

CIENCIAS NATURALES
Y EDUCACIÓN
AMBIENTAL
PARTE 2

8



SOP

Capítulo 2

PRESENTACIONES Y PROPIEDADES MECÁNICAS DE LA MATERIA



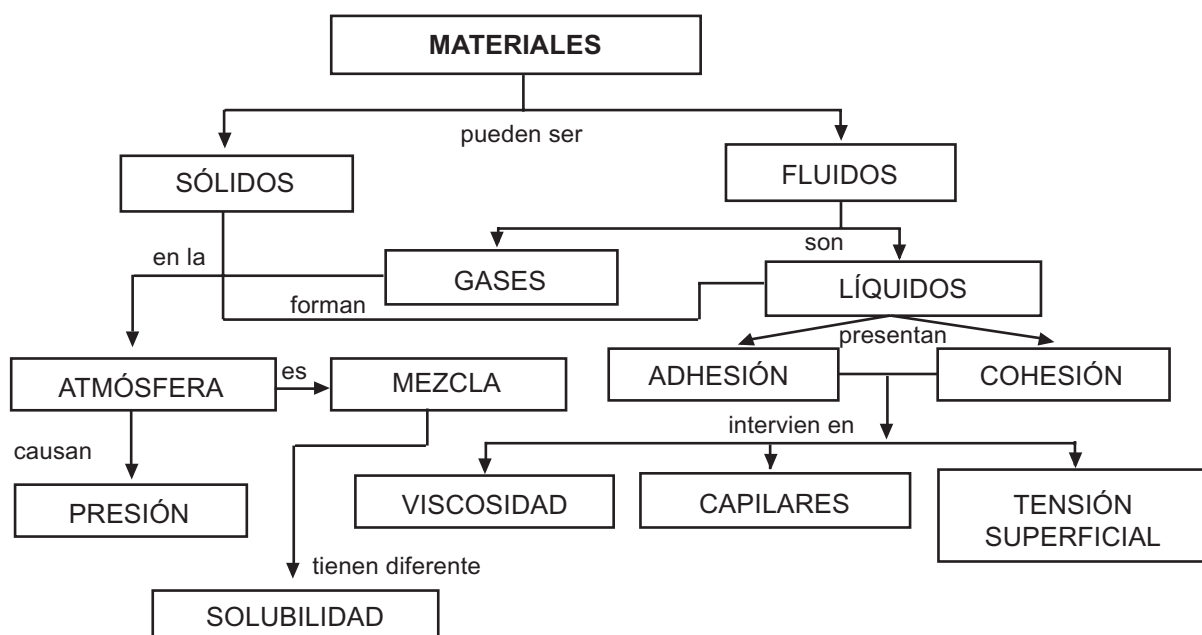
Los materiales en general pueden estar formados por átomos, iones y moléculas. Dentro de estos materiales se pueden encontrar los fluidos (líquidos y gases), cada uno con propiedades particulares que los hacen muy diferentes entre sí. Las propiedades de unos y otros son distintas y fueron las que motivaron a Pascal, Arquímedes y otros investigadores a desarrollar teorías y realizar experimentos para lograr entenderlas.

En este capítulo estudiaremos tales propiedades. Por eso, tendremos que familiarizarnos con conceptos como cohesión, adhesión, tensión superficial, capilaridad, viscosidad y otros más.

De los tres estados de la materia, los líquidos y gases tienen el mayor número de propiedades en común. Por esta razón, conviene estudiar las características de los líquidos y gases alternativamente.

Una de las propiedades que tienen en común los líquidos y gases es la **fluidéz**, es decir la capacidad de desplazarse dentro de un recipiente, sin importar cuál sea su forma. Gracias a esta propiedad, generalmente los líquidos y gases reciben el nombre de **fluidos**.

El siguiente mapa conceptual nos permite visualizar los principales conceptos científicos implicados en este capítulo.



2.1 CARACTERÍSTICAS FÍSICAS DE SÓLIDOS Y FLUIDOS

Corresponde a la sesión de GA 2.9 (7.3.F) ¿CÓMO SON?

Los sólidos y los fluidos (líquidos y gases) se distinguen entre sí por la manera como están dispuestas las moléculas que los conforman y por el tipo de interacciones que existen entre ellas.

Por ejemplo, **las moléculas de un sólido** se encuentran ubicadas en puntos fijos. Estas moléculas no pueden desplazarse cambiando su posición con respecto a la de las demás. Sin embargo, las moléculas de un sólido pueden vibrar alrededor del punto en el que se encuentran fijas. La frecuencia con que vibran estas moléculas depende, entre otras cosas, de la temperatura del sólido.

ESTADO FÍSICO			
Características	Sólido	Líquido	Gas
1. Volumen	Definido	Definido	Indefinido
2. Masa	Constante	Constante	Constante
3. Densidad	Alta	Alta	Baja
4. Dureza o rigidez	Presente	Nula	Nula
5. Compresibilidad	No a mínima	No a muy poca	Alta
6. Forma	Propia	La del recipiente que lo contiene.	La del recipiente que lo contiene.
7. Fluidez	Nula	Alta	Alta

Tabla 1.

Por su parte, **las moléculas de un líquido**, aunque se encuentran juntas, pueden desplazarse entre sí, cambiando la posición relativa entre ellas. Mientras que las **moléculas de un gas** están separadas entre sí y su movimiento en ciertas circunstancias es prácticamente independiente del de las demás.



Figura 1.

El estudio del comportamiento de las moléculas de un sólido, de un líquido o de un gas, nos permite entender distintos fenómenos que a diario apreciamos. Por ejemplo, la disposición de las moléculas de los líquidos y la manera como éstas interactúan entre sí, hace que los líquidos tengan algunas propiedades muy interesantes como **la tensión superficial**, gracias a la cual los zancudos y otros insectos pueden caminar sobre líquidos como el agua; **la capilaridad**, gracias a la cual las hojas de las copas de los árboles gigantes pueden recibir el agua necesaria para realizar sus procesos vitales y otros que estudiaremos en esta unidad.

Ahora si queremos entender cómo ocurren estos y otros curiosos fenómenos, debemos concentrarnos en el estudio de las interacciones de las moléculas de un líquido, para lo cual estudiaremos las denominadas fuerzas de **cohesión** y **adhesión**.

Cohesión y adhesión

La teoría cinética molecular explica el comportamiento de las sustancias, en función del tamaño de las partículas, la distancia entre ellas, el tipo de movimiento y la cantidad de energía cinética que tienen.

Tanto para los gases, líquidos y sólidos esta teoría, con ciertas modificaciones, se cumple.

Así, en los gases, la separación entre sus moléculas es muy grande; en cambio, en los líquidos y sólidos la cercanía de sus moléculas es mayor, por lo que se manifiestan entre ellas fuerzas de atracción y repulsión, que en el caso de los líquidos son casi iguales, por lo que sus moléculas giran o se deslizan unas sobre otras; en los sólidos las fuerzas de atracción son mayores que las de repulsión, lo que hace que las moléculas vibren alrededor de un punto fijo, permaneciendo en un mismo lugar.

A la fuerza de atracción que mantiene unidas a las moléculas de un cuerpo se le llama **cohesión**.

Se puede decir que la resistencia que presenta un cuerpo a ser fragmentado se debe a la fuerza de cohesión entre sus moléculas.

En los líquidos esta fuerza de cohesión se manifiesta de otra forma: si se intenta partir un líquido no se podrá, ya que sus moléculas al estar girando o deslizándose unas sobre otras, inmediatamente cubrirán la incisión que se haya hecho en su superficie; sin embargo, si el líquido se vierte sobre una superficie plana, tenderá a ocuparla, a la vez que permanece unido, sin dispersarse, poniéndose de manifiesto en ese momento, la fuerza de cohesión entre sus moléculas.

¿Qué sucede entre las moléculas del líquido y las del recipiente? ¿Existen fuerzas de atracción entre ellas? La respuesta es sí. A la fuerza de atracción entre moléculas diferentes se le llama **adhesión**.

Esto se comprueba cuando se introduce un objeto sólido en un líquido, al momento de sacarlo se observa que está mojado y que a su vez puede llevar hasta unas gotas unidas a él.

Si se ponen en contacto dos vasos iguales previamente humedecidos, de tal manera que la base de uno de ellos embone en la boca del otro, y si se giran un poco, se presentará una adhesión entre ellos y el agua, lo cual hará muy difícil la separación. Esto quiere decir que entre el vidrio y el agua existe una gran fuerza de adhesión.

¿Qué sucede cuando se trata de unir agua y aceite? ¿Por qué no se unen? A partir de los planteamientos antes señalados, se puede decir que cuando estos líquidos se encuentran en contacto, es mayor la fuerza de cohesión entre sus moléculas que la de adhesión entre ellas, por lo que no se unen.

Una sustancia que tiene gran fuerza de adhesión con el papel, la madera o la tela es el pegante blanco. Con una pequeña capa de pegante, el papel se adhiere fuertemente a la superficie en la que se pegó (siempre y cuando ésta sea de papel, madera o tela). Lo anterior se puede explicar porque el pegante se introduce entre los poros de estos materiales reforzando así la fuerza de adhesión entre ellos.

Actualmente existen pegantes muy fuertes que son capaces de unir por adhesión plástico y vidrio o metal.

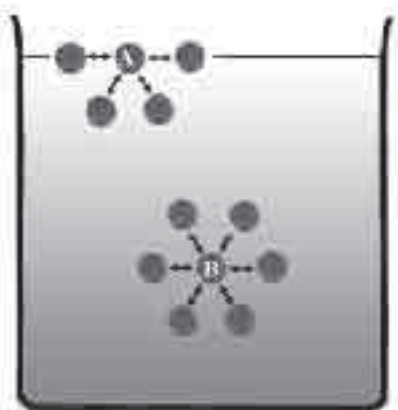
2.2 CARACTERÍSTICAS FÍSICAS DE LOS FLUIDOS

Corresponde a la sesión de GA 2.10 (17.3.F) ¿QUÉ SE ROMPE?

Tensión superficial

Los líquidos presentan un fenómeno muy peculiar en la superficie que está en contacto con el aire. Las moléculas que se ubican en la superficie no se encuentran sometidas a las mismas fuerzas de cohesión que las moléculas que se hallan en medio del líquido; esto se observa en la figura 2, en la cual se ilustran las fuerzas de cohesión a las que se encuentran

sometidas tanto una molécula en el seno de un líquido, como una molécula que está en la superficie.



Sobre la molécula **B**, que se encuentra en el seno del líquido, actúan las fuerzas de cohesión de todas las moléculas que la rodean; estas fuerzas se ejercen en todas direcciones y la fuerza resultante de estas fuerzas equilibradas vale cero.

La molécula **A**, que está en la superficie del líquido, presenta un sistema desequilibrado de fuerzas, ya que es sometida a las fuerzas de cohesión de las moléculas que se encuentran a su lado y por debajo de ella; la suma vectorial de estas fuerzas es una resultante que va hacia el interior del líquido, perpendicular a la superficie. Este desequilibrio en las fuerzas de cohesión que se presenta en las moléculas de la superficie de un líquido, da como resultado el fenómeno llamado **tensión superficial**; este fenómeno consiste en la formación de una especie de membrana elástica, formada por las moléculas que se encuentran en la superficie.

Figura 2. El efecto de las fuerzas intermoleculares es tirar las moléculas hacia el interior de la superficie de un líquido, manteniéndolas unidas y formando una superficie lisa.

http://www.microbiologia.com.ar/quimica_general/teorico2/slide3.html.

Es gracias a este fenómeno que muchos de los insectos se pueden posar sobre el agua sin hundirse; también debido a ello se forman pompas de jabón o puede ser posible la flotación de una aguja o cuchillas de rasurar engrasadas, etc.

Asimismo, por el fenómeno de tensión superficial, los líquidos tienden a disminuir su superficie libre lo máximo posible; un líquido, cuando no es sometido a fuerzas exteriores (como la fuerza de gravedad), tiende a adoptar una forma esférica. Los líquidos, que tienen más capacidad para adoptar esta forma, son los que presentan una mayor tensión superficial; un ejemplo es el mercurio. Ya se mencionó que la resultante de las fuerzas de cohesión que actúa sobre las moléculas de la superficie, es una fuerza que se dirige hacia el interior del líquido de forma perpendicular a su superficie; si la masa del líquido es muy pequeña, entonces se forma una esfera.

Una forma sencilla empleada para comprobar la tendencia de los líquidos a formar esferas se realiza de la siguiente manera: en un vaso con agua y alcohol metílico (alcohol de madera), ambas sustancias mezcladas en la misma cantidad, se deja caer una gota de aceite de oliva. La gota se hunde entonces hasta el límite de la mezcla alcohol-agua manteniéndose en forma de esfera, y ahí queda flotando, ya que es más densa que el alcohol pero menos que el agua.

Capilaridad

Ya se explicó que una de las fuerzas que existen entre las moléculas de un líquido se llama cohesión, y que es la responsable de la tensión superficial; ahora veremos uno de los efectos de la fuerza de adhesión. Esta fuerza se da entre las moléculas del líquido y las moléculas del recipiente que lo contiene, o sobre cualquier superficie que entre en contacto con él; dando lugar a lo que se conoce como **capilaridad**, que es el ascenso o descenso de un líquido que se desliza a lo largo de un tubo capilar. Por lo general, el tubo capilar tiene apenas el diámetro de un cabello, aunque este fenómeno también se presenta en tubos con diámetro de 2.5 cm. De esta relación de fuerzas puede obtenerse cualquiera de los dos resultados siguientes:

1. Las moléculas del líquido presentan mayor atracción por las moléculas del recipiente, que ellas entre sí. Cuando esto ocurre, significa que la fuerza de cohesión entre dos moléculas del líquido es menor que la fuerza de adhesión, entre una molécula del líquido y una molécula del recipiente. Al ocurrir este fenómeno, la superficie del líquido adquiere la forma de **menisco cóncavo**, y se dice que el líquido sí moja las paredes del recipiente.
2. Las moléculas del líquido presentan mayor atracción entre sí que hacia las moléculas del recipiente. Esto es: la fuerza de cohesión entre dos moléculas del líquido es mayor que la fuerza de adhesión entre una molécula del líquido y una molécula del recipiente. Cuando se da este fenómeno, la superficie del líquido adquiere la forma de **menisco convexo**, y se dice que el líquido no moja las paredes del recipiente.

Una sustancia que se comporta como en el primer caso —cuando se dice que el líquido moja o humedece las paredes del recipiente—, es el agua. Por otro lado, el mercurio se comporta como en el segundo caso, cuando el líquido no moja o humedece las paredes del recipiente.

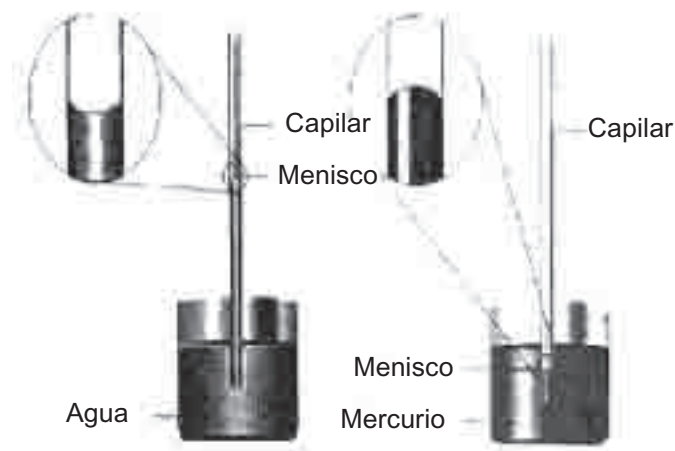


Figura 3. La capilaridad es el ascenso de los líquidos por tubos muy estrechos. El líquido asciende por las fuerzas atractivas entre sus moléculas y la superficie interior del tubo. Éstas son fuerzas de adhesión. Hay que diferenciarlas de las fuerzas de cohesión, que son las fuerzas que unen las moléculas entre sí, y que son responsables de su condensación.

El menisco de un líquido es la superficie curvada que se forma en un tubo estrecho. Para el agua tiene la forma ascendente (como una U) porque las fuerzas que provocan la adhesión de las moléculas de agua al vidrio son mayores que las fuerzas de cohesión, en cambio en el caso del mercurio, las fuerzas de cohesión son mayores que las de adhesión y el menisco tiene un bordes curvados hacia abajo.
http://www.microbiologia.com.ar/quimica_general/teorico2/slide4.html

Si se introduce un tubo (capilar) en un depósito de agua, se observará que en el interior del tubo se forma una columna de agua: este fenómeno es conocido como **capilaridad**. Que el líquido suba por el interior de un capilar es debido a que lo puede humedecer; es decir, el fenómeno de capilaridad se presenta cuando las fuerzas de cohesión entre las moléculas del líquido son menores que las fuerzas de adhesión entre las paredes del tubo y éste.

