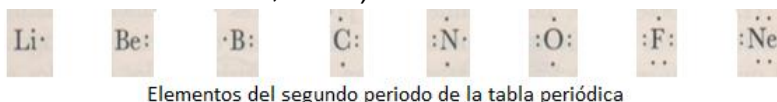
La masa de un átomo se considera como la suma de las masas de los protones y los neutrones.



Con base en ejemplos de estructuras de Lewis para los elementos y compuestos estudiados, **el profesor promueve que los estudiantes identifiquen la tendencia de los átomos a completar el octeto.**(A10)

## 24.2 Regla del octeto y sus limitaciones

La regla del octeto establece que al formarse un enlace químico, los átomos adquieren, pierden o comparten electrones, de tal manera que la capa más externa o de valencia de cada átomo contenga ocho electrones. Esta regla se basa en el hecho de que todos los gases raros, excepto el helio, tienen estructura de ocho electrones (Carrasco-Castañeda, 2014).

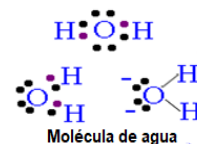


Todos los átomos cuentan con lo que se llama electrones de valencia, que son los que se encuentran en los niveles externos o en los últimos orbitales y son capaces de participar en los cambios químicos.

Una forma fácil de saber cuántos electrones de valencia tiene cada átomo es ubicar el número de grupo de la tabla periódica en el que se halla este elemento.

Los electrones de valencia de un elemento se representan por medio de los símbolos de Lewis.

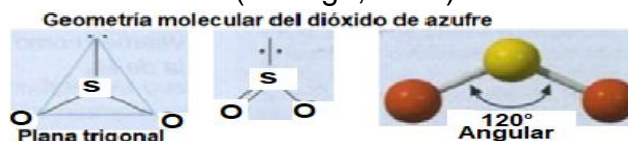
Para construir el símbolo de Lewis de un elemento se escribe el símbolo del elemento rodeado por puntos, cruces o círculos, cada uno de los cuales representa a un electrón de valencia, es decir, el número del grupo representativo (familias A) del elemento en la tabla periódica, es igual al número de puntos en el símbolo de Lewis.



Ahora bien, los átomos cuando se enlazan sufren reacomodo en su estructura electrónica; los químicos han observado que:

1. Los gases nobles son poco reactivos debido a su configuraciones electrónicas de capa llena.
2. En los compuestos iónicos los aniones y cationes tienen una configuración que es **isoelectrónica** con los gases nobles.

Con base en estas observaciones se ha propuesto lo que se conoce como regla del octeto, la cual dice; los átomos al formar un enlace químico adquieren la configuración electrónica de un gas noble; ello significa que cada átomo debe tener 8 electrones en sus niveles externos. A partir de esta regla se puede dibujar la estructura de Lewis para las moléculas (Zárraga, 2003).



### CONTESTA NÚMERO 15.

1. Define el concepto de núcleo atómico\_\_\_\_\_
  2. El nitrógeno tiene 5 electrones en su nivel externo  
¿Cuál es su número máximo de oxidación? \_\_\_\_\_.  
El nitrógeno puede formar hasta tres enlaces  
¿Cuál es su número de valencia? \_\_\_\_\_.  
Para completar la regla del octeto el átomo de nitrógeno acepta 3 electrones en su nivel externo ¿Cuál es el valor de su carga eléctrica? \_\_\_\_\_.  
Si tiene 7 protones en su núcleo ¿Cuál es el valor de su carga nuclear? \_\_\_\_\_.  
Para que este átomo se considere neutro;  
¿Cuántos electrones debe tener en el exterior del núcleo? \_\_\_\_\_  
Si su masa atómica es de 14 uma.  
¿Cuántos neutrones existen en su núcleo?\_\_\_\_\_
  3. ¿Qué fórmula representa un compuesto que es imposible obtener en condiciones normales? Explicar por qué.  
b. CuO      b) XeF      c) Ba(NO<sub>3</sub>)      d)H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>
  4. Se refiere a un grupo de átomos o los iones tienen el mismo número de electrones. Por ejemplo, anión F<sup>-</sup>, átomo Ne y catión Na<sup>+</sup> son \_\_\_\_\_.
  5. Se dice que dos o más entidades moleculares (átomos, moléculas, iones) son \_\_\_\_\_ entre sí, cuando estas tienen el mismo número de \_\_\_\_\_ de valencia y la misma \_\_\_\_\_.
- <https://glosarios.servidor-alicante.com/quimica/isoelectronico>
6. El **SO<sub>2</sub>** ¿ Es una molécula polar? Porqué.



### 24.3 Limitaciones de la regla del octeto

**El profesor evidencia las limitaciones** de la regla del octeto para explicar algunas estructuras de compuestos. (A10)

Una estructura de Lewis muestra cómo están ordenados los electrones apareados en la molécula, pero no representan la forma de la molécula. Al trazar una estructura, en lo posible se colocan ocho electrones (cuatro pares o cuatro ligaduras) alrededor de cada átomo (excepto en el hidrógeno).

En la representación de una molécula, la primera etapa es presentar cómo están ordenados los pares de electrones dentro de la molécula. Al hacer esto se utiliza el símbolo de cada elemento para representar el núcleo y todos los electrones internos. Los electrones de valencia son representados luego como puntos alrededor del símbolo. Todos los electrones de valencia en la molécula están ordenados de tal forma que cada átomo tiene ocho electrones a su alrededor, excepto el hidrógeno que tiene solamente dos.



Gilbert Lewis

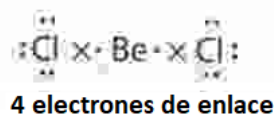
$\text{Na} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$ Sodio Cloro $\text{Na} : \ddot{\text{Cl}} :$ Cloruro de sodio	$\cdot \ddot{\text{Ba}} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$ Bario Cloro $:\ddot{\text{Cl}}:\text{Ba}:\ddot{\text{Cl}}:$ Cloruro de bario	$\text{H} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{O}} \cdot$ Hidrógeno Cloro $\text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$ Agua
$\text{Na} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{S}} \cdot$ Sodio Azufre $\text{Na} : \ddot{\text{S}} : \text{Na}$ Sulfuro de sodio	$\cdot \ddot{\text{Ba}} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{S}} \cdot$ Bario Azufre $\text{Ba} : \ddot{\text{S}} :$ Sulfuro de bario	$\cdot \ddot{\text{Al}} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{F}} \cdot$ Aluminio Fluor $:\ddot{\text{F}}:\text{Al}:\ddot{\text{F}}:$ Fluoruro de aluminio

Estructura de Lewis

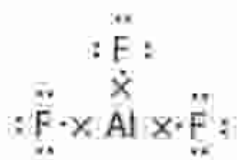
Como se observa en el cuadro anterior existen moléculas que contienen átomos que no cumplen con la regla del octeto, como las que tienen al elemento boro, fósforo y azufre.

**Excepción a la regla del octeto:** cuando los átomos no completan sus 8 electrones de valencia en los siguientes ejemplos

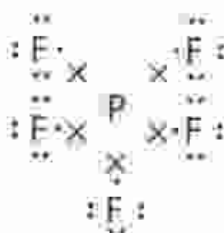
#### Segundo periodo



Tercer periodo, tres de siete átomos constituyen una excepción, esto es el aluminio, el fósforo y el azufre.



6 electrones de enlace



10 electrones de enlace



12 electrones de enlace

- $H_2$
- $BeH_2$
- $BH_3$
- $AlCl_3$
- $BF_3$
- $AlI_3$

$H \cdot \cdot H$   
Vean como el hidrógeno al enlazarse entre sí, no completa su octeto (sólo tiene 2 electrones de valencia)



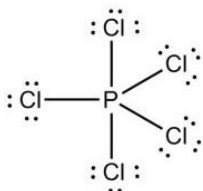
$H \cdot \cdot Be \cdot \cdot H$   
El átomo central (berilio) no forma su octeto al unirse con el hidrógeno (sólo completa 4 electrones de valencia)



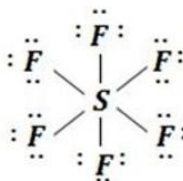
$H \cdot \cdot B \cdot \cdot H$   
El boro solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el hidrógeno



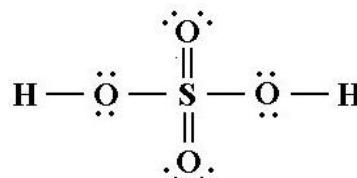
### Octeto expandido:



El fósforo completa 10 electrones de valencia al unirse con el cloro



El azufre completa 12 electrones de valencia al unirse con el flúor



El azufre completa 10 electrones de valencia al unirse con el oxígeno

<http://www.fullquimica.com/2014/02/excepciones-la-regla-del-octeto.html>

**Limitaciones.** Cabe observar que, contradictorio a la regla del octeto, los átomos de los elementos que se encuentran después del segundo periodo de la tabla periódica, pueden acomodar más de ocho electrones en su capa externa. Ejemplos de esto son los compuestos  $PCl_5$  y  $SF_6$ .

Antes de que se puedan escribir algunas estructuras de Lewis, se debe conocer la forma en que los átomos están unidos entre sí.

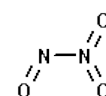
Considérese por ejemplo el ácido nítrico. Aunque la fórmula del ácido nítrico con frecuencia se representa como  $HNO_3$ , en realidad el hidrógeno está unido a un oxígeno, no al nitrógeno. La estructura es  $HONO_2$  y **no**  $HNO_3$ .

También se puede dar cuando existen moléculas impares, moléculas hipovalentes y moléculas hipervalentes.

Las moléculas hipervalentes fueron definidas por primera vez por Jeremy I. Musher en 1969, como moléculas de los elementos de los grupos 15-18 en cualquier estado de oxidación distinto al menor.