También pueden suceder dos fenómenos opuestos entre sí: el primero, que la columna del líquido sobrepase el nivel del contenido en el depósito; el segundo, que la columna del líquido en el capilar sea menor que el nivel del líquido del depósito; esto último va en contra del principio de los vasos comunicantes.

De la observación de estos fenómenos, Jurin formuló una ley que dice: "Para un mismo líquido, la altura de la columna que se forma en el interior del capilar es inversamente proporcional al radio interno del mismo, a temperatura constante". Esto es, a menor diámetro del tubo, mayor es el ascenso del líquido.

En la vida diaria se observan diversos fenómenos de capilaridad; cuando se moja un pan por la punta en la taza de café, se observa cómo el pan se moja por encima del nivel del líquido contenido en la taza; la lámpara de petróleo, para que prenda, requiere este fenómeno, ya que es a través de la mecha que el petróleo asciende; en las plantas, el fenómeno de capilaridad es de gran importancia para absorber y llevar agua de la raíz

hasta las hojas más altas. Existen sustancias que disminuyen la tensión superficial: se les llama **tensoactivas**; los jabones son un claro ejemplo de ellas.

Viscosidad

El término **viscosidad** normalmente está asociado con los aceites, y con la lentitud con que éstos se desplazan por una superficie; sin embargo, se sabe que no todos los aceites fluyen a la misma velocidad, así, hay aceites automotores que son delgados o menos viscosos y aceites gruesos o más viscosos. En contra de lo que puede pensarse, la viscosidad no se presenta únicamente en los aceites: es una propiedad de los fluidos en general; así, presentan viscosidad desde el agua hasta la miel de abejas, e incluso los gases.

Para generalizar el concepto de viscosidad, éste puede definirse “como la propiedad que determina la velocidad de desplazamiento de un fluido”; otra manera de decirlo es describiéndola como “la resistencia que opone un fluido para desplazarse sobre sí mismo”. Esta dificultad de desplazamiento se debe a que las moléculas de los fluidos presentan fuerzas de **fricción** entre ellas y, cuanto mayor sea esta fricción, mayor será la viscosidad del fluido.

Para determinar la viscosidad, imaginemos que un líquido se pone entre dos superficies y que se rebanan transversalmente en capas del grueso de una molécula, como se muestra en la figura 4.

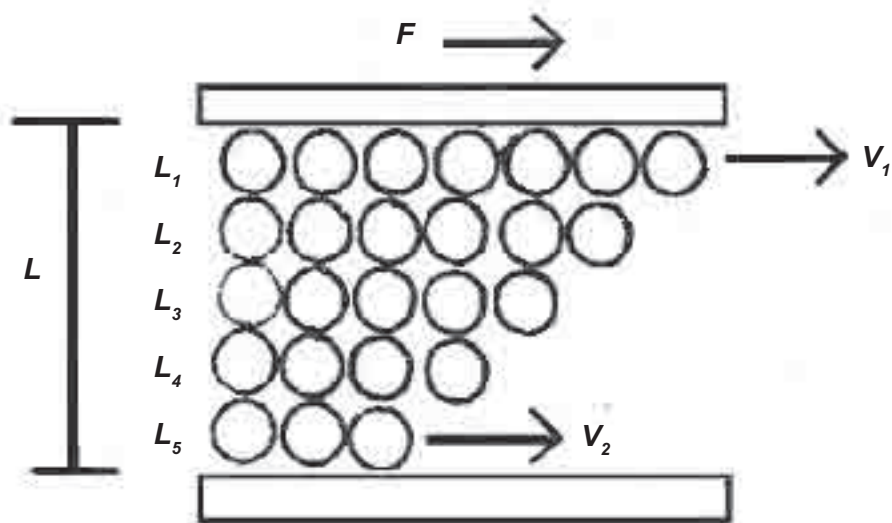


Figura 4.

La **fuerza F** mueve la placa hacia la derecha, mientras la capa del **líquido 1** se mueve sobre la placa a una velocidad V_1 y comunica su movimiento en menor grado a la siguiente capa; se continúa así hasta la capa 5, la cual se mueve con una velocidad V_2 ; mientras mayor sea el número de capas, el movimiento de la última capa será menor. Consideramos que cada capa tiene un área A de 1 cm^2 .

Para medir la viscosidad de los líquidos se utiliza un instrumento llamado **viscosímetro de Ostwald**.

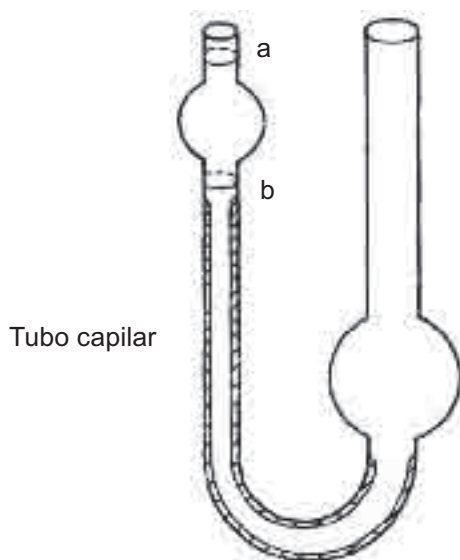


Figura 5. Viscosímetro de Ostwald.

Comúnmente, se determina la viscosidad específica de un líquido y no la viscosidad absoluta. El procedimiento para determinar la específica consiste en medir el tiempo que tardan dos líquidos para fluir a través de un capilar, de la marca **a** a la **b**. De uno de los líquidos se conoce su viscosidad, generalmente es el agua, y de los dos se conoce su densidad; partiendo de estos datos se emplea la siguiente relación:

$$\frac{\text{Viscosidad del líquido 1 (conocida)}}{\text{Viscosidad del líquido 2 (desconocida)}} = \left[\frac{\text{densidad del líquido 1}}{\text{densidad del líquido 2}} \right] \times \left[\frac{\text{Tiempo que tarda en fluir de a hasta b el líquido 1}}{\text{Tiempo que tarda en fluir de a hasta b el líquido 2}} \right]$$

Utilicemos los siguientes símbolos:

η_1 = viscosidad del líquido 1 (conocida)

d_1 = densidad del líquido 1.

t_1 = tiempo que tarda en fluir de **a** hasta **b** el líquido 1.

η_2 = viscosidad del líquido 2 (desconocida).

d_2 = densidad del líquido 2.

t_2 = tiempo que tarda en fluir de **a** hasta **b** el líquido 2.

Así, la relación anterior se puede expresar reducidamente como sigue:

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{d_1 t_1}{d_2 t_2}$$

Con base en esta relación se puede concluir que cuanto mayor sea el tiempo que tarda un fluido en hacer cierto recorrido, mayor es su viscosidad.

Los líquidos presentan mayor fricción entre sus moléculas, es decir, mayor resistencia a fluir que los gases; esto significa que **los líquidos tienen mayor viscosidad que cualquier gas**.

Existen diversos factores que influyen en la viscosidad de los fluidos, uno de éstos es la temperatura; en los líquidos, la viscosidad generalmente disminuye al aumentar la temperatura.

Tal vez se espere este mismo comportamiento en los gases, pero curiosamente ocurre lo contrario; en los gases la viscosidad aumenta al aumentar la temperatura. El número de choques entre las moléculas de un gas aumenta al subir la temperatura.

Otro factor que aumenta la viscosidad entre líquidos de la misma clase es el peso molecular: a mayor peso molecular, mayor viscosidad; un ejemplo de esto son los aceites (hidrocarburos) para automóvil. Otro factor que influye en la viscosidad de los líquidos es el hecho de agregarles sustancias coloidales.

Un fluido importante del organismo es la sangre; cuanto más viscosa sea ésta, requerirá un mayor esfuerzo por parte del corazón para poder bombearla a todo el cuerpo, lo que ocasiona un aumento en la presión de este fluido.

2.3 PRESIÓN EN SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

Corresponde a la sesión de GA 2.11 (10.3.F) ¡QUÉ AGUANTE!

Pocas veces se piensa en la presión que ejerce la atmósfera sobre el cuerpo humano. Debido a esta presión los líquidos ingeridos y la sangre que corre por las venas, no brotan por los poros de la piel. Por otra parte, es posible introducir una tachuela en la pared con sólo presionarla un poco, pero no sucede lo mismo con un clavo, el cual necesita para introducirlo en la pared, un martillo, con el que al golpearlo, se ejerce la presión necesaria para lograrlo.

Estos casos son ejemplos de cómo actúa la presión en los sólidos. Para comprender mejor este tema, es necesario que se defina qué es la presión y los elementos que la modifican.

Presión en sólidos

Si se coloca un cuerpo sólido, por ejemplo un ladrillo, en un recipiente con arcilla fresca, se observa que en posición horizontal (acostado) el objeto se hunde menos que si es colocado en posición vertical (parado).

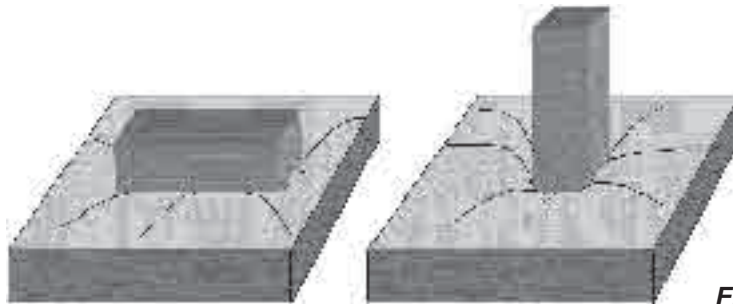


Figura 6.

Aunque en ambos casos la fuerza ejercida sobre la arcilla es la misma, al colocar el objeto verticalmente, la arcilla soporta todo su peso en una región de área menor que en el caso en el que el objeto se coloca horizontalmente, por tal razón la deformación que sufre la arcilla, en el primer caso, es mayor. Como se puede ver, para estimar los efectos que genera una fuerza aplicada sobre un cuerpo no es suficiente con conocer la magnitud de dicha fuerza, sino que es necesario conocer el área de la región sobre la que se ejerce la fuerza.

A la relación entre estas dos cantidades se denomina **presión** y podemos decir que la presión ejercida por una fuerza es directamente proporcional a la magnitud de dicha fuerza e inversamente proporcional al área de contacto. Es decir, en la medida que la fuerza ejercida sea mayor, mayor será la presión que ésta ejerza y en la medida que el área de la región sobre la que se ejerce la fuerza sea menor, mayor será la presión que ejerce la fuerza aplicada.

De acuerdo con lo anterior, si llamamos **F** a la **fuerza aplicada** y **A** al **área de la región** sobre la que se ejerce **F**, la **presión P** está dada de la siguiente manera:

$$P = \frac{F}{A}$$

Por tanto:

- La presión aumenta al disminuir el área de la superficie.
- La presión disminuye al aumentar el área de la superficie de apoyo.
- La presión está en relación directa con la fuerza que ejerce un cuerpo sobre un área determinada y en relación inversa al área sobre la que se ejerce esa fuerza.

Unidades de presión

Las unidades de presión se obtienen relacionando las unidades de fuerza con las de área.

$$\text{Presión} = \frac{\text{fuerza}}{\text{Área}} = \frac{\text{newton}(N)}{\text{metro cuadrado}(m_2)}$$

$$\therefore P = \frac{F}{A}$$

La unidad de presión en el SI, es decir, la presión ejercida por **una fuerza de 1 N sobre un área de 1 m²** se llama **pascal (Pa)**. Es decir,

$$1 \text{ Pa} = 1 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

Presión en líquidos

La distribución del agua en las ciudades y en las casas, la construcción de submarinos y de accesorios para los deportes acuáticos, requieren el conocimiento sobre el comportamiento de la presión que ejercen los fluidos, y por ello deben diseñarse para resistir la presión correspondiente.

Recordando una característica de los fluidos que dice “las fuerzas que ejerce un fluido son perpendiculares a las paredes del recipiente que lo contiene”, puede observarse que al perforar el recipiente, el líquido fluye rápidamente debido a que la presión ejercida es perpendicular a la pared. Esa fuerza o presión es producida por el peso del líquido y aumenta a mayor profundidad en el recipiente. En los gases se considera despreciable el peso de los mismos a una atmósfera de presión. El peso es la fuerza de atracción que ejerce la Tierra sobre los cuerpos. Por lo que se puede calcular el peso de un cuerpo multiplicando su masa por la aceleración de la gravedad. Así se tiene que:

$$\text{Peso} = \text{masa} \times g$$

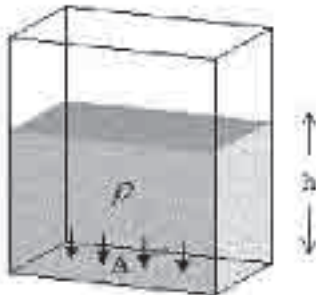


Figura 7. Presión en líquidos.

En el esquema se representa un recipiente, de área **A** y altura **h**, con un líquido de densidad ρ (letra griega rho). **La densidad** de un cuerpo es la cantidad de masa por unidad de volumen del cuerpo. Por tanto, la densidad de un cuerpo se calcula dividiendo la masa del cuerpo entre su volumen. Es decir,

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \Rightarrow \rho = \frac{m}{v}$$

Se necesita calcular la presión que ejerce el líquido sobre el fondo del recipiente. De acuerdo con la definición de presión que acabamos de estudiar,

$$\text{la presión ejercida por un cuerpo sobre una superficie} = \frac{\text{la fuerza que este cuerpo ejerce sobre la superficie}}{\text{el área de la superficie}}$$

En este caso, la fuerza ejercida sobre el fondo del recipiente es el peso del líquido, por tanto:

$$\text{la presión ejercida por el líquido sobre el fondo del recipiente} = \frac{\text{el peso del líquido}}{\text{el área del fondo del recipiente}}$$

Si denominamos:

P = presión ejercida por el líquido sobre el fondo del recipiente;
w = el peso del líquido;
A = área del fondo de la superficie;

$$P = \frac{W}{A}$$

No obstante, este resultado no está en términos de la densidad (ρ) del líquido, el cual es la única magnitud que conocemos del líquido.

Podemos lograr expresar esta presión en términos de la densidad del líquido de la siguiente manera que veremos a continuación.

Recordemos que el peso de un cuerpo es igual al producto de su masa por la aceleración gravitacional. Si denominamos m a la masa del líquido, el peso del líquido se puede escribir como

$$w = m \cdot g$$

y la presión se puede expresar como

$$P = \frac{m \cdot g}{A}$$

Ahora, teniendo en cuenta que la densidad del líquido es igual a su masa dividida por su volumen, es decir, $\rho = \frac{m}{a}$, y que el volumen del líquido es igual al área del fondo del recipiente (A) multiplicada por la altura (h) del líquido, entonces, $\rho = \frac{m}{Ah}$ o lo mismo que $\rho h = \frac{m}{A}$.

Sustituyendo este valor en la expresión de presión, tenemos que la presión ejercida por el líquido sobre el fondo del recipiente, en términos de la densidad, es

$$P = \rho h g$$

Esta presión (P) es la presión debida al peso del líquido que experimenta cualquier punto en el fondo del recipiente que se encuentra a una profundidad h . Por tanto, a esta presión se denomina **presión hidrostática**.

Lo más importante de este resultado es que la presión hidrostática depende solamente de qué tan profundo esté el punto sobre el que se mide la presión, y no del volumen de líquido que se encuentre por encima de dicho punto.

En este sentido, la presión hidrostática en un punto ubicado a 2 metros de profundidad en una piscina con agua salada es igual a la presión hidrostática en un punto a 2 metros de profundidad en el mar abierto.

2.4. PRINCIPIO DE PASCAL

Corresponde a la sesión de GA 2.12 (12.3.F) CERCA O LEJOS

A cualquier parte donde se vaya, sobre la superficie de la Tierra siempre habrá aire, ¡por fortuna!¹. Esto se debe a que los fluidos tienden a ocupar los recipientes que los contienen y el aire es un fluido. Lo mismo sucede en los océanos, lagos, albercas, mientras se esté en esos espacios se encontrará agua.