Algunos ejemplos de hipervalencia se presentan en el pentacloruro de fósforo ( $\text{PCl}_5$ ), hexafluoruro de azufre ( $\text{SF}_6$ ), el anión fosfato ( $\text{PO}_4^{3-}$ ), el trifluoruro de cloro ( $\text{ClF}_3$ ) y el ion triioduro ( $\text{I}_3^-$ ).

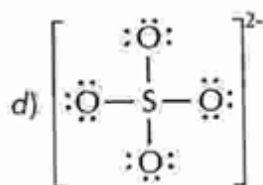
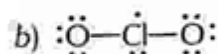
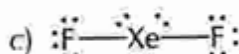
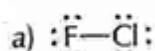
**El enlace múltiple**, se presenta cuando se comparten más de electrones entre un átomo y otro, produciéndose los dobles y enlaces. Ejemplos:



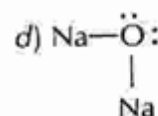
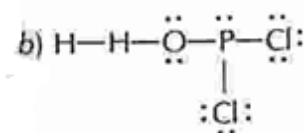
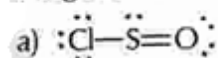
un par de triples

## CONTESTA NÚMERO 16.

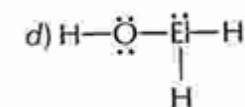
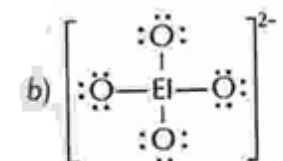
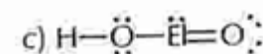
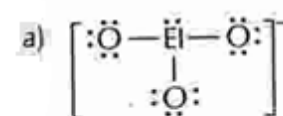
1. ¿Cuál de las siguientes especies contiene al menos un átomo que viola la regla del octeto?



2. Ninguno de los siguientes se sabe que exista. ¿Qué está mal en cada uno?



3. "El" es el símbolo general para un elemento representativo. En cada caso, ¿en qué grupo periódico está localizado El? Justificar las respuestas y citar un ejemplo específico para cada uno.



(Smooth-Chang, 2007. p.p. 154 a 161)

## 25. Reacción química:

### Síntesis de óxidos

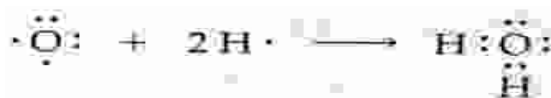
#### a) Formación de la molécula de oxígeno

El oxígeno con número atómico de 8 tiene dos niveles principales: K=2 y L=6 electrones; dos átomos de oxígeno comparten dos pares de electrones para formar el oxígeno molecular,  $O_{2(g)}$



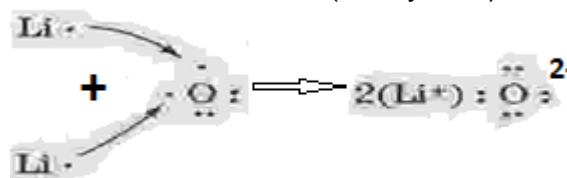
#### b) Formación del óxido de hidrógeno o agua

Para que el oxígeno tenga el octeto es necesario dos electrones de dos átomos de hidrógeno; así el oxígeno adquiere la configuración electrónica del neón y el hidrógeno del helio, compartiendo dos pares de electrones en forma angular:



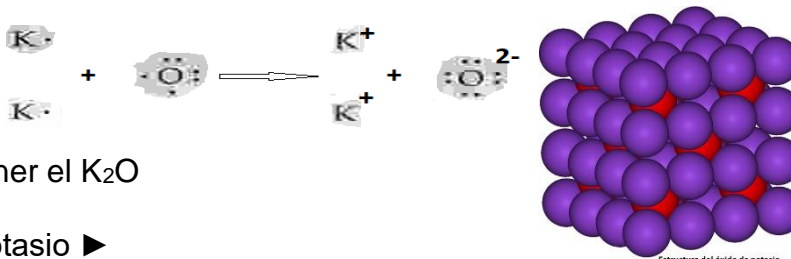
#### c) Con la formación del óxido de litio se indica el mecanismo de reacción

Los elementos alcalinos, el **Li** tienen un electrón de valencia (K=2 y L=1) dos átomos de litio ceden su electrón al oxígeno adquiriendo una carga eléctrica con exceso de dos electrones dando origen al anión  $O^{2-}$  formando por atracción electrostática el óxido:



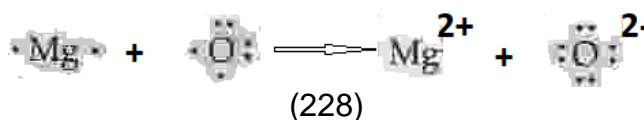
#### d) La formación de óxido de potasio

Es el mismo mecanismo de reacción para obtener el  $K_2O$



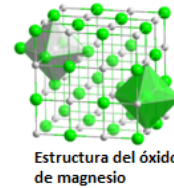
Estructura del óxido de potasio ►

#### e) El magnesio, elemento del grupo 2 (K=2, L=8 y M=2) con dos electrones de valencia, como se puede observar el metal cede sus dos electrones al oxígeno formando el anión y el átomo de magnesio al perder dos electrones se queda con L=8 adquiere la carga eléctrica de 2+ en forma de catión para obtener el óxido de magnesio $MgO$

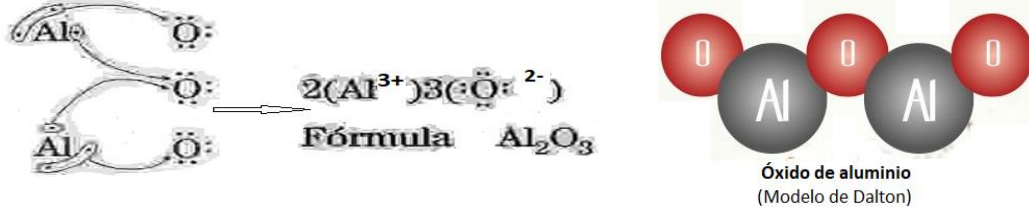




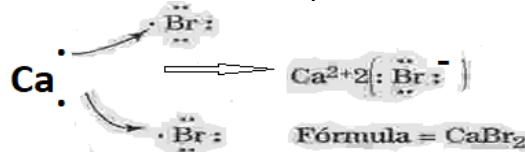
Estructura cristalina cúbica del óxido de magnesio tipo NaCl ►



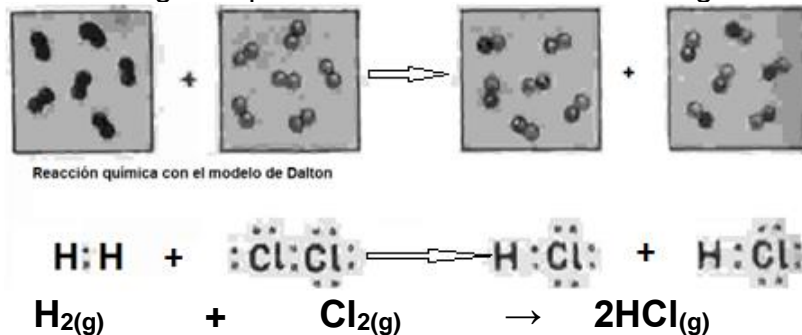
- f) Con elemento del tercer periodo, el aluminio con una carga nuclear de 13 tiene tres niveles principales; K=2, L=8 y M=3  
Como se observa en el mecanismo de reacción se requieren dos átomos de aluminio y tres de oxígeno:



- g) Mecanismo de reacción con dos elementos del cuarto periodo para formar la sal bromuro de calcio; el metal cede su par de electrones a dos átomos de bromo para que formen el octeto teniendo en exceso un electrón por lo que adquiere la carga eléctrica de 1-, (isoeléctrico con el Kriptón) el calcio al perder sus dos electrones externos adquiere el octeto en su tercer nivel con ocho, ambas cargas eléctricas se ataren para formar la sal:



- h) Reacción entre dos gases para obtener el cloruro de hidrógeno



**Aprendizaje 10.** El estudiante explica con base en las estructuras de Lewis la distribución de los electrones en los átomos y su relación con el grupo al que pertenecen los elementos estudiados y utiliza la regla del octeto como una forma simplificada de explicar la unión entre los átomos en las moléculas.



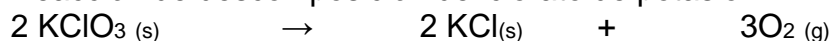
## 25.1 Ajuste de ecuaciones químicas por inspección

En este tipo de ajuste buscamos por tanteo los coeficientes estequiométricos que ajustan la ecuación química. Para simplificar esta operación seguimos básicamente tres indicaciones generales:

- Los elementos que aparecen en un solo reactivo y producto se ajustan primero.
- Los elementos libres se ajustan al final.
- El uso de coeficientes fraccionarios puede facilitar el ajuste. Estos coeficientes fraccionarios pueden eliminarse multiplicando toda la ecuación por el denominador común.

Dada la siguiente ecuación química balanceada verifiquemos los coeficientes ya establecidos

Reacción de descomposición del clorato de potasio



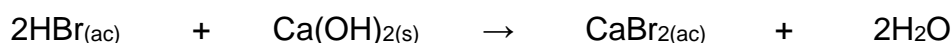
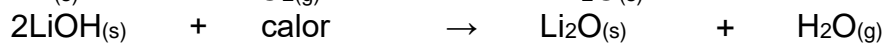
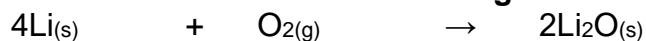
suponiendo que reaccionan 2 mol de  $\text{KClO}_3$ , se producen 2 mol de  $\text{KCl}$  y 3 mol de  $\text{O}_2$ . Si se hace un balance elemento a elemento, se observa que:

2 mol de K en los reactivos = 2 mol de K en los productos

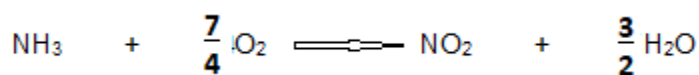
2 mol de Cl en los reactivos = 2 mol de Cl en los productos

6 mol de O en los reactivos = 6 mol de O en los productos

**Realicemos lo mismo con las siguientes**



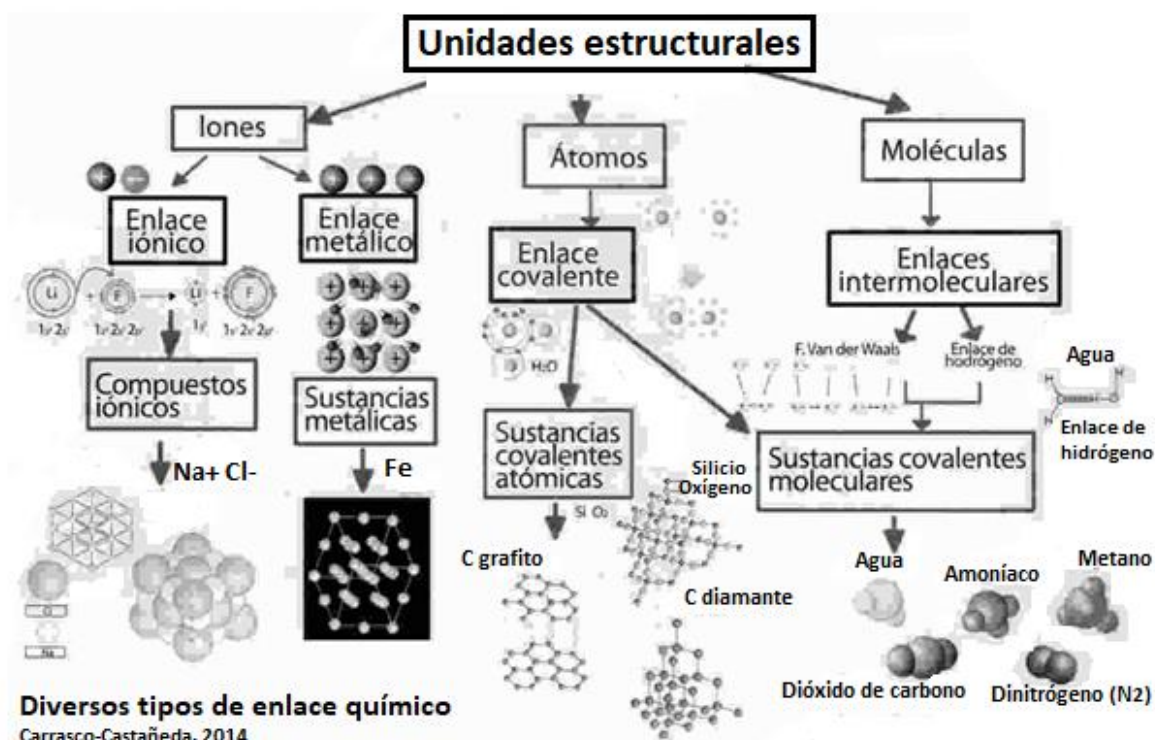
Escribir la siguiente ecuación química con coeficientes de números enteros ►



## 26. Enlace

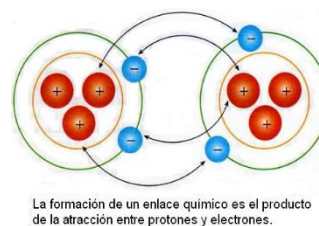


Se sugiere al profesor el siguiente mapa conceptual de unidades estructurales para dar inicio al concepto de enlace.



El concepto de enlace químico fue empírico durante mucho tiempo.

Descartes suponía que algunos átomos tenían ganchos y otros poseían una especie de arillos, de esta manera el gancho entraba en el arillo y los dos átomos se unían. No fue sino hasta el siglo XIX que con los experimentos sobre la electrólisis del agua realizados por Nicholson y Carlisle se empezó a sospechar que el enlace químico era de naturaleza eléctrica.



El mismo tipo de experimentos llevaron a Berzelius en 1812 a hablar de la atracción electrostática entre iones de carga opuesta, y finalmente, en el siglo XX con el descubrimiento del electrón se comprendió que los responsables del enlace químico son justamente los electrones. De esta manera se concluyó que:

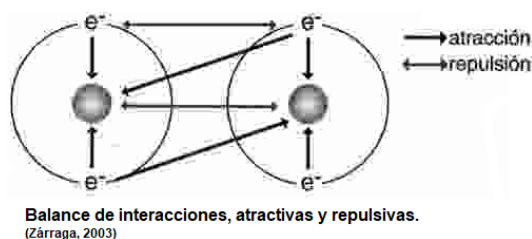
**“El enlace químico es un fenómeno esencialmente electrónico”.**

En la actualidad este concepto es aceptado. En un átomo los electrones se mueven alrededor del núcleo, mientras que en una molécula está relacionado con el desplazamiento de los electrones y de acuerdo con que tan pequeño o grande sea éste, los compuestos presentan sus propiedades.

Con esta nueva idea sobre la naturaleza del enlace químico, se comprendió que para la formación de los compuestos los átomos deben ceder o compartir electrones pero, independientemente de la forma en que lo hagan, el resultado final debe ser la unión de los átomos.

## 26.1 Naturaleza eléctrica de la materia

Cuando un electrón se mueve entre dos o más núcleos está sujeto a varios tipos de interacciones, por ejemplo, es atraído por los núcleos de carga positiva y repelido por los demás electrones.



Para que haya un enlace químico el balance final de todas las interacciones que se producen entre los núcleos y los electrones de los átomos involucrados debe de ser atractivo: De ahí que:

**“Un enlace químico es la interacción atractiva total entre dos o más átomos”.**

El enlace químico es único, pero ante la imposibilidad de tener en la actualidad un modelo teórico unificado para explicarlo, se proponen tres de ellos:

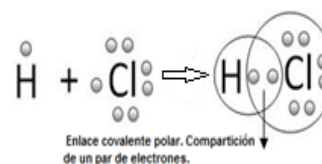
Modelo de enlace metálico.

Modelo de enlace iónico.

Modelo de enlace covalente.

Es importante aclarar que en el enlace metálico no existen moléculas, sino que en todos los metales su enlace es peculiar.

Si los electrones se comparten de manera más o menos equitativa entre dos núcleos de los átomos vecinos se forman moléculas y las sustancias formadas por éstas pueden ser sólidas, líquidas y gases. Por ejemplo, el  $O_{2(g)}$ ,  $H_2O(l)$ ,  $HCl(g)$  y el  $CO_{2(g)}$ .



De acuerdo con la teoría de Lewis, combinamos las estructuras de los elementos con el fin de formar estructuras similares para los compuestos.

Representamos el enlace iónico, el que se establece entre un metal y un no metal mediante la transferencia de electrones, trasladando puntos de la estructura de Lewis del metal a la estructura de Lewis del no metal. El metal se convierte en un catión y el no metal en un anión. Por ejemplo, el sodio y el cloro tienen las estructuras siguientes ►



- Al formar la estructura de Lewis para el NaCl, trasladamos el electrón de valencia del sodio al cloro. Como el sodio pierde su electrón de valencia, carece de puntos.

Los electrones quedan moviéndose alrededor de cada ion, en este caso también se trata de sustancia sólida que constituye a las redes cristalinas. Ambos átomos se estabilizan mediante el intercambio y **forman un enlace químico**.

La sustancia resultante, cloruro de sodio, es un compuesto estable y no tóxico porque el catión de sodio ( $\text{Na}^+$ ) y el anión de cloro ( $\text{Cl}^-$ ) ahora tienen configuraciones electrónicas completas: los dos poseen ocho electrones en sus órbitas exteriores.

Los científicos Arkel y Ketelaar propusieron un diagrama geométrico para tratar de explicar que el enlace químico es único y que los tres modelos, lejos de ser independientes, sólo representan algunos aspectos del enlace químico. La estructura sugerida es un triángulo llamado triángulo de enlace en cuyos vértices se ubican cada uno de los modelos conocidos.

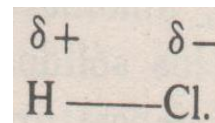


Las diferencias entre estos modelos de enlace son tan pequeñas que a veces es difícil establecer diferencias marcadas entre ellos y por esto no se debe caer en la exageración de generalizar las propiedades que deben presentar cada clase de compuestos.

## 26.2 Concepto de enlace

Cuando los electrones de valencia se comparten entre átomos iguales, las moléculas son neutras, es decir tienen carga eléctrica cero, por ejemplo  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ . Los enlaces covalentes en los cuales los electrones se comparten por igual se les llama **enlaces covalentes no polares**.

Los enlaces formados por átomos distintos con grandes diferencias de densidad electrónica, **forman moléculas polares**. La molécula es eléctricamente neutra en su conjunto por tener igual número de partículas positivas y negativas, pero no existe simetría en la distribución de la electricidad.



Aquellas moléculas cuyos centros de carga positiva no coinciden con la carga negativa, se denominan moléculas polares. Llamándose polar al enlace en el cual un par de electrones de la configuración electrónica no está igualmente compartido por los dos átomos.

De este modo, tanto los enlaces iónicos, como los enlaces covalentes pueden formar moléculas polares (Alcántara Barbosa, 1994).

El enlace iónico o electrovalente o polar se forma por transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. Como consecuencia se forman iones (átomos con carga).

Los compuestos resultantes se llaman electrovalentes y el número de oxidación, valencia o carga del ion resultante es simplemente el número de electrones cedidos o ganados, al cambiar la forma atómica a la iónica (Alcántara Barbosa, 1994).