Ahora bien, se recordará que los líquidos ejercen una presión en las paredes del recipiente que los contiene; Blas Pascal observó el comportamiento de los fluidos y señaló el siguiente principio: “un fluido encerrado en un recipiente al aplicarle una presión, dicha presión se transmite en todos sentidos y direcciones”. Para comprobarlo utilizó la llamada jeringa de Pascal, que es un aparato de vidrio constituido por una esfera perforada con un émbolo, la cual se llena con agua y al aplicar una presión al émbolo, el líquido sale disparado en todos sentidos y direcciones. Esta propiedad se utiliza en el riego por aspersión.

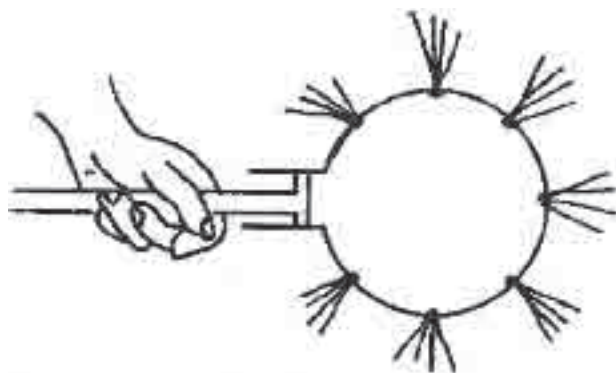


Figura 8. Jeringa de Pascal.

¹ Pero por desgracia, en muchos lugares de la Tierra, el aire está contaminado. Mantengamos puro el aire.

Cuando el principio de Pascal se aplica a dos columnas de líquido comunicadas entre sí, da lugar a la llamada **prensa hidráulica**, la cual aprovecha para su funcionamiento que los líquidos transmiten la presión en todos sentidos y direcciones.

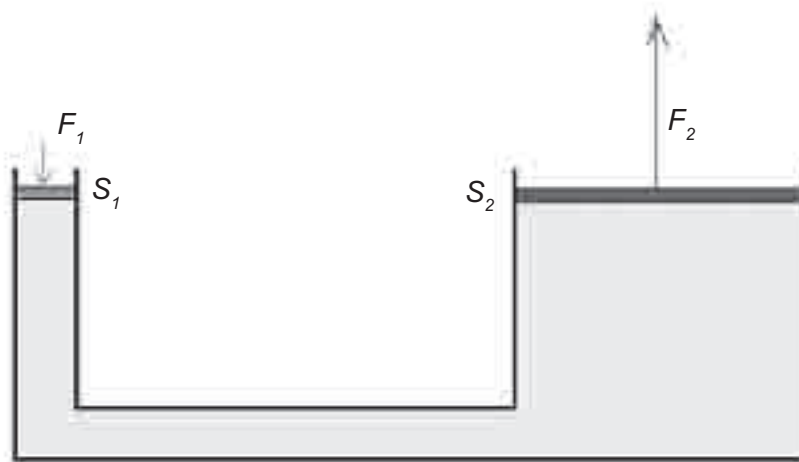


Figura 9. Prensa hidráulica $\frac{F_1}{S_1} = \frac{F_2}{S_2}$.

La prensa hidráulica tiene dos émbolos que tienen la misma presión. Para obtener una ventaja práctica de este dispositivo pueden modificarse las áreas de los émbolos que la forman.

Si sobre el émbolo de área S_1 se aplica una fuerza F_1 , la presión ejercida sobre el líquido es igual a F_1/S_1 . De acuerdo con el principio de Pascal, esta presión se transmite por todo el líquido y, por tanto, la presión ejercida sobre el émbolo de área S_2 es la misma. Dado que S_2 es mayor que S_1 , la fuerza F_2 que este émbolo ejerce sobre algún objeto posado en él debe ser mayor que F_1 , lo cual es una ventaja práctica.

De otra manera, la presión ejercida por la fuerza F_1 es F_1/S_1 y debe ser igual a la presión ejercida sobre el émbolo de área S_2 . Dado que la presión ejercida sobre este émbolo es F_2/S_2 , se tiene que

$$\frac{F_1}{S_1} = \frac{F_2}{S_2}$$

Si se despeja F_2 se tiene que $F_2 = F_1 \frac{S_2}{S_1}$. Fíjate que el cociente S_2/S_1 es mayor que uno y, por tanto, F_2 es mayor que F_1 .

En la actualidad, la aplicación de la prensa hidráulica es extensa, utilizada, por ejemplo, en los empacadores de algodón, en los elevadores de las gasolineras, en los gatos hidráulicos, en los frenos hidráulicos o en las troqueladoras; esto permite que con una fuerza pequeña, por ejemplo pisar el freno de un tráiler, se detenga con sólo accionar una

palanca, troquelar tubos metálicas, hebillas, estoperoles, etc. Además, la prensa hidráulica puede ser usada como una máquina simple y su ventaja se observa en el siguiente ejemplo:

Los émbolos de una prensa hidráulica tienen áreas de seis diezmilésimas de metro cuadrado ($0.0006 \text{ m}^2 = 6 \times 10^{-4} \text{ m}^2$) y de tres centésimas de metro cuadrado ($0.03 \text{ m}^2 = 3 \times 10^{-2} \text{ m}^2$), respectivamente. ¿Qué peso puede elevarse por el cilindro mayor si se le aplica una fuerza de 117.72 (newton) al cilindro menor?

Llamemos S_1 al área del émbolo pequeño, S_2 al área del émbolo grande y F_1 a la fuerza ejercida sobre el émbolo de área S_1 . Despejando F_2 (fuerza que ejerce el émbolo grande) de la relación $\frac{F_1}{S_1} = \frac{F_2}{S_2}$, se obtiene

$$F_2 = F_1 \frac{S_2}{S_1}$$

Reemplazando $F_1 = 117.72 \text{ N}$, $S_1 = 6 \times 10^{-4} \text{ m}^2$ y $S_2 = 3 \times 10^{-2} \text{ m}^2$, se obtiene:

$$F_2 = 117.72 \text{ N} \frac{3 \times 10^{-2} \text{ m}^2}{6 \times 10^{-4} \text{ m}^2}$$

Haciendo las operaciones respectivas y simplificando las unidades tenemos que

$$\begin{aligned} F_2 &= 117.72 \text{ N}(0.5 \times 10^2) \\ &= 117.72 \text{ N}(0.5 \times 100) \\ &= 117.72 \text{ N}(50) \\ &= 5\,886 \text{ N} \end{aligned}$$

Entonces, el peso que puede elevarse en el émbolo de área S_2 es 5 886 N.

Si se tiene en cuenta que el peso de un cuerpo es igual a su masa multiplicada por la aceleración gravitacional

$$\text{Peso} = (\text{masa})(\text{aceleración gravitacional})$$

y que la aceleración gravitacional vale 9.8 m/s^2 , entonces la masa de un objeto que pese 5 886 N se puede calcular dividiendo su peso entre la aceleración gravitacional

Recordando que 1 newton (1N) equivale a 1 kg m/s^2 , y que $\text{Masa} = \frac{\text{peso}}{\text{aceleración gravitacional}}$, entonces:

$$\text{Masa} = \frac{5\,886 \text{ N}}{9.8 \text{ m/s}^2} = \frac{5\,886(\text{kg m/s}^2)}{9.8 \text{ m/s}^2} = 600.6 \text{ kg}$$

Es decir, aplicando una fuerza de 117,72 N en el émbolo pequeño de esta prensa es posible levantar un objeto cuya masa sea 600 kg, aproximadamente.

La ventaja de la prensa hidráulica estriba en que se obtiene una multiplicación de la fuerza aplicada, proporcional al cociente de las áreas de los émbolos multiplicados por la fuerza.

Tonel de Pascal

Existe un dispositivo llamado tonel de Pascal, el cual permite comprobar cómo se incrementa la presión de un líquido encerrado en un recipiente, conforme aumenta su altura. Consiste en un barril de madera en el que se coloca un tubo de diámetro pequeño de una longitud mayor de 8 m de altura. Se llena el barril con agua y con un embudo se introduce la mayor cantidad de agua por el tubo. El barril no se rompe por la cantidad de agua que contiene sino por la presión que se incrementa al aumentar la altura del líquido.

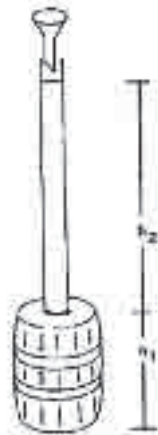


Figura 10. Tonel de Pascal.

2.5 FLOTACIÓN Y PRINCIPIO DE ARQUÍMEDES

Corresponde a la sesión de GA 2.13 (13.3.F) ¡EUREKAI

Arquímedes en el siglo III de nuestra era, se da cuenta de que al estarse bañando en su tina y al sumergir sus piernas en el agua, éstas aparentemente perdían peso y podía moverlas con facilidad, su entusiasmo fue tan grande que salió gritando “¡EUREKA!”, ¡EUREKA!, que significa ¡lo encontré!, ¡lo encontré!

Esta observación le permitió determinar la densidad de los cuerpos y con ello resolver el problema que le habían planteado en torno a la pureza de una corona de oro. Más tarde, con base en dicha observación se postuló un importante principio físico que en su honor se denominó el **principio de Arquímedes**.

El principio de Arquímedes dice lo siguiente: **“Todo cuerpo sumergido en un fluido recibe un empuje vertical hacia arriba, igual al peso del líquido desalojado”**.

Por tanto, cuanto mayor volumen de líquido desaloje un cuerpo, mayor es la fuerza de empuje que el líquido le proporciona.



De este modo, al sumergir lentamente un cuerpo en agua, el volumen de agua que éste desplaza aumenta lentamente a la vez que aumenta la fuerza de empuje ejercida por el agua sobre el cuerpo.

Una vez sumergido completamente el cuerpo en el agua el empuje que ejerce el agua al cuerpo no aumenta ni disminuye, permanece constante. Esto es claro, si se tiene en cuenta que estando el cuerpo completamente sumergido, el volumen de agua que desaloja es igual a su volumen y no hay cómo hacer que desaloje más agua.

Si el peso del líquido desalojado es inferior al peso del cuerpo estando éste totalmente sumergido (y por tanto imposibilitado para hacer que el empuje sobre él aumente más), entonces el cuerpo se precipitará aceleradamente. En cambio, si el peso del líquido desalojado por el objeto iguala el peso del cuerpo en algún punto de la inmersión, el cuerpo permanece en reposo en dicho punto, es decir, flota.



Figura 11.

De esta situación mencionada en el párrafo anterior, se concluye que un cuerpo flota sobre un líquido, sólo si su densidad es menor que la del líquido, pues, como ya lo mencionamos, al estar el cuerpo totalmente sumergido, el volumen de líquido desalojado es igual al volumen de dicho cuerpo. Entonces si el cuerpo flota, es porque el peso del cuerpo es menor que el peso del agua desalojada (empuje) y siendo que sus volúmenes son iguales, debe ocurrir entonces

que la densidad del cuerpo sea menor que la del líquido.

Una manera de comprobar este principio de Arquímedes consiste en colocar en una cubeta con agua un trozo de madera. Al dejar libre el trozo de madera sobre el agua, éste flota (a partir de lo cual podemos concluir que tal madera es de menor densidad que el líquido), y si se quiere sumergir, se tendrá que ejercer fuerza empujando la madera hacia el fondo de la cubeta, lo cual quiere decir que la madera está recibiendo un empuje vertical hacia arriba que contrarresta la fuerza que estamos ejerciendo sobre la madera.

Mientras se sumerge del todo el trozo de madera, la fuerza que se debe hacer para hundirlo es cada vez mayor. Sin embargo, al estar totalmente sumergida la madera, la fuerza que se debe ejercer para llevarlo hasta el fondo del recipiente es constante, pues en tales condiciones el empuje es constante.

Este principio se utiliza hoy día en la navegación marítima, aérea e, incluso, para estudiar la legitimidad de las joyas y las piedras preciosas. Por ejemplo, la balanza hidrostática ilustrada en la figura 12 sirve para medir la densidad de las gemas.

La balanza hidrostática consta de dos brazos, uno de los cuales sostiene el objeto del cual se quiere conocer su densidad y otro graduado que permite controlar el contrapeso necesario para mantener la balanza en equilibrio. Al sumergir el objeto de interés en el líquido contenido en el vaso de precipitados (agua, por ejemplo), el líquido le ejerce cierta fuerza de empuje que sumada con el contrapeso necesario para mantener la balanza en equilibrio iguala el peso del objeto cuya densidad quiere averiguarse.



Figura 12. Balanza de Penfield para medir la densidad de las gemas (Foto: IGE).

$$\text{Peso} = \text{empuje} + \text{contrapeso}$$

Para calcular la densidad de cierto objeto basta entonces tomar lectura de su volumen en el vaso de precipitados (solamente cuando el objeto esté completamente sumergido) y tomar lectura del contrapeso en la balanza.

Recordando que:

$$\begin{aligned} \text{Peso} &= \text{masa} \times \text{aceleración gravitacional}(g) \\ \text{Peso} &= \text{masa} \times g \end{aligned}$$

Y por tanto,

$$\text{masa} = \frac{\text{peso}}{g}$$

Por otra parte, densidad se define como:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Entonces se puede concluir que

$$\text{Densidad} = \frac{\text{peso}}{\text{volumen} \times g} = \frac{\text{empuje} + \text{contrapeso}}{\text{volumen} \times g}$$

De modo que con base en esta última expresión y haciendo uso del principio de Arquímedes para calcular el empuje, es posible calcular la densidad de cualquier objeto (gemas, por ejemplo) mediante la balanza hidrostática.

La determinación de la densidad de una gema es una técnica auxiliar en la caracterización de las piedras preciosas que se desarrolla con técnicas más sofisticadas que se basan en los principios de la óptica (estudio de la luz).

Un ejemplo de la navegación aérea basada en este principio son los dirigibles. De igual forma como el empuje ejercido por el agua mantiene a flote los barcos sobre el mar, el empuje ejercido por el aire mantiene en el aire a estas clásicas naves aéreas, con la diferencia de que los barcos permanecen parcialmente sumergidos en el agua, mientras que los dirigibles flotan completamente sumergidos en el aire.

El dirigible cuenta con un recinto muy grande que contiene un gas de densidad mucho menor a la del aire, lo que logra que la densidad media del conjunto sea menor que la del aire y pueda flotar.

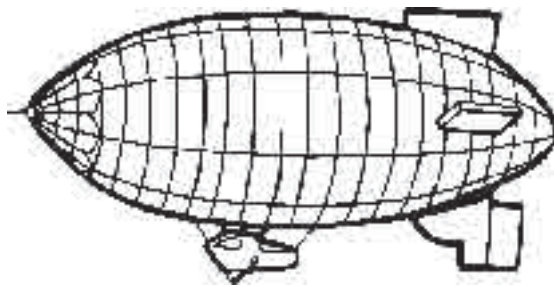


Figura 13. El dirigible fue uno de las revolucionarias naves aéreas utilizadas para el transporte de personas que hoy día, por razones de seguridad, sólo se utiliza con fines publicitarios y decorativos.

2.6 COMPOSICIÓN ATMOSFÉRICA

Corresponde a las sesiones de GA 2.14 (44.2.Q) UNA MEZCLA IMPORTANTE y 2.15 (45.2.Q) MÁS MEZCLA

La atmósfera es una envoltura gaseosa que cubre a la Tierra. En ella se encuentran las sustancias indispensables para el desarrollo de la vida. Así mismo, protege a la superficie terrestre de las radiaciones solares.

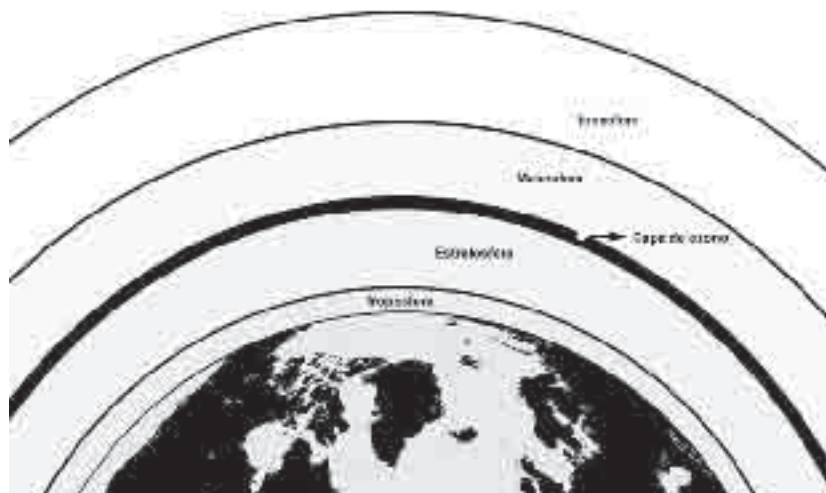


Figura 14. Capas atmosféricas.

Aproximadamente, más del 99% de la atmósfera está constituida principalmente por tres gases: nitrógeno (N_2) en un 78.089%; oxígeno (O_2) en un 20.957% y argón (Ar) en un 0.937%. En menor cantidad se encuentra dióxido de carbono (CO_2) con un 0.3 %; neón (Ne) con un 0.002 %; helio (He) con 0.0005% y metano (CH_4) con 0.0002 %.

También existen pequeñas cantidades de kriptón (Kr), óxido nitroso (N_2O) y xenón (Xe).

Otro componente importante es el ozono, (O_3) el cual es el resultado del contacto entre los rayos ultravioletas (provenientes del Sol) y las moléculas de oxígeno, (O_2) haciendo que éste se convierte en moléculas triatómicas. El ozono sirve como barrera que protege a la superficie terrestre de dichos rayos; si la capa de ozono desapareciera, dicha radiación ultravioleta llegaría a la superficie de la Tierra, ocasionando daño a las plantas y animales, además, podría originar quemaduras y cáncer de piel en los seres humanos.

La atmósfera se divide en:

Troposfera

Es la región donde se encuentra todos los seres vivos. Además, en ella se lleva a cabo la formación de nubes, el movimiento del aire, etc.; se extiende hasta 11 km de altura.

Estratosfera

En esta zona no existen nubes ni vientos, se compone de diferentes estratos, donde los más bajos son fríos y los superiores los más calientes. Pero es importante porque en ella se localiza la capa de ozono (aproximadamente a 50 km del suelo), que protege la superficie terrestre. La estratosfera va de los 30 a los 100 km de altura.

Ionosfera

Se le denomina así debido a que las moléculas de aire que existen en esta zona son bombardeadas por radiaciones provenientes del espacio, convirtiéndolas en iones. Se encuentra a una altura que va de los 120 a 200 km.

2.7 PRESIÓN ATMOSFÉRICA Y VACÍO

Corresponde a la sesión de GA 2.16 (15.3.F) NADA DE NADA

En la actualidad, el fenómeno de la presión atmosférica es conocido y puede definirse como la fuerza que ejerce la atmósfera sobre cualquier cuerpo o superficie con la que esté en contacto. La atmósfera está constituida por una mezcla de gases, los cuales tienen masa y por tanto son atraídos por la Tierra con una fuerza que es igual a su peso. Un metro cúbico (1 m^3) de aire a 0°C y a nivel del mar pesa 1.2928 kg, es decir, su densidad es de 1.2928 kg/m^3 .

En el siglo XVII no se conocían los efectos de la presión atmosférica, no obstante que se había demostrado que el aire tenía peso. Al utilizar una bomba aspirante para sacar agua de un pozo, ésta funcionaba bien cuando la altura del pozo no era mayor de 10 m; la bomba funcionaba creando un vacío, el cual, al abrirse la válvula del pistón, era ocupado inmediatamente por el agua. Se decía que la naturaleza tenía horror al vacío, y que el agua cumplía esta creencia, cubriéndolo inmediatamente.

El hecho que no se cumpliera esta “creencia”, por supuesto errónea, más allá de los 10 m, llamó la atención de Galileo y su discípulo Torricelli, siendo este último el que por medio de varias experiencias dio con la respuesta.

Torricelli utilizó para sus experiencias mercurio en vez de agua, de esta manera los tubos no tendrían que ser tan altos, ya que el mercurio es aproximadamente 13 veces más “pesado” que el agua.

Usó tubos de 1 m de longitud aproximadamente, cerrados por uno de sus extremos. En un recipiente colocó mercurio, con el que llenó también uno de los tubos, tapó la boca del tubo lleno y lo invirtió, introduciéndolo en el recipiente. Él esperaba que todo el mercurio descendiera, sin embargo, esto no sucedió, el mercurio descendió solamente hasta un nivel, que medía desde la superficie de mercurio del recipiente, hasta la parte más alta de la columna, aproximadamente 76 cm.

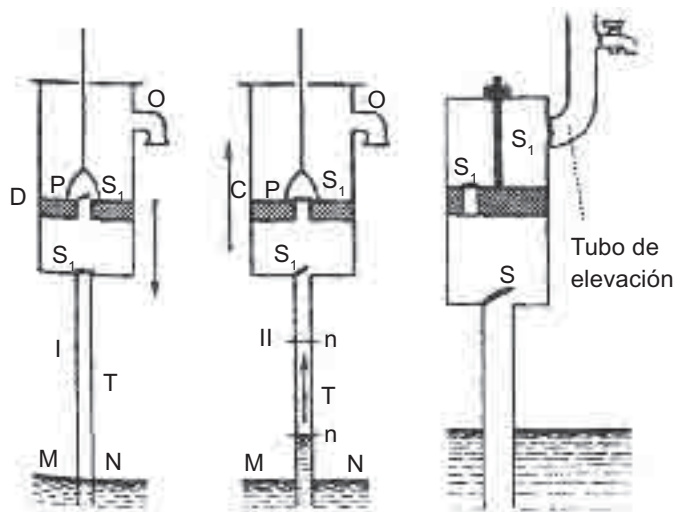


Figura 15.

En la parte del tubo, por donde había descendido el mercurio, se formó un vacío, el cual no era llenado por el mercurio nuevamente y si el tubo no se sacaba del recipiente, éste permanecía sin alterarse.

Volviendo al vacío que se formaba en el tubo, éste no era total, existían en él moléculas de vapor de agua y de mercurio. Actualmente se dice que el vacío es la ausencia total de aire.

Al tratar de demostrar la existencia del vacío, Torricelli ayudó, entre otras cosas, a la comprensión del efecto de la presión atmosférica sobre los cuerpos.

Se han realizado muchos experimentos en el espacio exterior, en donde el vacío es casi total. Se ha probado que la primera ley de Newton es válida, ya que si un cuerpo es puesto en movimiento éste no se detiene, si está girando continúa indefinidamente sus giros, ya que no existe rozamiento con el aire, elemento que sería una de las causas para detenerlo. Si se deja caer una pluma de unos cuantos gramos de peso y una pesa de plomo de 1 kg, al vacío, ambos caerán a la misma velocidad.

Si una persona se expusiera al vacío, sufriría una serie de trastornos: al principio la falta de oxígeno le provocaría asfixia; sus pulmones, al no estar bajo la presión atmosférica, se expandirían hasta reventar, lo mismo que su piel y otros órganos. Es por ello que los astronautas llevan un equipo que los somete a una presión parecida a la atmosférica cuando salen al espacio.

Existen muchos aparatos tanto para crear vacío como para comprimir el aire. Ambas clases de dispositivos se utilizan mucho en la industria y los laboratorios. Para bajar la temperatura de ebullición de los líquidos éstos se hierven al vacío. En la fabricación de cerámica, en herramientas neumáticas, como la pistola de aire también se aplica el conocimiento sobre el vacío. Las bombas al vacío son tan eficaces que pueden disminuir la presión atmosférica hasta en un millonésimo de milímetro de mercurio (0.000001 mm Hg). Si se tiene en cuenta que la presión atmosférica a nivel del mar es igual a la presión hidrostática que ejerce una columna de mercurio de 760 mm (760 mm Hg), podemos considerar que la presión que alcanzan tales máquinas de vacío es cero.

2.8 MEZCLAS HOMOGÉNEAS Y HETEROGÉNEAS

Corresponde a la sesión de GA 2.17 (38.2.Q) TAN JUNTOS Y TAN SEPARADOS

La materia está constituida por moléculas, pero ¿son iguales las moléculas para todas las sustancias? La respuesta a esta pregunta es negativa. Esto implica decir que la materia está constituida por sustancias que tienen características diferentes entre sí.

Por ejemplo, una molécula de agua tiene 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno; si se compara con otras moléculas de cualquier sustancia, como es el caso de las que se esquematizan en la figura, se comprobará que son diferentes en su forma y en muchas de sus propiedades.

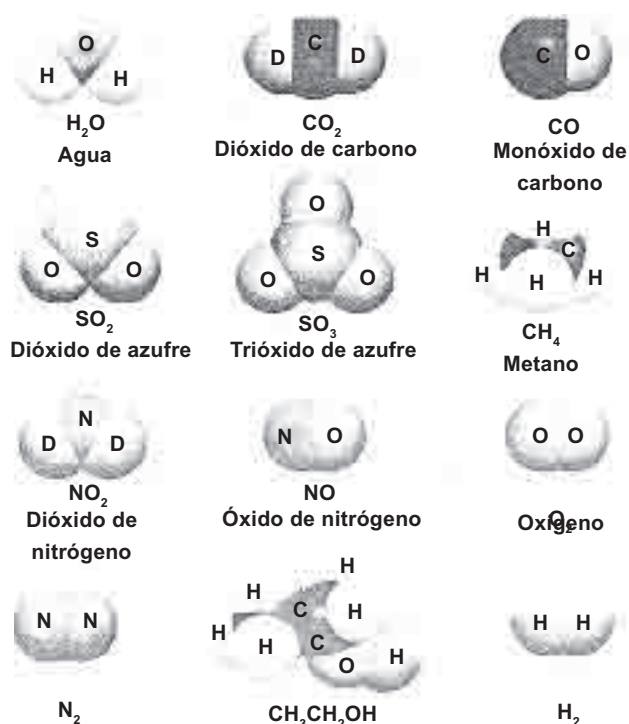
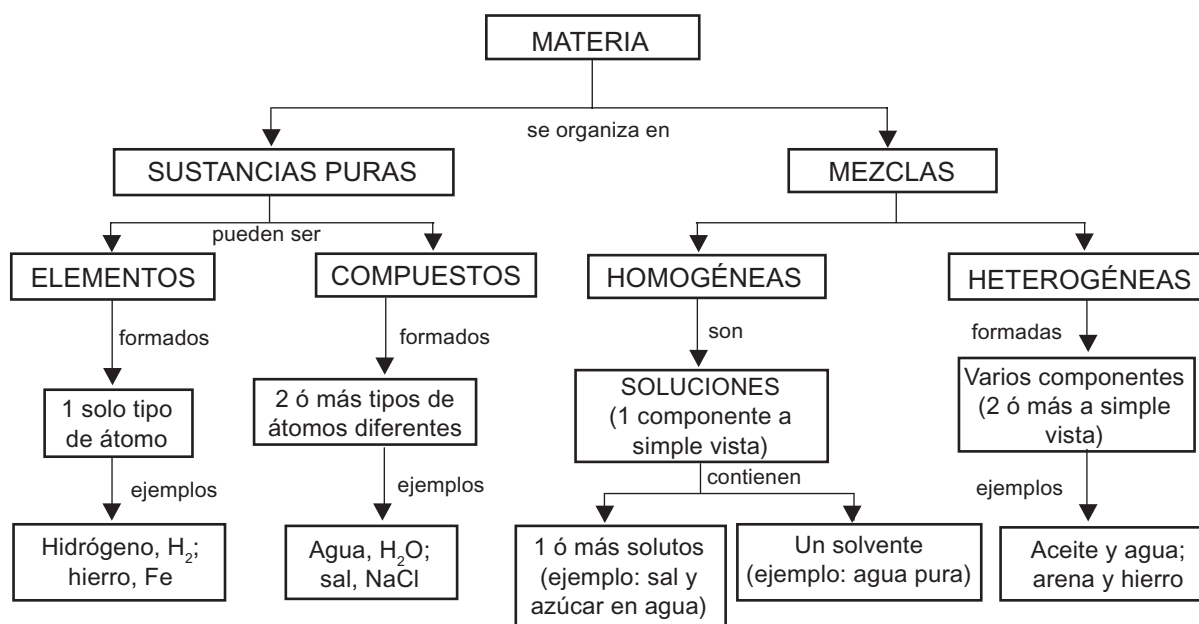


Figura 16. Moléculas de sustancias químicas.

Entonces, si cada sustancia tiene sus moléculas con diferentes características, ¿cómo puede clasificarse la materia de acuerdo con las sustancias que la componen y las relaciones que guardan entre sí?

A continuación se da respuesta a este interrogante con la ayuda del siguiente mapa conceptual:



Como se observa en el mapa conceptual, la materia se puede clasificar en mezclas y sustancias puras.

MEZCLAS

Las mezclas se definen como la combinación de dos o más sustancias que no están enlazadas químicamente, sino que por el contrario, la unión de dichas sustancias es en forma física y la separación de sus componentes se hace también por medio de procedimientos físicos como la filtración o la evaporación, entre otros.

Un ejemplo de mezcla es la solución formada por el azúcar en agua; el procedimiento para separar esta mezcla es la evaporación.

Otro ejemplo de mezcla lo constituye la leche, cuyos componentes son: agua, grasas, vitaminas, proteínas y azúcares, por mencionar algunos. La pintura para recubrir paredes es una mezcla de sustancias de difícil separación como barnices, solventes y pigmentos.

Para su estudio, las mezclas se dividen en **homogéneas y heterogéneas**.

Mezclas homogéneas

Se dice que una mezcla es homogénea cuando sus características y propiedades son iguales en cualquier parte, es decir, es una mezcla uniforme. Dentro de este tipo de mezclas se incluyen aquellas cuya separación de sus componentes no es fácil utilizando métodos físicos ordinarios. Ejemplos de estas mezclas pueden ser la salsa de tomate, la pintura, un trozo de carne, la leche, etc.

Un ejemplo de mezcla homogénea es el caso del azúcar disuelta en agua. Cuando el azúcar se disuelve perfectamente en agua, las características de la mezcla son iguales en cualquier punto de ella. Si se analiza el sabor, será prácticamente igual en cualquier lugar de la mezcla. Si se analizan las cantidades de azúcar disuelta en el agua se notarán proporciones iguales en cualquier punto de la mezcla.

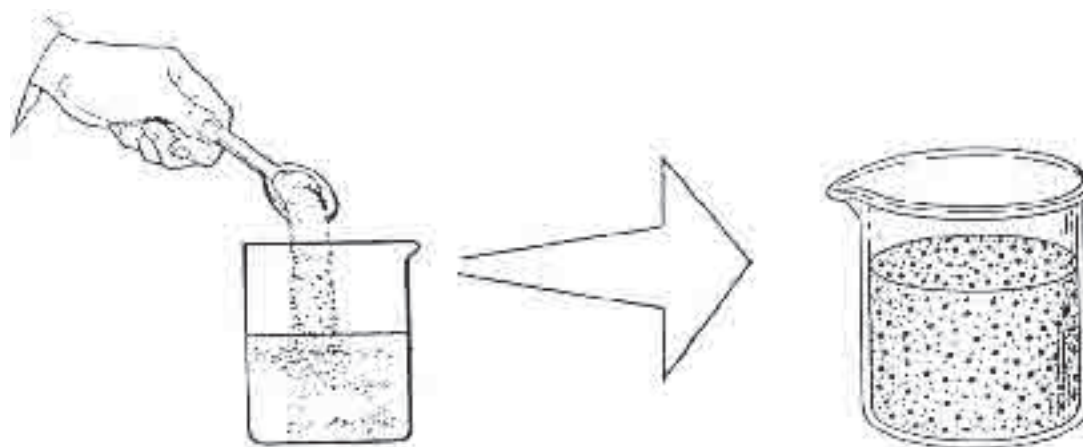


Figura 17. Dispersión del azúcar.

A muchas de las mezclas homogéneas se les conoce comúnmente como **soluciones**, las cuales son muy frecuentes en laboratorios químicos.

Las soluciones se componen de dos partes, una llamada solvente o disolvente y otra llamada soluto.

El **disolvente** es el medio en donde se dispersa el soluto. El **soluto** es la sustancia que se dispersa en el medio disolvente.

La **dispersión** ocurre cuando las partículas del disolvente rodean por completo cada una de las partículas del soluto.

En el caso de la solución agua-azúcar, el disolvente es el agua y el soluto es el azúcar.

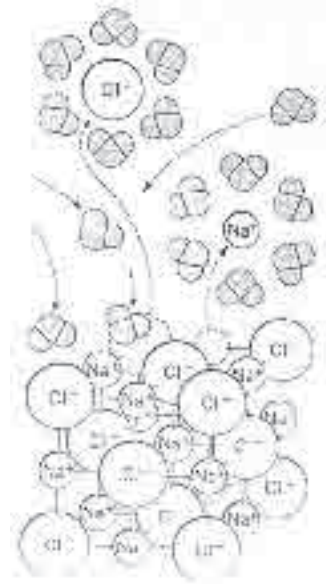


Figura 19. La disolución de los iones Na^+ y Cl^- por la acción de las moléculas del agua.