Además de la transferencia de electrones, intervienen diversos factores para la formación del enlace iónico, como la energía de ionización, la afinidad electrónica, las fuerzas electrostáticas, el radio atómico, **la electronegatividad**.

## 26.3 Concepto de electronegatividad de Pauling

El profesor presenta a los estudiantes en la tabla periódica los valores de electronegatividad como una herramienta para predecir los tipos de enlace.

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.

Varias de las propiedades químicas de los elementos pueden sistematizarse en términos de electronegatividades.

Por ejemplo, la fuerza de atracción entre dos átomos aumenta con la diferencia de sus electronegatividades.

- “La capacidad de un elemento para atraer electrones en un **enlace covalente** se conoce como electronegatividad del elemento”.

Evidentemente sería útil disponer de una medida cuantitativa de las electronegatividades relativas de manera que pudiéramos predecir la dirección y extensión de la polarización en cualquier molécula X-Y.

Valores de electronegatividad																		He																											
H 2,1																																													
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne																												
Na 0,9	Mg 1,3											Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar																												
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,4	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,7	Mn 1,6	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,7	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0	Kr																												
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,3	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,3	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7	Xe 2,6																												
Cs 0,8	Ba 1,0	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Hf 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,3	Au 2,5	Hg 2,0	Tl 2,0	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2	Ra																												
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1																																											
<table><tr><td>Ce 1,1</td><td>Pr 1,1</td><td>Nd 1,1</td><td>Pm 1,1</td><td>Sm 1,2</td><td>Eu 1,2</td><td>Gd 1,2</td><td>Tb 1,1</td><td>Dy 1,2</td><td>Ho 1,2</td><td>Er 1,2</td><td>Tm 1,3</td><td>Yb 1,1</td><td>Lu</td></tr><tr><td>Th 1,3</td><td>Pa 1,5</td><td>U 1,4</td><td>Np 1,4</td><td>Pu 1,3</td><td>Am 1,3</td><td>Cm 1,3</td><td>Bk 1,3</td><td>Cf 1,3</td><td>Es 1,3</td><td>Fm 1,3</td><td>Md 1,3</td><td>No 1,3</td><td>Lr</td></tr></table>																		Ce 1,1	Pr 1,1	Nd 1,1	Pm 1,1	Sm 1,2	Eu 1,2	Gd 1,2	Tb 1,1	Dy 1,2	Ho 1,2	Er 1,2	Tm 1,3	Yb 1,1	Lu	Th 1,3	Pa 1,5	U 1,4	Np 1,4	Pu 1,3	Am 1,3	Cm 1,3	Bk 1,3	Cf 1,3	Es 1,3	Fm 1,3	Md 1,3	No 1,3	Lr
Ce 1,1	Pr 1,1	Nd 1,1	Pm 1,1	Sm 1,2	Eu 1,2	Gd 1,2	Tb 1,1	Dy 1,2	Ho 1,2	Er 1,2	Tm 1,3	Yb 1,1	Lu																																
Th 1,3	Pa 1,5	U 1,4	Np 1,4	Pu 1,3	Am 1,3	Cm 1,3	Bk 1,3	Cf 1,3	Es 1,3	Fm 1,3	Md 1,3	No 1,3	Lr																																

Mediante la medición de  
varias propiedades de las moléculas (ejemplo: energías de enlace, energía de  
ionización y afinidades electrónicas de los átomos, etcétera), se han obtenido varias  
escalas de electronegatividades, las cuales aunque difieren en sus detalles,  
conducen sin embargo ampliamente.

Con los valores de electronegatividad es un buen indicio para distinguir ambos enlaces. De manera general se tiene la siguiente tabla para predecir el tipo de enlace, sólo por diferencia (Dickson, 1996). ►

Diferencia de electronegatividad entre los átomos de enlace	Tipo de enlace	Carácter covalente	Carácter iónico
Cero ↓ Intermedio ↓ Grande	Covalente ↓ Covalente polar ↓ Iónico		

Basándonos en valores como se muestra a continuación ya se tiene una tabla que clasifica los tipos de enlace ►

Diferencia entre los valores de electronegatividad	Tipo de enlace
Mayor o igual que 1.7	Enlace iónico
entre 0.1 y 1.7	Enlace covalente polar
Cero	Enlace covalente puro

**Concepto clave:**

- Electronegatividad

La capacidad o fuerza relativa que tiene un átomo en un compuesto químico para atraer sus electrones de enlace. (Carrasco-Castañeda, 2014)



Por ejemplo para los cristales de **NaCl** y los gases **CO** y **H<sub>2</sub>**

De esta manera ya se tiene al cloruro de sodio como iónico, al monóxido de carbono y a la molécula de hidrógeno como covalentes.

El enlace es covalente puro, porque su diferencia de electronegatividad es cero.

Ejemplos:

Compuesto	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Cloruro de sodio (NaCl)	$3.0 - 0.1 = 2.1$	Iónico
Monóxido de carbono (CO)	$3.5 - 2.5 = 1.0$	Covalente polar
Molécula de hidrógeno (H <sub>2</sub> )	$2.1 - 2.1 = 0.0$	Covalente

Los compuestos de acuerdo a su carácter iónico porcentual se clasifican en

- 0 a 18% son compuestos de tipo covalente.
- 18 32% son compuestos de enlace tipo intermedio
- 32% a más son compuestos de enlace tipo iónico

Existe un modelo matemático para determinar el % de carácter de enlace químico:

$$\% Y = [1 - e^{-0.25(X_a - X_b)^2}] (100) \text{ ----- (Carrasco-Castañeda)}$$

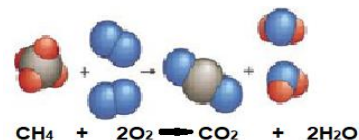
Ejemplo. Determinar el carácter iónico porcentual del NaCl y CCl<sub>4</sub>

Para el NaCl  $X_a - X_b = 0.9 - 3.0 = 2.1$  con la ecuación anterior  $\% Y = 67\%$

Para el CCl<sub>4</sub>  $X_a - X_b = 3.0 - 2.5 = 0.5$  con la ecuación  $\% Y = 0.6\%$

## CONTESTA NÚMERO 17.

1. ¿Consideras que todos los óxidos metálicos tienen enlace iónico?
2. ¿Qué tipo de enlace existe en los reactantes y productos en la siguiente ecuación química? que representa a la combustión del metano ►



3. Las longitudes de enlace en Å ( $1 \times 10^{-10}$  m) para **C-O** y **C=O** son respectivamente 0.143 y 0.123 ¿Cuál de los dos tiene mayor energía de enlace?
4. El óxido **MnO<sub>2</sub>** es ¿Enlace iónico o covalente? Ver triángulo de enlace. Visitar, [https://www.ecured.cu/Di%C3%B3xido\\_de\\_Manganeso](https://www.ecured.cu/Di%C3%B3xido_de_Manganeso)
5. Elabora el modelo de Lewis con el diagrama de un cubo, para los elementos del segundo periodo de la tabla periódica moderna. Visitar la página web: [https://es.wikipedia.org/wiki/Modelo\\_del\\_%C3%A1tomo\\_c%C3%ABico](https://es.wikipedia.org/wiki/Modelo_del_%C3%A1tomo_c%C3%ABico)



6. La combustión del metano se muestra con el modelo de Dalton reelabora la ecuación química con el modelo de Lewis y balancéala por inspección:



**Aprendizaje 11.** El estudiante caracteriza a los enlaces entre dos átomos según el modelo de diferencia de electronegatividad. (A11)



**El profesor propone el desarrollo** de una investigación sobre el enlace químico que incluya el modelo de diferencia de electronegatividad y las propiedades relacionadas con el tipo de enlace dominante, para que con base en ella diseñen los estudiantes un experimento en el que se contraste el modelo de enlace contra los resultados experimentales de propiedades como solubilidad y conductividad eléctrica.(A10)



**Sugerimos la siguiente actividad al profesor** con la salvedad de que puede hacer modificaciones o ajustes al diseño experimenta.

L

### Actividad experimental No. 13

Conducción de la electricidad, solubilidad y tipos de enlace

Propósito\_\_\_\_\_

**Materiales;** de 3 a 5 vasos de precipitados de 100 a 250 mL, y tubos de ensayo con gradilla, circuito eléctrico y accesorios

**Reactivos;** agua destilada, se indican otros, sales binarias, azúcar, etanol, butanol, sulfato de cobre, sosa, aceite, éter etílico, tetracloruro de carbono, ácido acético, ciclohexano y ácido clorhídrico.

**Procedimiento;** a un vaso de precipitados limpio y seco agregar 100 mL de agua destilada, introducir los electrodos y conectar el circuito, observar la intensidad luminosa del foco, si se enciende tomar nota.

En cada uno de los vasos probar con los reactivos líquidos con una cantidad mínima de 50 mL, en vasos limpios y secos ( evitar contaminarlos, con los electrodos por lo que se deben enjuagar y secar en cada prueba) observar la intensidad de la luz del foco.

Con los reactivos como la sosa o el  $\text{CuSO}_4$  y azúcar disolver una pequeña cantidad digamos 0.5 gramos en 50 mL de agua destilada y probar sus conductividades de corriente eléctrica.

Hacer una tabla de resultados y observaciones.


Para las pruebas de solubilidad se pueden usar tubos de ensayo, o los vasos

**Procedimiento:** colocar cristales en pequeñas (0.1 gramo) cantidades de NaOH, NaCl y  $\text{CuSO}_4$


Añadir de a cada tubo un mL de agua destilada ( se pueden variar las cantidades indicadas) y observar. Anotar datos experimentales.