Los iones de cloro y de sodio se unen para formar un cristal de esta sal, la cual químicamente se conoce como cloruro de sodio, cuya fórmula es NaCl .

Cuando se dispersan estos cristales en el agua sufren una disociación y forman los iones debido a la acción de las moléculas del agua que atraen a los iones de cloro (ion cloruro) y iones de sodio, los cuales quedan cargados eléctricamente.

La dispersión molecular

Un ejemplo de dispersión molecular es la solución del agua con el azúcar. En esta dispersión las moléculas del azúcar no se disocian en iones, sino que las moléculas de sacarosa o azúcar de mesa son rodeadas por las moléculas de agua.

La molécula del azúcar está formada por 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrógeno y 11 átomos de oxígeno, y su representación es $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

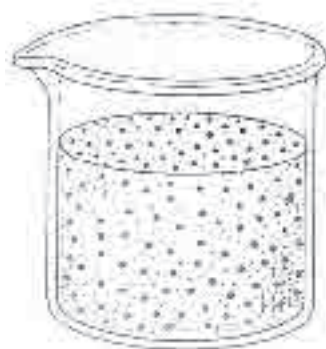


Figura 20. Dispersión molecular del azúcar.

Existe una extensa variedad de soluciones, y cada una tiene su comportamiento propio.

Los tres estados de la materia más comunes se pueden mezclar para formar soluciones diferentes en forma binaria (de dos componentes).

A continuación se analizan esas mezclas:

Un gas forma una solución al dispersarse en un:

- Gas; por ejemplo, el aire.
- Líquido; por ejemplo, el dióxido de carbono en las bebidas gaseosas.
- Sólido; por ejemplo, el hidrógeno en el paladio.

Un líquido forma una solución al dispersarse en un:

- Líquido; por ejemplo, el alcohol en agua.
- Sólido; por ejemplo, el mercurio en oro.
- Gas; por ejemplo, el agua en aire para formar neblina.

Un sólido forma una solución al dispersarse en un:

- Líquido; por ejemplo, el azúcar en el agua.
- Sólido; por ejemplo, plata en plomo.
- Gases; por ejemplo, polvo o smog en la atmósfera.

Este análisis de la materia en sus tres estados básicos proporciona una idea de todas las soluciones que se puedan encontrar.

Si una solución es la dispersión de una sustancia llamada soluto en otra sustancia llamada solvente, ¿a qué se debe esta dispersión? Y ¿por qué unas sustancias se disuelven mejor y más rápido que otras?

No es fácil contestar estas preguntas, debido a que muchos procesos de disolución son complejos y difíciles de explicar; sin embargo, en forma muy general, se podría decir que en todo proceso de disolución existen fuerzas de atracción y de repulsión entre las moléculas de las sustancias que forman la solución, cuyo resultado neto es la disolución.

¿Cuál es la cantidad del soluto que puede disolverse en una solución? ¿Tiene algún límite?



Figura 21. Solución saturada.

En efecto, la cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad de solvente, a una temperatura dada, es una constante para esa solución. Esto quiere decir que si seguimos agregando soluto a una solución que ha llegado a su límite, esto es, que se ha saturado, el soluto no se dispersará más y se acumulará en el fondo de la solución.

Por ejemplo, si a una solución de agua-sal se sigue agregando sal en forma continua, llegará un momento en que la sal no se disolverá más y se acumulará en el fondo de la solución, debido a que el solvente, que es el agua, llegó a su límite y no puede disolver más la sal.

Sin embargo, existen algunos factores que hacen variar los límites de disolución de las mezclas, como la presión y la temperatura, teniendo más repercusión o importancia la temperatura.

En algunas soluciones, si se les calienta, se incrementará su capacidad para seguir disolviendo al soluto. Un caso de este fenómeno es la solución de agua-sal, la cual, si se calienta, tendrá capacidad para disolver una cantidad mayor de sal.

En cambio, si se disminuye la temperatura de otras soluciones, aumentará su capacidad para disolver cantidades más grandes de soluto.

Un ejemplo de este fenómeno es la disolución del oxígeno en el agua. Los peces de aguas frías se adaptan a estas condiciones porque requieren mayores cantidades de oxígeno para poder sobrevivir.

Así pues, en una solución es muy importante conocer las cantidades de soluto disueltas en el solvente; a esta relación de las cantidades entre soluto y solvente se le llama **concentración de las soluciones**.

Para entender mejor esta relación, cabe mencionar algunos conceptos que son frecuentes cuando se habla de la concentración de las soluciones.

Solución diluida y solución concentrada. Estas expresiones son muy usuales para determinar en una forma muy relativa la cantidad de soluto y solvente.

Si una taza con agua tiene una cantidad mínima de café, tan pequeña que el agua aún es transparente, se dice que es una solución muy **diluida**. Pero si se le adicionan cucharadas de café hasta que tenga un sabor fuerte y “amargo”, se dice que la solución está muy **concentrada**.

Solución saturada. Esta expresión se emplea cuando una solución llega a su límite de disolver al soluto. Un caso de solución saturada lo tenemos en la figura 21 de la solución agua-sal, donde puede observarse la sal acumulada en el fondo del recipiente.

Solución sobresaturada. Cuando a la solución saturada de sal-agua se le calienta para que siga disolviendo más, y después se enfría poco a poco sin que se lleguen a presentar

partículas de sal en el fondo de la solución, se dice que la solución está sobresaturada. Estas soluciones no son comunes y son muy inestables.

2.10 COLOIDES Y SUSPENSIONES

Corresponde a la sesión de GA 2.19 (40.2.Q) TAN COMUNES Y TAN DESCONOCIDOS

En su vida diaria, el ser humano está en contacto con diversas sustancias que constituyen mezclas; por ejemplo, la atmósfera terrestre, la mayonesa, la leche, la gelatina, etc.

Al combinarse mediante un proceso químico o físico, las sustancias constituyen un **sistema**.

¿Qué es un sistema? Es una porción aislada del universo; o bien, puede decirse que es una porción aislada de la naturaleza.

Tomando una mezcla dentro de su recipiente, llamamos “sistemas” a las sustancias que la componen, en tanto que el recipiente y el aire mismo que rodea a la mezcla representan el **medio** de ese sistema.

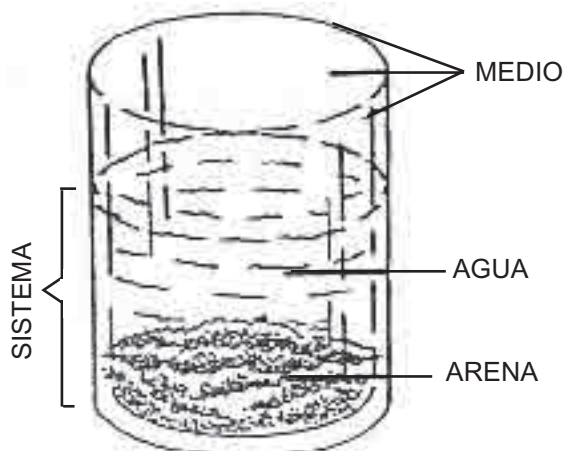


Figura 22. Sistema y medio en una mezcla de agua y arena.

En un sistema, las sustancias que lo forman pueden presentar los tres estados físicos de la materia: líquido, sólido y gaseoso, o bien uno o dos de ellos. Hay propiedades de la materia que determinan que las sustancias sean diferentes aunque tengan el mismo estado físico; así, por ejemplo, el agua y el alcohol de caña tienen distinto aspecto, color, densidad, etc., a pesar de que ambos son líquidos. Las diferencias se notan más cuando las sustancias forman un sistema, en donde cada parte homogénea del mismo es una **fase**.

Así por ejemplo, si se mezclan tres líquidos no miscibles, es decir, que no pueden disolverse entre sí, como el mercurio, el agua, y la gasolina, se formará un sistema de tres fases (polifásico), en donde el mercurio, por ser más denso, se deposita en el fondo del recipiente, encima el agua y sobre ella la gasolina. Este ejemplo nos permite observar que el estado físico de la materia, el sistema y las fases no son lo mismo.

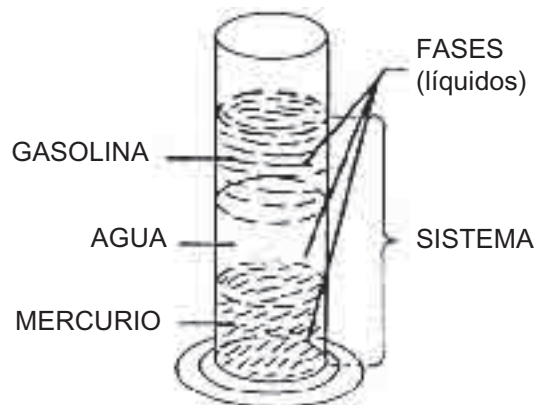


Figura 23. Mezcla de líquidos que constituyen un sistema en tres fases.

Los sistemas pueden tener una o varias fases; cuando ocurre la primera situación recibe el nombre de **homogéneo**, y **heterogéneo** cuando poseen varias fases. Las soluciones son un ejemplo de sistema homogéneo, en tanto que las **suspensiones** y los **coloides** a veces pueden ser heterogéneos.

A un sistema, ya sea homogéneo o heterogéneo, cuyas fases están mezcladas, se les denomina **dispersión**; las soluciones, las suspensiones y los coloides son dispersiones. En una dispersión, la fase que se encuentra en mayor cantidad se llama **dispersante**, en tanto que la que está en menor cantidad recibe el nombre de **fase dispersada**.

Suspensiones

Son sistemas heterogéneos aquellos en los que el tamaño de las partículas de la fase dispersa es grande, mayor de un cienmilésimo de centímetro ($0.00001 \text{ cm} = 10^{-5} \text{ cm}$), por lo que se puede observar a simple vista, además de ser insolubles en la fase dispersante. Si se deja en reposo esta mezcla, las partículas de la fase dispersada se sedimentan, es decir, se depositan en el fondo del recipiente; algunas otras flotan en el medio, como el jugo de mora.

Las suspensiones tienen un aspecto turbio, sus componentes pueden separarse por decantación o filtración. Son ejemplo de ellas los jugo de frutas, las pinturas de aceite, el agua de cal, las aguas turbias de los ríos, algunas medicinas, etc.

Las suspensiones tienen una gran aplicación en la industria farmacéutica, en donde se preparan distintos medicamentos con este tipo de mezclas.

Coloides

Son un sistema polifásico (heterogéneo) dispersado, en el que las partículas de la fase dispersa tienen un tamaño que oscila entre un diezmilionésimo de cm ($0.0000001 \text{ cm} = 10^{-7} \text{ cm}$) y un cienmilésimo de cm ($0.00001 \text{ cm} = 10^{-5} \text{ cm}$), es decir, son más pequeñas que las de las suspensiones, pero más grandes que las de las soluciones, ya que en éstas el tamaño de las partículas no llega a los 10^{-7} cm .

Las fases de los coloides no pueden observarse a simple vista como ocurre con las suspensiones, sólo pueden verse con microscopios potentes. Las partículas de la fase dispersa reciben el nombre de **micelas** y se mueven dentro de la fase dispersante en forma de zig-zag. Este tipo particular de movimiento recibe el nombre de **movimiento browniano**, que sólo se observa con un microscopio potente (ultramicroscopio).

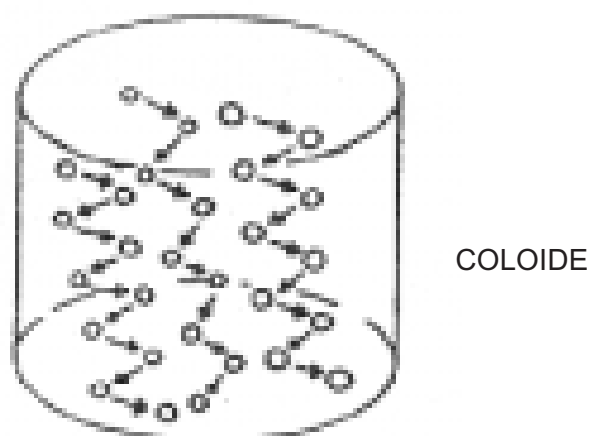


Figura 24. Movimiento browniano.

Las micelas son aptas para dispersar la luz en toda su amplitud, lo cual se conoce como **efecto Tyndall**. El tamaño de las micelas les permite atravesar los filtros, pero no así las membranas semipermeables. El sistema coloidal tiene un aspecto semitransparente, y sus partículas no se sedimentan.

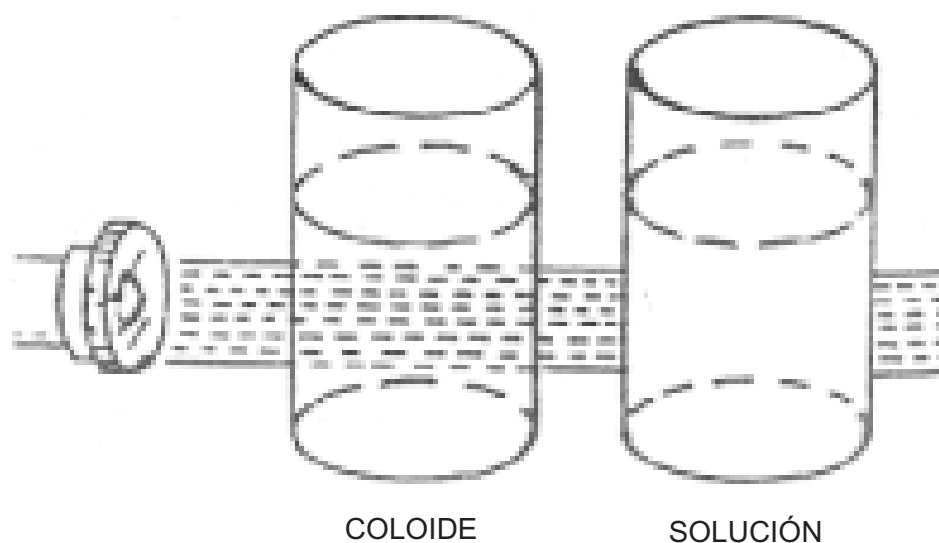


Figura 25. Efecto Tyndall.

Tipos de coloides

Los sistemas coloidales pueden ser: **soles, geles, emulsiones, aerosoles**; los encontramos en la sangre, la leche, la clara de huevo, la gelatina, la neblina, etc. La tabla 2 muestra los tipos de coloides y ejemplos de cada uno de ellos.

Tabla 2.

Tipo de coloide	Se forma al dispersar	Ejemplo
Sol	Sólido en un líquido.	Leche, sangre, oro y plata en mercurio.
Gel	Un gas en un sólido, un líquido en un sólido o bien un sólido en un sólido.	Masmelos, jaleas, gelatina, mermelada, engrudo, aleaciones metálicas, cobre y plata en oro.
Emulsión	Un líquido en un líquido.	Mayonesa y vinagre.
Aerosol	Un líquido en un gas o un sólido en un gas.	Niebla, rocío, humo y polvo, jugos.

Importancia de los coloides

Los sistemas coloidales tienen una gran importancia en la industria por sus aplicaciones en la elaboración de alimentos, pinturas, tintas, películas fotográficas, aleaciones metálicas, productos farmacéuticos y, sobre todo, porque se encuentran presentes en los organismos vivos, en el citoplasma celular, las enzimas, la sangre, los músculos, los huesos, la piel, el cabello, etc. Además se encuentran en diversos sitios de la naturaleza, formando las arenas movedizas o bien la savia de los árboles.

2.11 SOLUBILIDAD

Corresponde a la sesión de GA 2.20 (41.2.Q) CUANDO EL AGUA IMPORTA MÁS

Si se prepara una solución saturada de agua con sal a 18° C de temperatura, en 100 g de agua, se notará que la cantidad de sal utilizada es de 35.9 g y no podrá seguir disolviendo más sal. Pero si se le aumenta la temperatura a la solución, se verá que se disuelve más sal sin ningún problema hasta llegar otra vez la saturación.

Entonces decimos que el punto de saturación de la solución varía conforme se modifica la temperatura, o dicho en otras palabras, la solubilidad de la sal varía conforme se modifica la temperatura. Por consiguiente, decimos que el punto de saturación es la cantidad de soluto que se requiere agregar al solvente para llegar al punto de saturación de la solución, a una temperatura dada.