### Cuestionario para el estudiante

6. ¿Por qué los sólidos iónicos son generalmente solubles en líquidos compuestos de moléculas polares, tales como el agua, pero no lo son en la mayoría de los disolventes no polares
7. ¿Por qué la luminosidad del **HCl en solución** se presenta intensa y posee solamente un 19% de carácter iónico y que pertenece a enlace de tipo covalente?
8. Diga si las moléculas diatómicas formadas por diferentes átomos son polares.
9. Qué condiciones se requieren para que dos átomos se combinen y se formen:
  - a) Enlace perfectamente iónico.
  - b) Preferentemente covalente.
  - c) Una molécula de enlace intermedio.

 El profesor propone que los estudiantes realicen una investigación documental para que describan las propiedades de las sustancias, considerando los modelos de enlace característicos (covalente no polar, covalente polar e iónico) y su relación con la diferencia de electronegatividad de los átomos en el enlace.(A11)

## 27. Representación del enlace en moléculas y pares iónicos con estructuras de Lewis

 **El profesor explica** a los estudiantes el desarrollo de estructuras químicas con el modelo de Lewis.

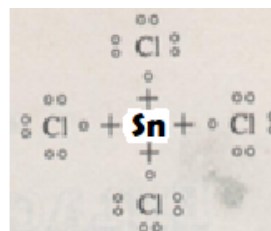
Los modelos tienden a estabilizarse adquiriendo la configuración electrónica de un gas noble, los cuales tienen en su última capa ocho electrones; es decir, los elementos tienden a adquirir o completar un octeto.

Para explicar el enlace por medio de este modelo se siguen las siguientes reglas:

- 1) Se escribe la configuración electrónica de los elementos que intervienen en el enlace, de acuerdo con el número atómico de tales elementos.
- 2) Se señalan los electrones de la última capa en los electrones enlazantes.
- 3) Se escribe el símbolo de los elementos, rodeándolos de sus correspondientes electrones de la última capa, que se representan con puntos o con cruces; al mismo tiempo se forma el enlace entre los elementos o átomos que intervienen.

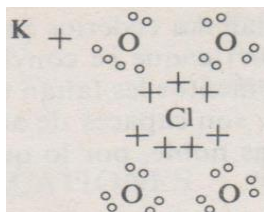
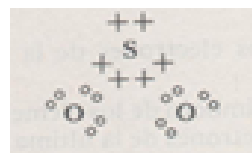
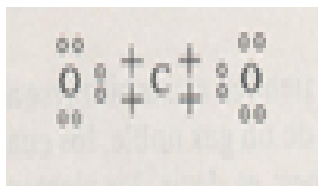
Ejemplo:

Formación del cloruro estánnico o tetracloruro de estaño ►



Como se observa en la fórmula, tanto el cloro como el estaño están rodeados de ocho electrones, cumpliéndose así la regla del octeto. A este modelo se le conoce como estructura de Lewis. (Paredes – Huerta.(1991) capítulo 4 “Enlace químico”. Trillas. México).

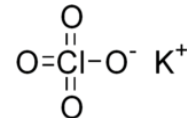
Estructuras del dióxido de carbono y dióxido de azufre:



**KClO<sub>4</sub>**

Muchos compuestos químicos pueden ser representados por las estructuras de Lewis; los ejemplos anteriores muestran la secuela a seguir para lograr esas fórmulas.

◀“Perclorato de potasio”



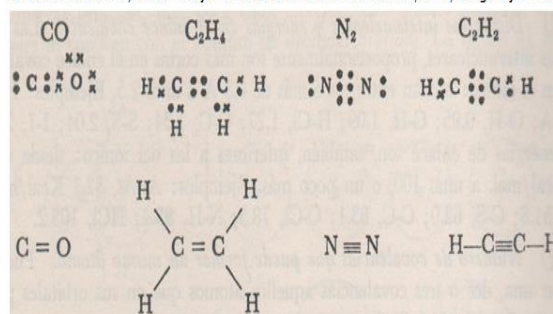
Desde principios del siglo XX fueron propuestas varias ideas acerca del enlace químico, entre las que más destacaban se tienen cuatro:

- Los electrones tienen un papel fundamental en el enlace químico.
- En los compuestos iónicos hay una transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. El resultado es la formación de iones positivos y negativos.
- En los compuestos covalentes hay participación mutua de pares electrónicos entre los átomos enlazados.
- Los átomos participan en la formación de enlaces hasta la adquisición de un grupo estable de ocho electrones en sus capas externas, es decir, de un octeto.

Estas ideas conformaban una teoría unificada del enlace químico, puesto que permitían la descripción de enlaces tanto iónicos como covalentes

**La materia está** constituida por partículas muy pequeñas, donde se inicia con la combinación de átomos iguales o diferentes, formando moléculas por medio de enlaces químicos que pueden ser **iónicos, covalentes o metálicos**, de tal manera que para tener una entidad molecular todas ellas se unen por enlaces o puentes de hidrógeno, o por fuerzas intermoleculares, o de cohesión.

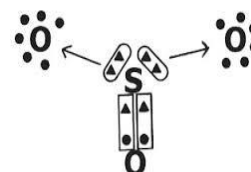
Fórmulas condensadas, electrónicas y desarrolladas del monóxido de carbono, eteno, nitrógeno y acetileno.



## CONTESTA NÚMERO 18.

1. Con base al modelo de Lewis elabora la ecuación química al, hacer reaccionar el azufre con el oxígeno para obtener trióxido de azufre.

¿Qué tipo de enlace tiene el  $\text{SO}_3$ ? de acuerdo al siguiente modelo ►

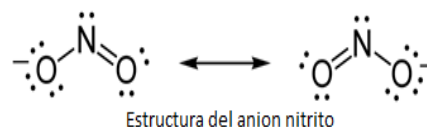


Con base a la diferencia de electronegatividad de **S** y **O** predice el tipo de enlace.

2. En equipo, con el uso de los valores de electronegatividad resolver sobre el carácter del enlace químico (% de carácter iónico) en las siguientes moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CH}_4$ .

3. ¿Son estos siete compuestos covalentes polares, no polares o iónicos?

4. ¿Por qué el radical nitrito en su estructura el nitrógeno es el elemento central? ¿Por qué al oxígeno de ligadura simple tiene la carga de 1-?



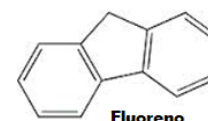
<http://www.quimicafisica.com/estructura-de-lewis-ion-nitrito.html>

<https://www.youtube.com/watch?v=0V32DvbMERw>

El **nitrito** es un ion de fórmula  $\text{NO}_2^-$ . El anión es angular, siendo isoelectrónico con el ozono,  $\text{O}_3$ .

5. ¿Predecir si estos siete ejemplos son: sólidos o gases?, de altos o bajos puntos de fusión o **puntos de ebullición? Solubles o insolubles en agua?, solubles o insolubles en n-hexano?** conductores o no conductores de la electricidad cuando están en estado líquido? Coloreados o incoloros?

6. El fluoreno, compuesto aromático ¿Por qué es insoluble en agua?



## Formación científica

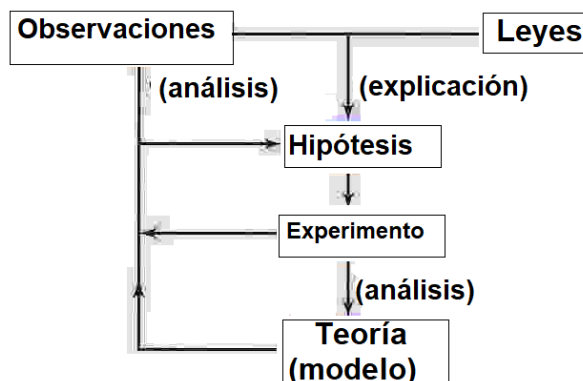
Trabajo en equipo, investigar;

- Las teorías como formas de explicación.
- Diferencias entre regularidades (leyes) y teorías (explicaciones).

Con frecuencia surgen confusiones respecto del significado exacto de las palabras hipótesis, teoría y ley. Una hipótesis es una explicación tentativa de ciertos hechos que sientan las bases para experimentos posteriores. Una hipótesis bien establecida suele recibir el nombre de teoría o modelo.

Así, una teoría explica los principios generales de ciertos fenómenos con evidencias suficientes o hechos que los confirman. Las hipótesis y las teorías permiten explicar fenómenos naturales, en tanto que las leyes científicas son enunciados sencillos de fenómenos naturales, de los cuales no se conoce ninguna excepción en las condiciones dadas.

Estas cuatro etapas son una descripción somera del procedimiento general que se sigue en la mayor parte del trabajo científico, pero no son una receta para hacer química ni alguna otra ciencia. Sin embargo, la química es una ciencia experimental y gran parte de su progreso se debe a la aplicación del método científico mediante una investigación sistemática.



El método científico

En química estudiamos muchas teorías y leyes; esto facilita nuestras tareas como estudiantes, pues las teorías y las leyes resumen aspectos importantes de las ciencias. Algunas teorías y modelos propuestos en el pasado por grandes científicos han debido alterarse y modificarse sustancialmente.

Estos cambios no implican que los descubrimientos sean menos significativos. Las modificaciones de las teorías y modelos a la luz de nuevas evidencias experimentales son indispensables para el desarrollo y evolución del conocimiento científico. La ciencia es dinámica (Hein-Arena, 2005).

Consultar más en:

<https://es.wikihow.com/explicar-la-diferencia-entre-una-Teor%C3%ADa,-una-Ley-y-un-Hecho>

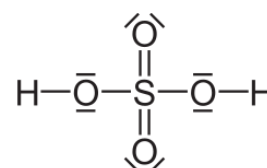
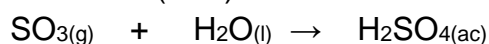
## 29. La reacción de los óxidos no metálicos con el agua



**El profesor presenta** la reacción de los óxidos no metálicos con el agua y su relación con la lluvia ácida. (A12) y (A13)

Sin lugar a dudas, uno de los problemas más importantes para el progreso de la humanidad es la lluvia ácida. Dicha lluvia se origina a partir de gases de combustión que pueden ser producidos en un país, pero que pueden depositarse en otro.