En general, el punto de saturación de un soluto es la cantidad de éste necesaria para saturar una solución a una temperatura dada y una cantidad de solvente dada.

La solubilidad de una sustancia está afectada por factores tales como la temperatura y la presión, entre otros.

A continuación se analizarán estos dos factores.



Figura 26. Solución saturada de agua-sal.

Las sustancias son solubles en agua en alguna proporción, aunque a veces para algunas sustancias su solubilidad es tan pequeña que prácticamente se desprecia y se dice que es una sustancia insoluble.

El fenómeno de la solubilidad se da si las fuerzas entre las partículas del disolvente y del soluto son mayores a las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas del soluto, como se representa en la figura 27.

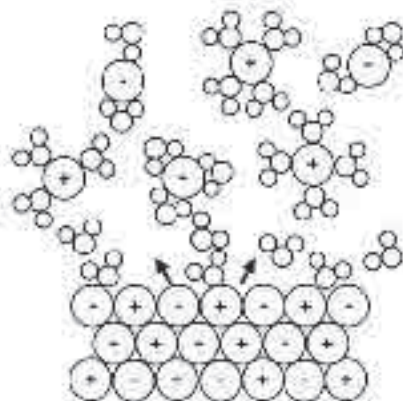


Figura 27. Fuerzas del solvente que actúan sobre las moléculas del soluto.

La **temperatura** afecta a la solubilidad de las sustancias, y se puede hacer una generalización diciendo que la solubilidad de las sustancias químicas llamadas sales crece con el aumento de temperatura.

A continuación se muestra una gráfica (ver figura 28) en donde se representa el aumento de la solubilidad de algunas sales en agua al aumentar su temperatura de solución.



Figura 28. Variación de la solubilidad causada por la temperatura.

Por otra parte, la solubilidad de las sustancias gaseosas crece al disminuir la temperatura de la solución. Este fenómeno se presenta en las aguas donde se cultiva la trucha (ver figura 29).

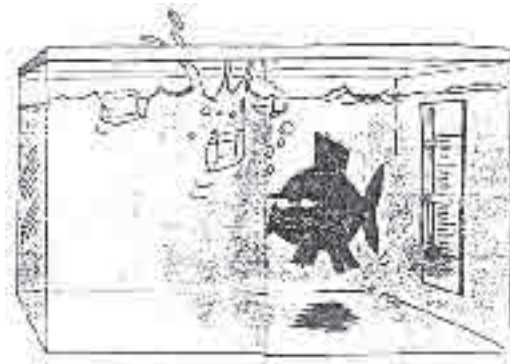


Figura 29. Disolución del oxígeno en agua.

La trucha, al igual que otros peces, necesita mucho oxígeno para sobrevivir. Por esa razón, este pez se ha adaptado a vivir en aguas frías y corrientes, porque allí encontramos grandes cantidades de oxígeno disuelto en el agua.

A continuación, se presenta la tabla 3 para ver la variación de la solubilidad de algunos gases en agua al aumentar la temperatura de solución.

Tabla 3.

Temperatura (oC)	Gases		
	Hidrógeno	Oxígeno	Dióxido de carbono
0	0.0215	0.0489	1.710
20	0.0182	0.0280	0.878
40	0.0164	0.0118	0.530
60	0.0160	0.102	0.359

La **presión** es también un factor que afecta la solubilidad y se pone de manifiesto en forma más evidente en la solubilidad de los gases, como en el caso del oxígeno disuelto en el agua, la cual está en función de la presión de vapor de los constituyentes de la mezcla y de la temperatura. Usualmente, a mayor presión externa, mayor solubilidad de los gases en el líquido. No obstante, esta solubilidad puede disminuir al aumentar la temperatura.

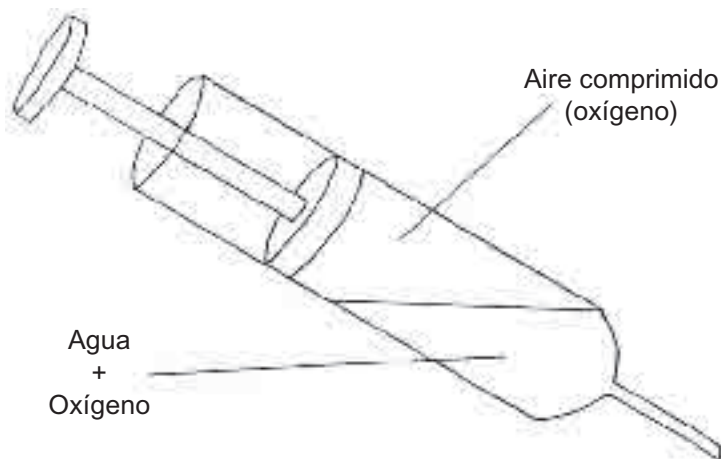


Figura 30. La presión afecta la disolución del oxígeno en el agua.

Para visualizar la solubilidad del oxígeno en agua que está afectada por la presión, hay que imaginar el agua que se encuentra en una jeringa. Tapando el orificio de la aguja para que no entre ni salga nada, se coloca un poco de agua y se deja un espacio con aire, el cual contiene oxígeno, como se muestra en la figura 30.

Si se hunde el émbolo de la jeringa se provocará una presión en el aire contenido, y ésta ocasionará una mayor disolución del oxígeno en el agua.

2.12 OXÍGENO Y DIÓXIDO DE CARBONO

Corresponde a las sesiones de GA 2.21 (86.3 y 87.3.C y T) O₂ Y CO₂
¡AUXILIO BOMBEROS!

El oxígeno (O₂)

El oxígeno es un gas inodoro, incoloro e insípido, ligeramente soluble en agua; no obstante, esa pequeña cantidad soluble mantiene la respiración de la mayoría de las formas de vida existentes en el medio acuático. Así mismo, el oxígeno interviene en gran cantidad de combustiones, pero ¿qué es una combustión? Es una oxidación violenta en la cual hay desprendimiento de energía en forma de calor y luz; un ejemplo de ésta es el fuego.

Entonces ¿qué es el **fuego**? Es una oxidación rápida con gran desprendimiento de energía, que se manifiesta como luz y calor; cuando se pierde la forma de controlarlo se desencadena un incendio.

¿Qué es un **combustible**? Es un material sólido, líquido o gaseoso, que necesita calor para alcanzar su punto de ignición y arder. El punto de ignición es diferente para cada sustancia. Las que tienen un punto de ignición bajo son mejores combustibles, pues arden en forma rápida y violenta y, por tanto, deben ser manejadas con cuidado.

Los líquidos atomizados y los sólidos pulverizados arden violentamente al igual que los gases.

¿Qué es un **comburente**? Es una sustancia que oxida y favorece la combustión; por ejemplo, el oxígeno es un comburente que interviene en la mayor parte de las combustiones.

¿Qué es el **calor**? Es la suma de la energía cinética de las moléculas de un cuerpo. Se transmite por **conducción** (en sólidos que conducen el calor y que normalmente también son buenos conductores de la electricidad, como los metales.), por **convección** (a través de líquidos y gases que circulan de un lugar a otro), por **radiación** (difusión a través del espacio).

Para que un combustible arda se requieren **calor** y **oxígeno**; este último es el elemento clave en este tipo de reacciones.

El oxígeno representa el 21% del volumen de la atmósfera y está acompañado de otros gases como el nitrógeno (70% del volumen de la atmósfera), el cual atenúa la reactividad del oxígeno. En su estado puro es sumamente peligroso porque reacciona violentamente con gran cantidad de elementos químicos.

En la combinación de los combustibles con el oxígeno atmosférico se dan etapas intermedias y sucesivas denominadas “**cadena arborescentes**”, que son las que generan o producen las llamas en una combustión, porque las moléculas del combustible reaccionan con el oxígeno en forma secuencial y continua (en cadena).

Los productos finales de una combustión de sustancias que contienen carbono (**C**) e hidrógeno (**H**), principalmente, son el dióxido de carbono (**CO₂**) y el vapor del agua (**H₂O**).

Dadas las consecuencias peligrosas que un **incendio** puede generar, es de suma importancia estudiar algunos **métodos para extinguir el fuego**.

Métodos para extinguir un incendio

Eliminar el combustible. Esto puede ser tan sencillo como cerrar una válvula, tan complicado como hacer una zanja para aislar la zona de incendio y disminuir la cantidad de ese combustible, o casi imposible como talar muchos árboles de un bosque para evitar que el fuego se propague.

Enfriar el área del incendio. Aquí la aplicación de agua a chorro (o niebla o rocío) es

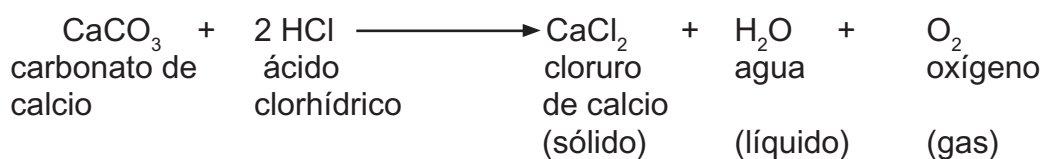
indispensable para disminuir la cantidad de calor, y con ello extinguir el incendio. No se aplican chorros de agua cuando el incendio es provocado por gasolina, ya que el agua la dispersa más con lo cual aumenta el área de acción del fuego.

Sofocar el comburente. Disminuir el porcentaje de oxígeno necesario para que el combustible arda. Esto se puede lograr aplicando sustancias a presión o con cartucho de presión como las del extintor de base de polvo químico seco, y las del extintor de base de dióxido de carbono.

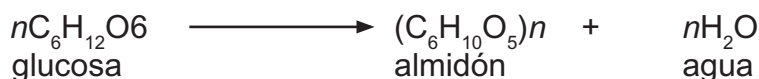
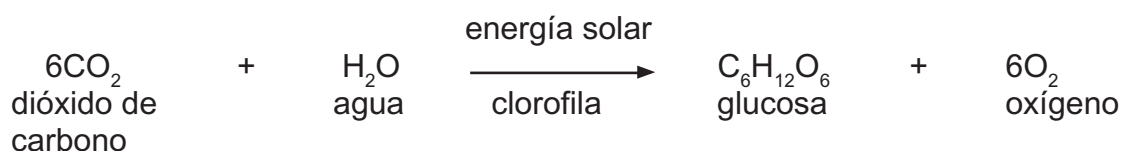
Interrumpir la reacción en cadena, o las cadenas arborescentes por medio de los métodos citados anteriormente.

El dióxido de carbono (CO₂)

Como se ha mencionado, el dióxido de carbono (CO₂) es un compuesto muy estable que se produce por la unión química de carbono (C) y oxígeno (O₂); esta unión se da en procesos como la combustión, la fermentación, la respiración y en los carbonatos y bicarbonatos metálicos que lo contienen como dióxido de carbono químicamente fijo, el cual se desprende al hacer reaccionar cualquiera de estos dos tipos de compuestos; por ejemplo con un ácido:



El dióxido de carbono lo absorben las plantas verdes en la fotosíntesis para producir oxígeno y glucosa, y esta al polimerizarse forma almidón.



La glucosa es la principal fuente energética de los seres vivos y se transforma en otros azúcares, los cuales son un grupo de alimentos básicos.

El dióxido de carbono, además de ser un gas inodoro, incoloro y más pesado que el aire, cuando se solidifica forma el hielo seco que mantiene una temperatura de -78°C y se **sublima** si se le aplica una presión de una atmósfera.

Al disolver el CO_2 en agua se produce ácido carbónico (H_2CO_3), un ácido débil que es muy conocido porque se utiliza para la preparación de bebidas gaseosas y apreciamos su presencia por el burbujeo.

El dióxido de carbono no arde y no estimula la combustión, por lo que se utiliza para extinguir el fuego.

El dióxido de carbono está presente en la atmósfera y tiene una concentración variable. Interviene también en el llamado “efecto invernadero”, el cual consiste en que parte de la radiación solar que llega a la superficie se absorbe y otra se rechaza hacia el espacio, pero las concentraciones de CO_2 atmosférico retienen una porción de esta energía lo cual está provocando un aumento de temperatura en la atmósfera.

Capítulo 3

LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES ELÉCTRICAS



Materia es todo aquello que tiene masa y volumen, por tanto, ocupa un lugar en el espacio. En la naturaleza existen diferentes formas de materiales que presentan diferentes propiedades. Una de éstas es la capacidad de producir y/o conducir una corriente eléctrica. Debido a estas características, es adecuado estudiar algunos aspectos importantes de la estructura y composición de los materiales para entender el porqué de este comportamiento peculiar.

Así como algunos materiales conducen una corriente eléctrica, hay otros que no. Incluso algunos sólo conducen cuando se encuentran disueltos en agua, los cuales se conocen como electrólitos. No obstante, para entender mejor a los electrólitos, es necesario comprender algo más sobre la naturaleza del agua y algunas de sus propiedades fisicoquímicas.

*“Si hemos logrado dividir el átomo,
también podremos aprovechar las mareas”.*

PATRICK MOORE.

3.1 EL CICLO DEL AGUA

Corresponde a la sesión de GA 3.22 (7.3.Q) ¡DULCE O SALADA!

Vista desde el espacio exterior, la Tierra presenta una coloración muy especial, azul con manchas blancas; el azul corresponde principalmente al mar y lo blanco a las nubes; esto implica algo muy curioso, que aproximadamente el 70% de la superficie del planeta **Tierra** está cubierta por **agua**.

El agua considerada como un solvente casi universal constituye entre el 30% y 90% de los seres vivos. Debido a ella se lleva a cabo la mayor parte de las reacciones de los organismos.

Por otra parte, se estima que la cantidad de agua que existe en la Tierra es aproximadamente de 1 386 millones de kilómetros cúbicos y se ha mantenido casi constante y en equilibrio dinámico entre sus tres **estados** (sólido, líquido y gaseoso) desde el origen de la vida hasta la actualidad, mediante el **ciclo del agua** o **ciclo hidrológico**.

Tabla 1. Tiempo que permanece el agua en sus diversos estados en el ciclo hidrológico.

Fase	Tiempo mínimo	Tiempo promedio	Tiempo máximo
Vapor	1 hora	10 días	10 años
Líquido	Horas	Semanas	25 000 años
Hielo polar	Años		Miles de años

Obsérvese que el agua es retirada a diferente tiempo en cada uno de sus estados

Fuente: Margalef (1974)

El **ciclo hidrológico** es un fenómeno natural muy complejo y de manera general se lleva a cabo de la forma siguiente:

- La energía del Sol **evapora** el agua oceánica que luego forma las nubes. Aunque en menor proporción, en este proceso también intervienen las aguas continentales y el vapor de agua transpirado por las plantas.

Cómo se forman el rocío y las nubes

El aire caliente puede contener más vapor de agua que el aire frío. Si el aire caliente se enfría más allá de un punto determinado (punto de rocío), deposita agua. Así es como se forma el rocío en el campo. El aire se expande a medida que asciende a través de la atmósfera por la caída de la presión atmosférica. Esto le hace enfriarse hasta que, al alcanzar el punto de rocío, el vapor de agua del aire se condensa sobre las partículas de polvo y sal que hay en la atmósfera. Estas gotitas son tan pequeñas que se requiere un millón de ellas para producir una gota de lluvia.

FRANCIS WILSON, 1987.

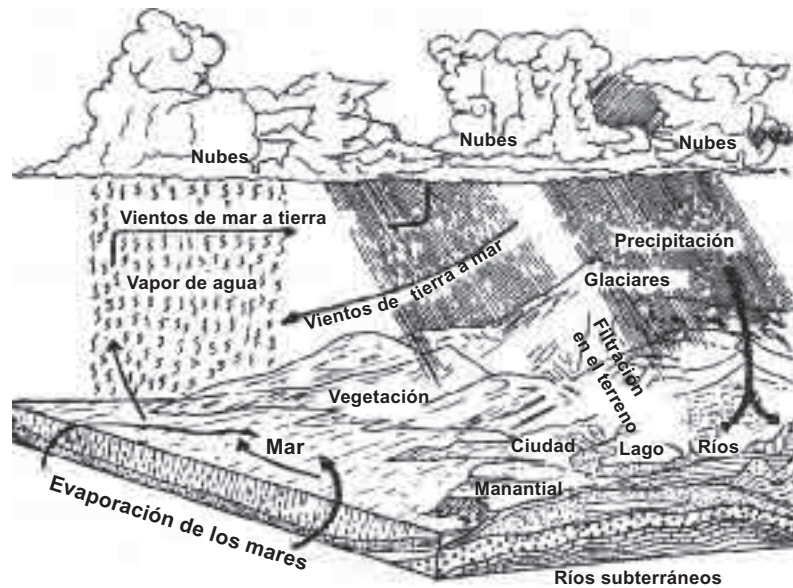


Figura 1. El ciclo hidrológico.