La mayor parte de la lluvia ácida se origina de la combustión del carbón u otros combustibles fósiles que contienen azufre como impureza. La combustión del azufre y de los compuestos sulfurados produce dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>). En la atmósfera, el dióxido de azufre reacciona, de alguna manera, con el oxígeno para formar trióxido de azufre (SO<sub>3</sub>).

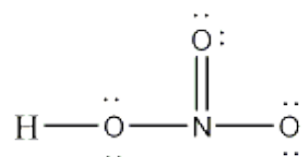
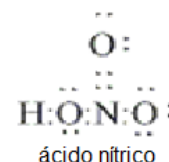
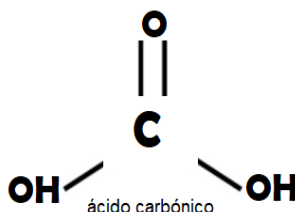
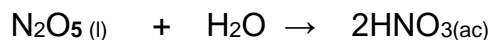
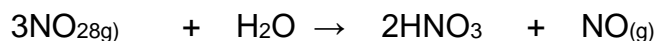
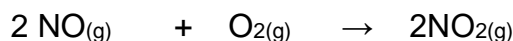
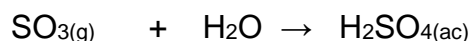
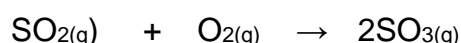


Estructura del ácido sulfúrico

El producto es una solución de ácido sulfúrico, el cual es uno de los ácidos más fuertes, corrosivo y destructivo.

Como se mencionó antes, los ácidos reaccionan con los metales y la piedra caliza, que se usan en el exterior de los edificios. En la reacción de arriba el trióxido de azufre puede considerarse como simplemente la forma deshidratada del ácido sulfúrico. Así se conoce como anhídrido de ácido, lo que significa ácido sin agua. Muchos óxidos no metálicos son anhídridos de ácido.

Cuando se disuelven en agua se forma el ácido. A continuación, aparecen algunas otras reacciones de óxidos no metálicos para formar ácidos.

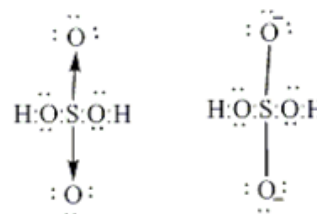


Nótese que el SO<sub>3</sub> es el anhídrido del ácido sulfúrico y que el SO<sub>2</sub> es el anhídrido del ácido sulfuroso. A fin de decidir qué ácido va con qué anhídrido, uno puede referirse al estado de oxidación del no metal central. Es el mismo en el ácido y en el anhídrido. Por ejemplo, el estado de oxidación del azufre en el SO<sub>2</sub> y el H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> es de **+4**.

Estamos familiarizados con la acción del dióxido de carbono como anhídrido de ácido que produce ácido carbónico. El burbujeo asociado a las bebidas carbonatadas controla el sabor algo picante. Si se escapa todo el dióxido de carbono, se altera el sabor (se vuelve insípido).

El dióxido de carbono también está presente en la atmósfera y se disuelve en el agua de lluvia para volverla un poco ácida. Sin embargo, el ácido carbónico es un ácido tan débil que el pH baja sólo a 6.5 a partir del CO<sub>2</sub> simple.

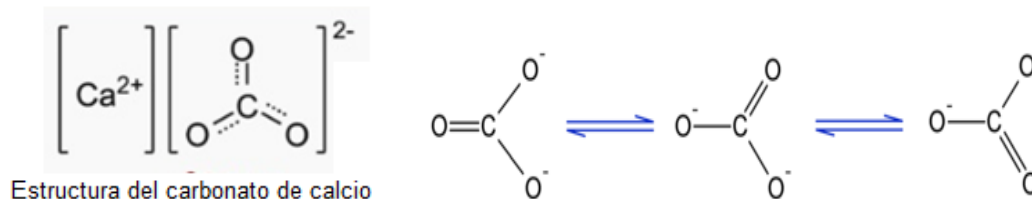
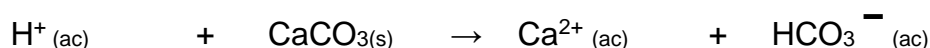
El principal culpable en la lluvia ácida es el ácido sulfúrico, si bien en ciertas áreas en que hay una gran cantidad de gases de escape de automóvil, los óxidos de nitrógeno producen cantidades apreciables de ácido nítrico. El ácido nítrico también es uno de los ácidos fuertes y, por lo tanto, es potencialmente destructivo (Malone, 2007, Capítulo 13)



Como resultado de la lluvia ácida,

- las estructuras metálicas se corroen.
- las superficies de los edificios y las estatuas se resquebrajan.
- los artefactos de nylon se rompen.
- el suelo se desmineraliza y se degradan las aguas subterráneas.
- la fotosíntesis se vuelve más lenta y las plantas pueden llegar a morir.
- los lagos y ríos son incapaces de sostener su población de peces (el salmón, por ejemplo, no puede vivir a un pH menor que 5.5). Se ha demostrado que el límite de tolerancia de muchos organismos es un pH ácido de 4.

Afortunadamente para nosotros, la mayoría de los lagos mexicanos tienen suelos calcáreos. El ácido que llega a ellos se neutraliza, pues reacciona con carbonato de calcio en el fondo (Garritz-Chamizo, 1994. Página 721).



**Aprendizaje 13.** El estudiante relaciona mediante el trabajo experimental algunas propiedades de las sustancias y sus usos, con los modelos de enlace estudiados y muestra su responsabilidad ambiental al manejar y disponer adecuadamente los residuos obtenidos. (N2)



## CONTESTA NÚMERO 19.

1. Las moléculas de flúor, bromo y yodo son diatómicas debido a que en la estructura de Lewis se obtiene:\_\_\_\_\_.

2. Con respecto a los modelos de Dalton y Lewis ¿Cuál es la diferencia al interpretar los cambios químicos por medio de las ecuaciones químicas?

3. Representa una estructura de Lewis para:

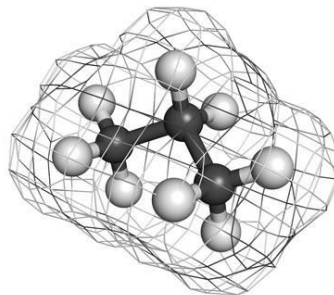
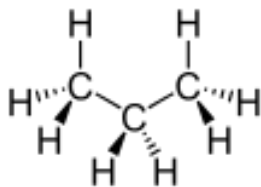
- a)  $\text{MgO}$       b)  $\text{BeCl}_2$       c)  $\text{CaF}_2$       d)  $\text{H}_2\text{O}$       e)  $\text{NO}_2$

4. Elaborar una estructura de Lewis para el  $\text{HCN}$  (el carbono es el átomo central), quien debe cumplir con la regla del octeto. Debe existir una triple ligadura.

5. Representa una estructura de Lewis para el  $\text{HC}_2\text{N}$ . Los dos átomos de carbono están en el centro y con cada uno se enlaza un átomo de hidrógeno.

6. Elabora la cadena abierta del propano con la estructura de Lewis usando punto-cruz ►

¿Por Qué el Gas Propano No es Soluble en Agua?

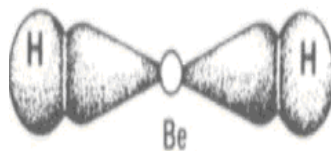


[https://es.123rf.com/photo\\_31397442\\_mol%C3%A9cula-del-propano-estructura-molecular-de-propano-primer-plano-sobre-un-fondo-blanco-.html](https://es.123rf.com/photo_31397442_mol%C3%A9cula-del-propano-estructura-molecular-de-propano-primer-plano-sobre-un-fondo-blanco-.html)

7. Para el hidruro de berilio representa el modelo con la estructura de **Lewis**.

a) ¿Por qué su enlace es covalente?

b) ¿Es este hidruro soluble en el agua?



“La tarea del educador moderno  
no es cortar selvas, sino regar desiertos”

**C.S. Lewis**



**El profesor organiza** la presentación de los resultados y la presentación del informes de los proyectos encaminados al inicio de la Unidad (A2, A13 y A14)

### 30. Compuesto

Un compuesto químico es una sustancia formada por la unión de dos o más elementos de la tabla periódica, en una razón fija. Una característica esencial es que tiene una fórmula química. Por ejemplo, el agua es un compuesto formado por hidrógeno y oxígeno en la razón de 2 a 1 (en número de átomos).

Los químicos profesionales describen los compuestos usando los símbolos químicos de los átomos enlazados. El orden de éstos en los compuestos inorgánicos va desde el más electronegativo, por ejemplo en el **CsF**, el flúor que es más electronegativo que el **Cesio** va en la parte derecha de la fórmula. El enlace iónico se establece, por tanto, entre elementos muy electropositivos de la parte izquierda de la tabla periódica con elementos muy electronegativos situados en la parte superior de la derecha del sistema periódico (grupos 17, 16...). También lo forman los aniones de gran tamaño, como  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ , etcétera, con iones metálicos de bajo potencial de ionización.

Cada ion atrae a los iones próximos de signo contrario, de tal forma que no existen moléculas individuales, sino redes cristalinas, donde cada anión está rodeado por un número determinado de cationes y cada catión está a su vez rodeado por un número determinado de aniones.