- b. Las nubes son **trasladadas** por los vientos hacia los continentes.
- c. Al llegar a ellos, el agua de las nubes se **enfría, condensa y precipita**.

Parte del agua que se precipita se evapora antes de llegar a la superficie terrestre y regresa al mar acarreada por los vientos que soplan desde los continentes hacia el mar.

La otra parte restante llega a la superficie, principalmente en estado sólido (nieve o granizo), líquido (lluvia) y gaseoso (niebla).

- d. Ya en la corteza terrestre, el agua **escurre** sobre la superficie del suelo y es absorbida por ella.

La nieve y el granizo se derriten y junto con el agua de lluvia escurren por la **superficie**, formando cuerpos de agua dulce, como ríos, lagos y lagunas. Una porción de esta agua se **filtra** en los suelos constituyendo las *aguas subterráneas o mantos freáticos*, los cuales brotan a la superficie en forma de manantiales o descargándose directamente en ríos, lagos, lagunas y mar.

- e. Y, finalmente, la mayor parte del agua regresa a los océanos.

De la cantidad total de agua en la Tierra (aproximadamente $1.386 \times 10^6 \text{ km}^3$) el 97.3 % corresponde a agua oceánica y el 2.7 % restante es agua dulce (López, 1985), y un porcentaje considerable de ésta se encuentra en los casquetes polares.

Nótese la baja proporción existente de agua dulce que puede ser empleada por el hombre en forma directa; por tanto, cabe señalar que el agua consumida debe ser ahorrada al máximo.

Del total del agua sobre la Tierra, solamente 400 000 km³ participan anualmente en forma activa en el ciclo hidrológico; 83% es agua marina y el 17%, continental. Al precipitarse esta cantidad, 75% cae en el océano y el 25% en los continentes...

Ing. Vicente López Mercado (1985).

Además, se ha estimado que la distribución del agua sobre los continentes es de 37 %, ríos, lagos, etc., y 63 %, subterránea (Dugan, 1972).

El agua dulce o continental permite el desarrollo de la fauna y flora terrestres: árboles, ranas, salamandras, libélulas, cocodrilos, arbustos, hormigas, gatos, castores, además del ser humano. Por otra parte, en el agua oceánica o salada existen miles de organismos como camarones, tiburones, delfines, medusas, pulpos, algas, corales, tortugas, atunes.

Todos estos organismos dependen directa o indirectamente del ciclo hidrológico, es por eso que puede afirmarse que en la Tierra, el agua, salada o dulce, y el ciclo hidrológico, son el sustento de la vida y la estabilidad del planeta.

3.2 PROPIEDADES DEL AGUA

Corresponde a la sesión de GA 3.23 (8.3.Q) ¡USA EL AGUA CON PROPIEDAD!

En el agua, como en toda la materia, se presentan cambios asociados a sus propiedades físicas y químicas.

En los **cambios físicos** no se altera su estructura química fundamental; por ejemplo, el agua, en forma de líquido, hielo y vapor, tiene la misma composición química: moléculas constituidas por dos átomos de hidrógeno unidos por enlace covalente a un átomo de oxígeno.

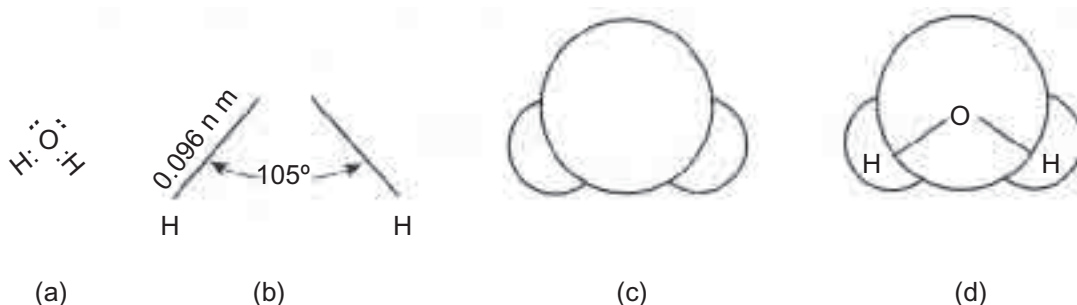


Figura 2. Diagrama de una molécula de agua.

En los cambios químicos se altera la estructura química fundamental del agua. Ejemplo de ello es la descomposición del agua (H_2O) en dos gases: hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2).

Propiedades físicas

Algunas de las propiedades físicas del agua son las siguientes:

- El agua pura es inodora, insípida e incolora.
- La temperatura a la cual pasa del estado líquido al sólido es cero grados en la escala Celsius ($0^{\circ}C$). Esta medida también es conocida como **punto de congelación** del agua o punto de fusión del hielo y se obtiene en condiciones de presión de 760 mm de Hg (1 atmósfera de presión).
- La temperatura a la cual pasa del estado líquido al estado gaseoso es de $100^{\circ}C$ y es denominada **punto de ebullición**. También se obtiene a 760 mm Hg (a nivel del mar).

El agua, a menor presión atmosférica, como en Bogotá, hierve aproximadamente a $95^{\circ}C$.

- Presenta una característica especial que difiere de la mayoría de los líquidos: de $0^{\circ}C$ a $4^{\circ}C$ **se contrae**; cerca de los $4^{\circ}C$ de temperatura alcanza su máxima densidad, y **después de los $4^{\circ}C$ se dilata**, como cualquier otro cuerpo.

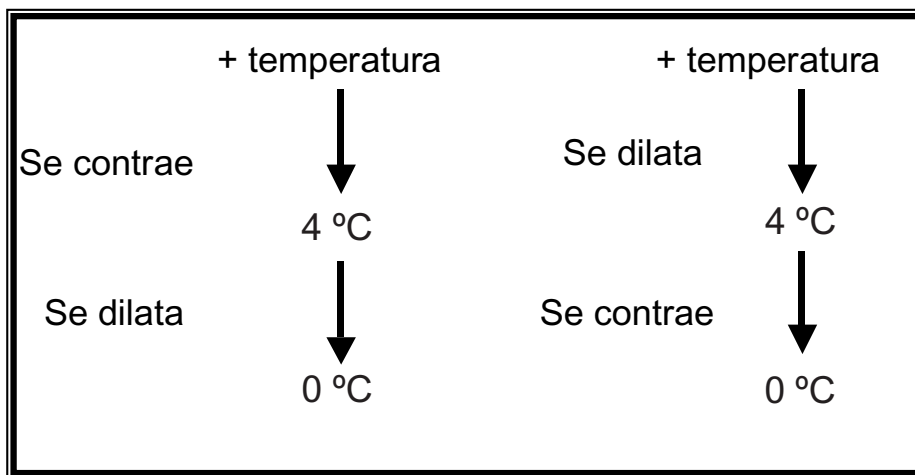


Figura 3. Contracción y dilatación del agua: de $4^{\circ}C$ a $0^{\circ}C$ y de $0^{\circ}C$ a $4^{\circ}C$.

Esto se debe a que las moléculas del agua se colocan más juntas unas de otras; por tanto, el agua en estado líquido tiene una densidad mayor que la del hielo.

Densidad del agua líquida a $4^{\circ}C$:
 $1\text{ g}/1\text{ mL} = 1.0\text{ g/ml}$

Densidad del hielo a $0^{\circ}C$:
 $1\text{ g}/1.09\text{ ml} = 0.917\text{ g/mL}$

Lo que explica por qué el hielo flota en el agua, en lugar de hundirse.



Figura 4. Flotación del hielo en agua.

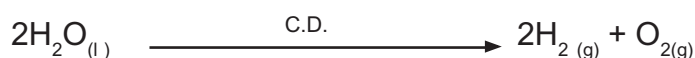
- Otra de las propiedades del agua es su alta **capacidad calorífica**, es decir, la gran cantidad de calor que se necesita aplicarle para elevar su temperatura. Un ejemplo, la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 kg de agua en 10 °C es suficiente para elevar la temperatura de 1 kg de hierro en 93 °C o 1 kg de arena en 53 °C. Esta propiedad ha permitido que el agua se use como enfriador en los motores y que, en la naturaleza, regule la temperatura del ambiente, debido a su presencia en grandes mantos como es el caso del mar, pues tarda mucho tiempo en enfriarse y en calentarse.
- Además de ser un solvente casi universal, consecuentemente en ella se disuelven con facilidad muchas sustancias.

Propiedades químicas

Algunas de las propiedades químicas del agua son:

- El agua no se puede descomponer fácilmente debido a la estabilidad del enlace covalente entre los átomos del oxígeno (O) y de hidrógeno (H). Se necesitan 2.200 °C para descomponerla.

Sin embargo, a temperatura ambiente y haciendo pasar a través de ella una corriente eléctrica directa y/o continua (CD) se puede descomponer en H₂ y O₂.



donde: l = líquido
 g = gas

- A temperaturas ordinarias, el agua presenta una reacción violenta con los metales químicamente activos como el sodio (Na), potasio (K), calcio (Ca) y litio (Li), formando **hidróxidos**, liberando gas hidrógeno y desprendiendo calor y energía.



Donde s = sólido
 ac = acuoso

Como se ha visto, la estructura molecular y la naturaleza polar del agua son las responsables de alguna de sus propiedades y su comportamiento.

3.3 CONTAMINACIÓN Y PURIFICACIÓN DEL AGUA

Corresponde a la sesión de GA 3.24 (10.3.Q) ¡SI LA CONTAMINAS TE ARRUINAS!

Durante algún tiempo se pensó en que el agua era un recurso inagotable, hoy muchas personas han observado que si se continúan contaminando indiscriminadamente los ríos, lagos, lagunas, aguas subterráneas y mares, el agua potable se convertirá cada día en un recurso más escaso.

Naturaleza sin fronteras: pensar como un río

Al igual que los ríos, los mares y los océanos no reconocen fronteras. Los principales problemas que afectan a los recursos marinos son la sobreexplotación de algunas especies ictícolas, la contaminación petrolera, la degradación de los recursos costeros y los ecosistemas litorales, y los desechos y contaminantes provenientes de zonas urbanas e industriales.

Comisión de Desarrollo y Medio Ambiente de América Latina y el Caribe, 1991.

Contaminación del agua

Un **contaminante** es cualquier sustancia, forma de energía u organismo capaz de producir inmediatamente o a largo plazo, efectos no benéficos al hombre y a sus recursos naturales (Rincón y Rocha, 1978).

La contaminación de un cuerpo de agua puede ser de origen urbano, agrícola, industrial o combinaciones de estos tres tipos. Los contaminantes de origen urbano e industrial son los que se depositan en los mantos acuíferos en mayor cantidad. De éstos, los contaminantes que dificultan más el tratamiento de las aguas residuales son los de origen industrial.

Contaminación del agua en las ciudades grandes

El 60% del agua que se consume en las ciudades grandes se utiliza en las casas en donde se contamina con desechos orgánicos y detergentes.

La industria consume el 22% del agua de la ciudad. Algunos de los compuestos que desechan son altamente tóxicos como el mercurio y otros metales pesados, compuestos orgánicos derivados de los hidrocarburos, cianuro, arsénico y antimonio.

La basura contribuye a contaminar el agua. Al llover sobre los “basureros”, el agua que se filtra en el suelo, arrastra parte de los contaminantes que ahí se encuentran, llegando hasta los mantos subterráneos que son la principal fuente de agua.

Los principales **contaminantes** se han agrupado de la forma siguiente:

- Sustancias orgánicas.
- Sustancias inorgánicas.
- Sustancias radiactivas.
- Organismos microscópicos.

Los más fáciles de tratar en la purificación del agua son las sustancias orgánicas y las inorgánicas; por eso, sólo se explicarán algunos ejemplos de ellos.

Entre las **sustancias inorgánicas** se incluyen a los metales pesados; por ejemplo, el plomo y el cadmio.

Dentro de las **sustancias orgánicas** se encuentran compuestos naturales y sintéticos.

Los **compuestos orgánicos naturales** (polisacáridos, proteínas, ácidos nucleicos, etc.), son el alimento de microorganismos que, al procesarlo, dan por resultado su degradación y una difícil separación del agua.

Los **compuestos orgánicos sintéticos** incluyen todos los productos derivados del petróleo: plaguicidas, plásticos, detergentes sintéticos, por mencionar algunos. Estos productos no se degradan fácilmente por los microorganismos, son tóxicos y se acumulan. Por lo anterior, estos compuestos orgánicos son prioritarios en el tratamiento de aguas residuales.

Purificación del agua

El agua, una vez usada y transformada en agua residual, es vertida en algún río u otro

receptor de agua, donde es purificada naturalmente mediante procesos químicos, como la difusión con reacciones químicas, y biológicos, por ejemplo la degradación aerobia y anaerobia.



Figura 5. *Prácticamente, aquí ya no será posible recuperar el río.*

Sin embargo, la capacidad que tiene un cuerpo de agua para purificarse de manera natural tiene un límite. Cuando un río se satura de contaminantes, el agua ya no es purificada y el río se transforma en un eslabón más del sistema de drenaje, ejemplos de ello son los ríos Bogotá y Tunjuelito en Bogotá, y, en general, los ríos de las grandes ciudades colombianas.

Para eliminar los contaminantes del agua se han ideado alternativas para el tratamiento de aguas residuales que consisten en procesos que aceleran los fenómenos de purificación. Actualmente existen tres métodos para el tratamiento de aguas residuales: el primario, que emplea operaciones físicas; el secundario, que utiliza procesos químicos y biológicos; y el terciario o avanzado, que utiliza procesos físicos, químicos y biológicos.

Tabla 2.

Métodos	Nombre del proceso
Físicos	Sedimentación, tamizado, desmenuzado, filtración y flotación.
Químicos	Cloración, hipocloración, ozonización, desnitrificación, intercambio iónico, coagulación, adsorción con carbón, precipitación química, osmosis inversa.
Biológicos	Lodos activados, lagunas de estabilización y oxidación, filtros biológicos y digestión aerobia.

Los métodos se escogen de acuerdo con la procedencia del agua, de las impurezas que contiene y del uso que se le dará. Por ejemplo, algunas aguas subterráneas pueden requerir sólo una forma de purificación; por otra parte, las aguas de un río contaminado pueden

requerir una combinación de varios procesos físicos, químicos y biológicos, para que puedan ser utilizadas nuevamente.

Los procesos más utilizados en Colombia son los lodos activados, las lagunas de estabilización y oxidación, los sedimentadores, los separadores y los filtros rociadores. Sin embargo, requieren altos costos de instalación, operación y mantenimiento.

No obstante, existe una opción más accesible para el tratamiento de “aguas negras” en comunidades con una población de hasta 10.000 habitantes: el método de lechos de raíces de carrizos o método de zona de raíz (MZR).

El **método de la zona de raíz** consiste en que los lechos de raíces de la planta gramínea *Phragmites sp.**, o de la tifácea *Typha sp.*, proporcionan una vía hidráulica por medio de la cual fluyen las “aguas negras” para tratar. Esta vía, llamada **rizósfera**, es el espacio entre las raíces y el suelo.

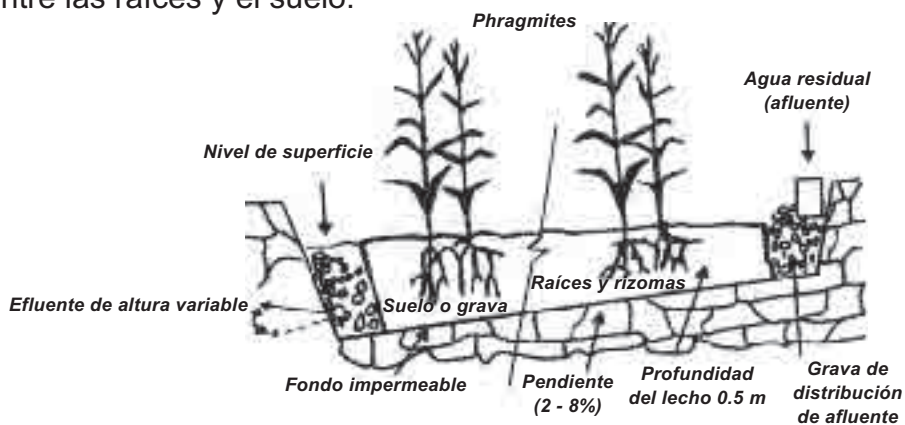


Figura 6. Método de lechos de raíces.