Sustancias presentes en materiales de uso cotidiano:

- Óxidos básicos, que están formados por un metal y oxígeno.
- Óxidos ácidos, formados por un no metal y oxígeno.
- Hidruros, que pueden ser tanto metálicos como no metálicos. Están compuestos por un elemento e hidrógeno.
- Hidrácidos, son hidruros no metálicos que, cuando se disuelven en agua, adquieren carácter ácido.
- Hidróxidos, compuestos formados por la reacción entre un óxido básico y el agua, que se caracterizan por presentar el grupo oxidrilo (OH).
- Oxiácidos, compuestos obtenidos por la reacción de un óxido ácido y agua. Sus moléculas están formadas por hidrógeno, un no metal y oxígeno.
- Sales binarias, compuestos formados por un hidrácido más un hidróxido.
- Oxisales, formadas por la reacción de un oxiácido y un hidróxido.

[https://es.wikidia.org/wiki/Compuesto\\_qu%C3%ADmico](https://es.wikidia.org/wiki/Compuesto_qu%C3%ADmico)

**Nota:** el  $\text{Al}_2\text{O}_3$  es muy poco soluble en agua pues tiene iones de carga elevada ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ), distancias Inter iónicas pequeñas (los radios de los iones de **Al** y **O** son muy pequeños. Si la diferencia entre los radios de los iones es grande la solubilidad aumenta. En cambio el  $\text{NaNO}_3$  es muy soluble en agua. catión  $\text{Na}^{1+}$  muy pequeño y el radical  $\text{NO}_3^{1-}$  muy voluminoso (García Pérez, 2000).

La energía reticular o energía de red es la cantidad de energía desprendida al formarse un mol de cristal, por traslado de los iones positivos y negativos necesarios, en estado gaseosos y sin interacciones entre ellos, hasta los lugares que ocupan en la red.

Las propiedades generales de los compuestos **iónicos** están relacionados con el valor de la energía reticular. **Cuanto mayor es la energía de red, más estable es el compuesto.** Por ejemplo para rayar un cristal es necesario romper enlaces y, por lo tanto, a mayor energía reticular corresponde mayor dureza. Además son prácticamente incomprensibles y, por lo tanto, frágiles; al comprimirlos se varían las distancias intertónicas en la red y se rompe el perfecto equilibrio electrostático de la estructura cristalina. Son conductores de la corriente eléctrica en estado fundido y en disolución, pues sus iones pueden desplazarse. No lo hacen en cambio en estado sólido porque los iones carecen de movilidad. Son solubles solo en disolventes polares, cuanto mayor es la energía reticular, menor es la solubilidad. En general presentan puntos de ebullición y fusión altos al estar los iones fuertemente atraídos.

**Problema.** Explicar la disminución de la dureza en los siguientes compuestos, considerando la escala de Mohs:

BeO	MgO	CaO	SrO	BaO
9.0	6.5	4.5	3.5	3.3

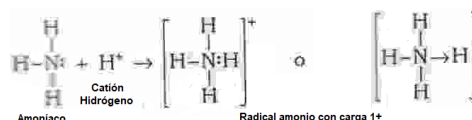
**Respuesta:** el anión es el mismo en todos los casos  $O^{2-}$ , la carga del catión también es la misma (2+), sólo el radio del catión aumenta del Be al Ba; por lo tanto la energía reticular disminuye del BeO al BaO y también la dureza: la dureza es directamente proporcional a la energía de red.

**Problema.** ¿Cuál de los siguientes compuestos es más soluble en agua?: **CsI** y el **CaO**

**Respuesta:** Será más soluble el que tenga menor energía de red, es decir el **CsI**. La energía de red del **CsI** es menor que la del **CaO**, pues sus iones tienen mayor tamaño y menor carga.

Para los compuestos covalentes. Según Lewis el enlace covalente se produce por compartición de pares electrónicos entre dos átomos, generalmente no metálicos, que tienden a adquirir la estructura electrónica de un gas noble. En el enlace covalente intervienen los electrones desapareados, por lo tanto, el número máximo de enlaces covalentes que puede formar un átomo coincide con el número de electrones desapareados que posea.

**En ocasiones, el par de electrones compartido lo aporta solamente uno de los átomos, entonces el enlace se denomina covalente coordinado.**



Existen dos tipos de sustancias covalentes: sustancias moleculares y sólidos covalentes o sólidos atómicos.

Las sustancias moleculares están formadas por moléculas individuales unidas por fuerzas de Van der Waals o enlaces de hidrógeno. Ambas son fuerzas débiles, y por ello las sustancias covalentes moleculares poseen puntos de fusión y de ebullición bajos, siendo muchas de ellas, en condiciones normales, gases o líquidos: hidrógeno, cloro, amoníaco, metano, agua, etcétera (García Pérez, 2000).

Los sólidos covalentes son sustancias que forman redes de infinitos átomos unidos mediante enlaces covalentes fuertes. En el caso del diamante, por ejemplo, cada átomo de carbono se encuentra rodeado de otros cuatro situados en los vértices de un tetraedro, formando una macromolécula tridimensional. El **Si**, **SiC**, **SiO<sub>2</sub>**, **grafito** etc., son ejemplos de sólidos covalentes. Tienen puntos de fusión y ebullición muy elevados, elevada dureza y son insolubles en disolventes polares y apolares.

**Problema.** ¿Por qué tiene mayor punto de ebullición el metanol que el metano?

**Respuesta:** porque las moléculas de metanol (CH<sub>3</sub>OH) están unidas mediante puentes o enlaces de hidrogeno y las moléculas de metano (CH<sub>4</sub>) **no**.

**1. En los compuestos covalentes se cumple:**

- A) En un triple enlace se comparten seis electrones.
- B) Las sustancias covalentes moleculares son muy duras.
- C) Todos los compuestos del carbono tienen presentan hibridación sp.
- D) Los sólidos covalentes tienen puntos de fusión y ebullición elevados.

**2. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?**

- A) El CsCl cristaliza en una red cúbica centrada en el cuerpo.
- B) La energía de red del NaF es mayor que la del CaO.
- C) Los cristales iónicos tienen poca dureza.
- D) Los compuestos iónicos son frágiles.

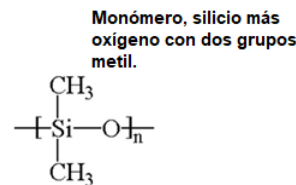
**3. ¿Por qué el punto de fusión del amoníaco es más elevado que el de la fosfina, siendo la masa molar de este mayor?**

### **30.1 Nuevos materiales**

La ciencia de los materiales es una combinación interdisciplinaria de física, química e ingeniería, donde la química es la base de ésta por el estudio de la materia y sus cambios. Se estudian por ejemplo:

- **Cristales de silicio de gran pureza.** Se emplean en la industria de los semiconductores para producir transistores modernos, circuitos integrados y los chips de computadora.

- **Siliconas.** Son compuestos orgánicos que contienen silicio y, debido a sus propiedades lubricantes, se emplean para reemplazar partes del cuerpo como las articulaciones de cadera y rodilla.
- **Fibras ópticas.** Son cables de dióxido de silicio ( $\text{SiO}_2$ ) de gran pureza con los que se logra rapidez en la comunicación, así como mayor información.
- **Cristal líquido.** Se emplea en las pantallas de relojes digitales, calculadoras, televisiones en miniatura, computadoras de escritorio y portátiles. Se comporta al mismo tiempo como líquido y como un cristal sólido. Las moléculas de un cristal líquido pueden desplazarse unas respecto a otras con bastante facilidad. Sin embargo, todas las moléculas de un cristal líquido tienden a estar orientadas del mismo modo, algo similar a la estructura molecular de un cristal sólido. Los cristales líquidos sólo mantienen su doble naturaleza sólida y líquida en un determinado rango de temperaturas y presiones.
- **Aleaciones de berilio.** Debido a su ligereza y poca dilatación se usan en la fabricación de piezas para aviones supersónicos.
- **Aleaciones de tantalio, niobio, volframio y níquel.** Se utilizan en vehículos espaciales, ya que son resistentes al calor que se produce por fricción al entrar en la atmósfera.
- **Compuesto de litio, bario, cobre y oxígeno.** Se emplea en trenes de alta velocidad debido a que no presenta resistencia al paso de la corriente eléctrica (Recio del Bosque Fco.,2005).

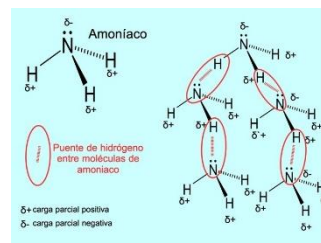


**Aprendizaje 14.** El estudiante, comunica adecuadamente por escrito y de forma oral sus conocimientos sobre los temas estudiados, al explicar cómo sus acciones cotidianas pueden repercutir en la modificación del medio ambiente y asume su responsabilidad en la conservación del mismo. (N3)

**Respuestas de página 247:** 1. a y d. 2. a y d [Tebar, 2000: tema 4 pagina 98] García Pérez et-al(2000) Química. Alfaomega-Tebar. Impreso en Mexico.

Respuesta:

3. Porque entre las moléculas de amoníaco existen puentes de hidrógeno que no existen en la fosfina. Aunque la masa molar de la  $\text{PH}_3$  es mayor que la del  $\text{NH}_3$  las fuerzas de dispersión son mucho más débiles que los enlaces de hidrógeno.





**Sugerimos al profesor** el siguiente cuestionario de opción múltiple para evaluar los aprendizajes de la Unidad 2.

### **CUESTIONARIO PARA EVALUAR**

Nombre del alumno(a)\_\_\_\_\_grupo\_\_\_\_ Fecha\_\_\_\_\_

Subraya la respuesta correcta en cada una de las siguientes preguntas:

**1. ¿Cuál de las siguientes propiedades de los gases es correcta y se manifiesta en un globo aerostático?**

- A) La velocidad de sus moléculas aumenta cuando la temperatura sube y disminuye cuando baja.
- B) Las moléculas de un gas se mueven constantemente, su velocidad es baja y su trayectoria es recta.
- C) Las moléculas chocan continuamente unas con otras y contra las paredes del recipiente, perdiendo energía cinética.
- D) Las moléculas están juntas unas con otras, el volumen individual es mucho mayor en comparación con el volumen total del gas.

**2. Lee lo siguiente:**

Gisela elabora una gelatina con el siguiente procedimiento:

Pone a hervir litro y medio de agua, deja que se consuma medio litro para que al vaciar el polvo de la gelatina se disuelva completamente, agrega 2 tazas de agua fría y mezcla bien, vacía en uno o en varios moldes el líquido y por último refrigera la gelatina hasta que cuaje.

**¿En qué momento del procedimiento se produce el fenómeno de evaporación?**

- A) Al disolver el polvo de la gelatina en el agua.
- B) Al consumirse el medio litro de agua.
- C) Al calentar el litro y medio de agua.
- D) Al refrigerar la gelatina.

**3. ¿En cuál de las siguientes opciones se menciona la apariencia del elemento Ca?**

- A) Es un sólido de color blanquizco y quebradizo.
- B) Es un sólido de color oscuro y opaco.
- C) Es un líquido de color amarillento.
- D) Es un gas verde y maloliente.

**4. Si se requieren de 150 g de yodo para preparar una solución antiséptica, ¿cuántos moles de dicho elemento se utilizan si su masa atómica es 127?**

- A) 0.84 moles.
- B) 1.18 moles.
- C) 23.00 moles.
- D) 19050 moles.

5. **¿Cuál de las siguientes características químicas corresponden a un metal como el potasio (K)?**
- A) Se combina con oxígeno para producir anhídridos.
  - B) Se combina con oxígeno para producir óxidos.
  - C) Tiende a formar enlaces covalentes.
  - D) Tiende a aceptar electrones.
6. **¿Cuál es el método de purificación del agua que permite eliminar los microorganismos que ocasionan enfermedades gastrointestinales?**
- A) Cloración.      B) Adsorción.      C) Oxigenación.      D) Sedimentación.
7. **Cuando se disuelve un detergente en agua, aumenta la concentración de iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) en disolución, ¿a qué tipo de disoluciones corresponde esta característica?**
- A) Básicas.      B) Neutras.      C) Salinas.      D) Ácidas.
8. **Proporción máxima del dióxido de carbono en el aire para que sea adecuado a la respiración.**
- A) 20%      B) +3%      C) -3%      D) 79%
9. **Procedimiento utilizado para obtener aire líquido.**
- A) Aumentar temperatura.      B) Disminuir temperatura.      C) Aumentar presión.  
D) Disminuir presión.
10. **Elemento químico indispensable que al unirse con el oxígeno forma un óxido básico es el \_\_\_\_\_**
- A) azufre.      B) sodio.      C) hidrógeno.      D) carbono.
11. **¿Cuál es la causa de la presencia de corrosión en materiales muy activos como el hierro cuando se combinan con el oxígeno?**
- A) La pérdida de electrones del hierro.
  - B) La pérdida de electrones del oxígeno.
  - C) Ambos materiales pierden electrones.
  - D) Ambos materiales comparten electrones.
12. **La concentración del dióxido de carbono en la atmósfera genera el “efecto invernadero” cuando al entrar los rayos solares.**
- A) son refractados por las nubes que hay en la atmósfera y regresados en su totalidad al espacio.
  - B) son en un porcentaje absorbidos por la superficie de la Tierra y en otro porcentaje regresados al espacio.
  - C) son absorbidos en su totalidad por la Tierra y después regresados al espacio sin tener ninguna transformación.
  - D) son contenidos entre la atmósfera y la superficie de la Tierra produciendo más calor y energía en forma de radiación infrarroja.



13. Manuel lee que la gran alteración provocada por los incendios forestales presentados en diferentes partes del planeta es uno de los factores que han alterado el ciclo del carbono, ¿cuál es el compuesto que con este tipo de fenómenos ha sobrepasado lo que necesita la flora?

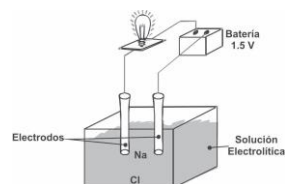
- A)  $O_2$                       B)  $O_3$                       C) CO                      D)  $CO_2$

14. ¿Cuál de las siguientes situaciones es causante de la “lluvia ácida”?

- A) El humo de los cigarrillos.  
B) El uso de aerosoles con fluorocarbonos.  
C) La contaminación de los ríos con desechos industriales ácidos.  
D) Las emanaciones de óxidos de nitrógeno y dióxidos de azufre de algunas industrias.

15. Observa el siguiente dispositivo:

¿Cómo se comporta el electrolito dentro del dispositivo?



- A) Como una sustancia que se disocia en iones con carga positiva y carga negativa.  
B) Como una sustancia que cambia sus cargas durante la conductividad eléctrica.  
C) Como una sustancia que se disocia en iones diferentes pero positivos.  
D) Como una sustancia que no se disocia ni tiene cargas.

16. El \_\_\_\_\_ es un elemento químico que se elimina durante el proceso de preparación de las gasolinas debido a que el óxido formado durante la combustión es precursor de la lluvia ácida.

- B) Nitrógeno.      B) Azufre.      C) Mercurio.      D) Plomo.      E) Silicio.

17. Dos de las medidas que se han tomado en México para disminuir la contaminación por la combustión de productos del petróleo son la:

- A) Obtención de gasolinas de cadenas mayores a 12 átomos de carbono y cerradas.  
B) Eliminación del plomo y del nitrógeno que contienen los hidrocarburos.  
C) La purificación de las gasolinas por separación y la alquilación de los hidrocarburos.  
D) La sustitución del tetraetilo de plomo como antidetonante y la eliminación del azufre.

**18. Indica las sustancias químicas que son contaminantes atmosféricos producidos por combustibles fósiles:**

- A)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ , y  $\text{H}_2\text{O}$
- B)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_x$ , y  $\text{O}_3$
- C)  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CO}$ , y  $\text{H}_2\text{O}$
- D)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ , y  $\text{NO}_x$

**19. Un fragmento de mármol tiene 2.0 gramos antes de meterse en vinagre toda la noche. Al día siguiente, se saca y se seca. ¿Cuál será la masa del fragmento de mármol ya seco?**

- A) Exactamente 2.0 gramos.
- B) Entre 2.0 y 2.4 gramos.
- C) Menos de 2.0 gramos.
- D) Más de 2.4 gramos.

**20. El número atómico de un elemento está relacionado con**

- A) el peso atómico.
- B) la masa atómica.
- C) el número de neutrones en el núcleo.
- D) el espectro de los rayos X del elemento.

**21. La masa atómica del Helio es 4. Esto indica que el**

- A) helio tiene 4 átomos.
- B) núcleo contiene 4 protones.
- C) núcleo contiene 4 neutrones.
- D) núcleo tiene protones y neutrones, cuya suma es igual a 4.

**22. La diferencia entre átomos de  $\text{Cl-35}$  y  $\text{Cl-37}$  se encuentra en el numero**

- A) atómico.
- B) de protones.
- C) de neutrones.
- D) de electrones.

**23. Cuando un átomo de cobalto pierde dos electrones el ión que resulta tiene carga eléctrica de:**

- A)  $2+$
- B)  $2-$
- C)  $6+$
- D)  $6-$

**24. Mendeléiev organizó la tabla periódica de los elementos de acuerdo con:**

- A) los pesos atómicos.
- B) la actividad química.
- C) los números atómicos.
- D) las propiedades metálicas y no metálicas.

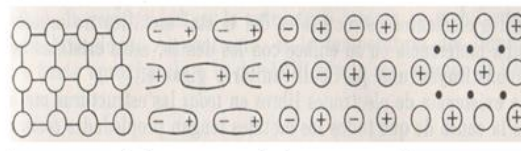
- 25. Si se considera la familia del carbono, puede predecirse que habrá un aumento en el**
- A) punto de fusión.
  - B) carácter metálico.
  - C) carácter no metálico.
  - D) potencial de ionización.
- 26. La disminución de los radios atómicos en el periodo 3 se debe a**
- A) el aumento en los números atómicos.
  - B) el aumento en el número de neutrones.
  - C) la disminución en el número de electrones.
  - D) la disminución en el número de niveles de energía.
- 27. El elemento con el número atómico 12 es más estable cuando el número de**
- A) electrones es igual al número atómico.
  - B) protones es igual al número de neutrones.
  - D) neutrones es menor que el número atómico.
  - C) neutrones es más grande que el número atómico.
- 28. El Helio no forma moléculas diatómicas porque**
- A) no hay una explicación clara.
  - B) existen fuerzas de atracción entre los núcleos.
  - C) las fuerzas de atracción son más numerosas que las fuerzas de repulsión.
  - D) las fuerzas de repulsión son más numerosas que las fuerzas de atracción.
- 29. Ocurre un enlace químico porque**
- A) la estabilidad disminuye.
  - B) la energía potencial disminuye.
  - C) el volumen electrónico disminuye.
  - D) los átomos son menos estables en esta condición.



**30. Considerando** los siguientes cuatro modelos de estructuras para el estado sólido, escribe sobre la línea de la parte inferior cuál de ellos es para una sustancia:

- A) Iónica.
- B) Atómica.
- C) Metálica.
- D) Molecular.

Tipos fundamentales de estructura de una sustancia sólida



Modelo tomado de B.V. NEKRASOV QUÍMICA GENERAL, páginas 101-103.

**Elaboro:**

Grupo siglo XXI. Coordinador, Profesor **Francisco Álvarez Herrera.**

Proyecto de área complementaria. CCH-O