Así, el agua residual es tratada en la rizósfera por microorganismos que requieren el oxígeno libre del aire, y en el suelo, por otros que no lo necesitan de esa forma.

Las ventajas sobre otros procesos de tratamiento de agua son su bajo costo, su fácil instalación y mantenimiento, y la producción de un efluente de buena calidad debido a que este método “(...) es altamente eficiente para eliminar las bacterias y amebas patógenas de las aguas en tratamiento “ (Rivera y Calderón, 1993).

3.4 TEORÍA DE LA DISOCIACIÓN ELECTROLÍTICA

Corresponde a la sesión de GA 3.25 (12.3.Q) ¡DIVIDIR PARA ENTENDER!

Un poco de historia (Michael Faraday)

Al hablar de electricidad, física y química, indiscutiblemente es necesario nombrar a Michael Faraday (1791 - 1867). Faraday nació el 22 de septiembre de 1791 en Newington (Surrey).

* sp. = especie.

Era hijo de un herrero y recibió poca formación académica, no obstante, a la edad de 13 años, su trabajo en una encuadernadora de Londres, le dio la oportunidad de leer bastantes libros, a partir de los cuales extrajo información para realizar experimentos con la electricidad. Su ejemplo ofrece quizá la prueba más sorprendente de la completa independencia entre la genialidad de un individuo y los conocimientos conferidos por la formación académica.

Posteriormente, hacia 1812, conoció a un reconocido químico Sir Humphry Davy con quien pasó y aprendió durante varios años, hasta que en 1825 fue nombrado director del laboratorio de la Sociedad Real.



Michael Faraday.

Las investigaciones que convirtieron a Faraday en el primer científico experimental de su época las realizó en los campos de la electricidad y el magnetismo. La celebridad de Faraday aumentó extraordinariamente en la década de 1820, al conocerse su gran pericia como químico analítico (aisló el benceno por vez primera) y físico experimental.

En 1821 trazó el campo magnético alrededor de un conductor por el que circula una corriente eléctrica (la existencia del campo magnético había sido observada por primera vez por el físico danés Hans Christian Oersted en 1819). En 1831, Faraday descubrió la inducción electromagnética, y el mismo año demostró la inducción de una corriente eléctrica por otra. Para describir los fenómenos que investigaba, inventó palabras nuevas como electrólisis, electrólito, ion, ánodo, cátodo. Además, en su honor, la unidad de capacitancia se denomina faradio.

El éxito de sus teorías e investigaciones lo acompañó durante sus últimos años y fallece en Hampton Court, Surrey, el 25 de agosto de 1867.

La conducción eléctrica

El agua pura es un mal conductor de la electricidad. Sin embargo, si se disuelven en ella sustancias como cloruro de sodio (NaCl) o ácido clorhídrico (HCl), se convierte en un estupendo **conductor eléctrico**. Esto significa que las características y la fuerza de conductividad eléctrica dependen del tipo de sustancia disuelta en el agua y de su concentración.

Las sustancias que al entrar en solución forman **iones**, esto es, que sus átomos o moléculas al separarse quedan cargadas eléctricamente, son las que conducen mejor la electricidad. En el caso de un sólido iónico (que puede producir átomos o moléculas con carga eléctrica)

como el cloruro de sodio (NaCl), disuelto en agua en una concentración uno molar (1 M)*, se puede suponer que al entrar en solución se disocie o se rompa su estructura cristalina, es decir, los iones Na^+ y Cl^- se liberen y se conviertan en buenos conductores de una corriente eléctrica, por esta razón la solución 1 M de NaCl presenta propiedades eléctricas.

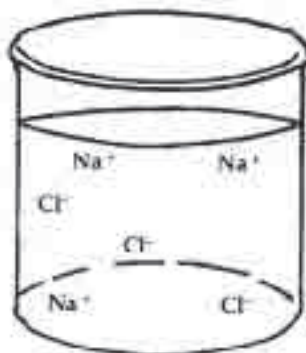


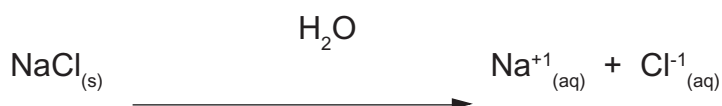
Figura 7. Disociación del NaCl en agua.

En el caso de una solución 1 M de gas molecular o polar de amoníaco (NH_3), se tendrá un conductor eléctrico débil, cuya conductividad aumenta al ir diluyendo más cantidad de él. En el caso de una solución 1 M de glucosa, que es muy débilmente polar, observaremos una escasa conductividad eléctrica, aun cuando se aumente su concentración.

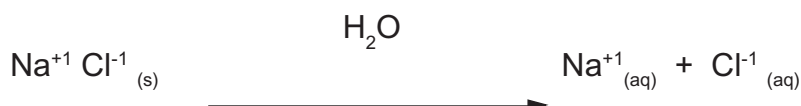
¿A qué conclusiones se puede llegar observando los casos anteriores?

El químico sueco Svante Arrhenius sugirió, mucho antes de conocer la naturaleza eléctrica de la materia en 1887, que **se formaban iones en las soluciones**.

La siguiente reacción química representa la disociación electrolítica del NaCl.



Se puede apreciar que los iones quedan libres en la solución (lado derecho de la reacción) y que originalmente conforman el NaCl sólido (lado izquierdo de la reacción). Por tanto, se puede describir la disociación como:



Comúnmente los sólidos iónicos se disocian en alto grado al disolverse. En soluciones diluidas la disociación es completa y por tanto, son electrólitos fuertes. Las propiedades eléctricas y las que dependen de la cantidad de soluto de una solución,

* 1M = 1 mol de soluto por litro de solución.

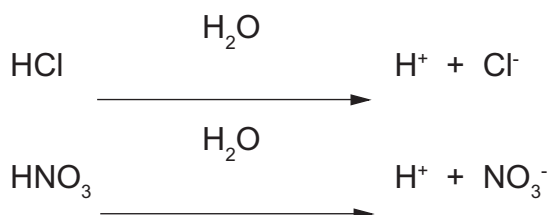
Mol es la unidad en química utilizada para expresar la cantidad de sustancia. En 1 mol hay exactamente 6.02×10^{23} partículas.

difieren notablemente de las de un disolvente puro. La teoría de Arrhenius sobre la disociación y la ionización electrolítica ayuda a explicar parcialmente cómo se originan las propiedades eléctricas de las soluciones.

Soluciones y electrólitos

Las **soluciones**, que son buenas conductoras de electricidad, así como las **sustancias**, que al disolverse forman soluciones conductoras, se conocen como **electrólitos**.

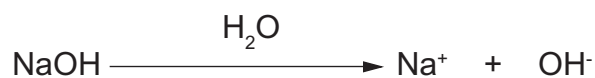
Arrhenius estudió las soluciones conductoras y descubrió que al disolver ácido clorhídrico (HCl) y ácido nítrico (HNO₃) en agua, se comportaban como **electrólitos fuertes**. Esto se debe a que prácticamente todas las moléculas de esos compuestos se disocian en iones.



Por otra parte, los **electrólitos débiles** son soluciones formadas con compuestos que no se disocian completamente en iones y por tanto no conducen la electricidad con la misma facilidad que un electrólito fuerte.

Svante Arrhenius

Este físico también estudió al hidróxido de sodio (NaOH), encontrando que en agua forma iones de Na⁺ y OH⁻.



Con toda la información que recopiló Arrhenius propuso que:

- *Un ácido es una sustancia que produce iones H⁺ (protones) al disolverse en agua.*
- *Una base es aquella sustancia que produce iones hidróxido (OH⁻) en agua.*

Los estudios actuales acerca de las soluciones que conducen la electricidad, llamadas electrólitos, tienen su origen en la teoría de la disociación electrolítica de Arrhenius.

3.5 ELECTRÓLITOS

Corresponde a la sesión de GA 3.26 (48.3.F) SIN MÍ NO PASAN

Como ya se dijo, Svante Augusto Arrhenius observó que los ácidos, las bases y las sales, al estar disueltos en agua, presentan la propiedad de conducir la corriente eléctrica, por lo que los llamó electrólitos.

Existen también sustancias que, disueltas en agua, no conducen la corriente eléctrica; éstos son los llamados noelectrólitos.

Arrhenius, para explicar el comportamiento de los electrólitos, creó una teoría llamada **Teoría iónica** que dice: los electrólitos en solución se ionizan o disocian, es decir, se rompen en dos o más partículas cargadas eléctricamente (iones), que son las que transportan la corriente eléctrica.

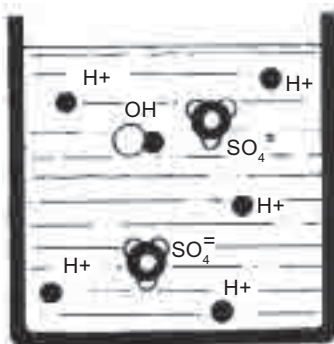


Figura 8.

Al fenómeno de descomposición fisicoquímica producido por el paso de la corriente eléctrica a través de las soluciones usadas como electrólitos se le llama **electrólisis**. En un recipiente que recibe el nombre de cuba electrolítica, se vierte la solución (electrólito) y se sumergen en ella las placas conductoras por donde circula la corriente eléctrica. A estas últimas se les llama **electrodos**. El polo positivo es el electrodo por donde entra la corriente y se llama **ánodo**; el polo negativo es el electrodo por donde sale la corriente y se llama **cátodo**.

Un electrólito, al disolverse en agua, se ioniza, dando iones positivos (llamados cationes) y iones negativos (llamados aniones). Los cationes, al paso de la corriente eléctrica, siempre se dirigen al cátodo, que es el electrodo negativo, puesto que los polos opuestos se atraen. Así los aniones, que tienen carga negativa, se dirigen al ánodo, que es el electrodo positivo.

Todos los ácidos, sales y bases, al estar disueltos en agua, conducen la corriente eléctrica, es decir, son electrólitos.

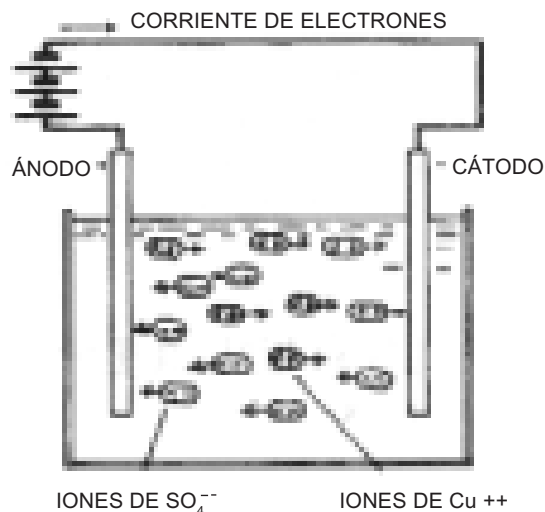


Figura 9.

Los compuestos orgánicos normales, como la glicerina, el azúcar, la urea, el éter y el cloroformo no conducen la corriente eléctrica cuando se disuelven en agua porque no se disocian en iones.

Por ejemplo, si se disuelve NaCl (cloruro de sodio) en agua, se descompone su molécula en dos iones, el ion positivo (Na^+) debido a que el átomo de sodio pierde un electrón y el ion negativo cloruro (Cl^-) gana un electrón. Cuando los electrodos se introducen en la solución, los iones positivos (Na^+) se dirigen al electrodo negativo o cátodo y los iones negativos (Cl^-) se dirigen al electrodo positivo o ánodo.

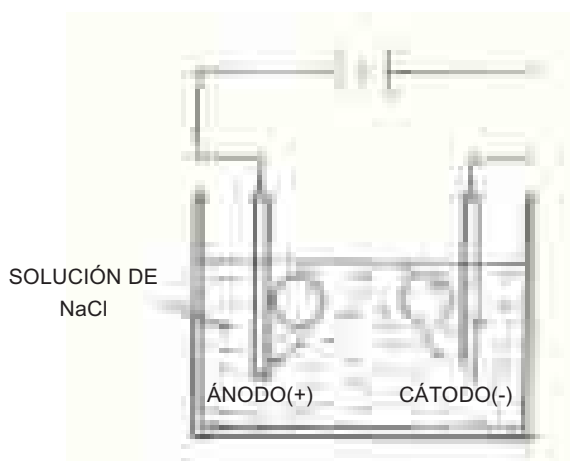


Figura 10.

La electrólisis tiene muchas aplicaciones en la industria, lo mismo para la obtención de metales como plata, aluminio, sodio, y de sustancias como la soda cáustica, el agua oxigenada y los gases de cloro, como para la galvanización y la galvanoplastia.

La galvanización consiste en recubrir cuerpos metálicos con oro, plata, cromo, que son de gran utilidad en joyería y en la industria automotriz. La galvanoplastia se aplica para obtener reproducciones de objetos mediante el depósito de los productos de la electrólisis en los moldes conectados con el electrodo adecuado. Así, por ejemplo, sirve para hacer llaveros y, en general, figuras y moldes de usos diversos en el hogar y la industria.

3.6 CATIONES Y ANIONES

Corresponde a la sesión de GA 3.27 (13.3.Q) ¡VAN Y VIENEN!

Se ha demostrado que los **compuestos iónicos** están formados por iones con **carga positiva** o metálicos, y por iones con **carga negativa** o no metálicos.

Pero se conoce que experimentalmente todos los compuestos son neutros; ¿dónde quedaron las cargas? La respuesta es que en los compuestos sólidos iónicos, las cargas positivas de los iones metálicos o de **radical metálico**, están balanceadas con igual número de cargas negativas de los iones no metálicos o de radicales no metálicos.

Cationes

Los iones con carga positiva se llaman **cationes**. Algunos ejemplos de ellos son los de la tabla 3:

Tabla 3.

CATIONES			
Símbolo/ Carga	Nombre	Símbolo/ Carga	Nombre
Li ⁺¹	Litio	Ca ⁺²	Calcio
Na ⁺¹	Sodio	Sr ⁺²	Estroncio
K ⁺¹	Potasio	Ba ⁺²	Bario
Rb ⁺¹	Rubidio	Sn ⁺²	Estaño (II)
Cs ⁺¹	Cesio	Zn ⁺²	Cinc
Fr ⁺¹	Francio	Mn ⁺²	Manganeso (II)
H ⁺¹	Hidrógeno	Hg ⁺²	Mercurio (II)
NH ₄ ⁺¹	Amonio	Pb ⁺²	Plomo (II)
Cu ⁺¹	Cobre (I)	Cu ⁺²	Cobre (II)
Ag ⁺¹	Plata	Al ⁺³	Aluminio
Fe ⁺²	Hierro (II)	Cr ⁺³	Cromo (III)
Be ⁺²	Berilio	Fe ⁺³	Hierro (III)
Mg ⁺²	Magnesio	Ti ⁺³	Titanio (III)

Aniones

Los iones con carga negativa se llaman **aniones**. Ejemplos de ellos son los de la tabla 4.

Tabla 4.

ANIONES			
Símbolo/ carga	Nombre	Símbolo/ carga	Nombre
F ⁻¹	Fluoruro	CO ₃ ⁻²	Carbonato
Cl ⁻¹	Cloruro	O ₂ ⁻¹	Peróxido
Br ⁻¹	Bromuro	H ⁻¹	Hidruro
PO ₄ ⁻³	Fosfato	SO ₃ ⁻²	Sulfito
ClO ₃ ⁻¹	Clorato	NO ₃ ⁻¹	Nitrato
SO ₄ ⁻²	Sulfato	N ⁻³	Nitruro
HCO ₃ ⁻¹	Bicarbonato	P ⁻³	Fosfuro
OH ⁻¹	Hidroxilo	I ⁻¹	Yoduro
MnO ₄ ⁻¹	Permanganato	CrO ₄ ⁻²	Cromato
O ⁻²	Óxido	CN ⁻¹	Cianuro
S ⁻²	Sulfuro	S ⁻²	Sulfuro
As ⁻³	Arseniuro	HSO ₄ ⁻¹	Bisulfato
IO ₃ ⁻¹	Yodato	ClO ₄ ⁻¹	Perclorato

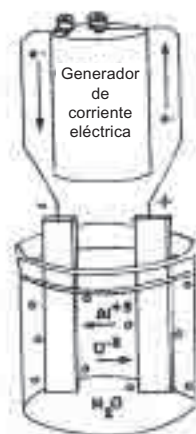


Figura 11. Al conectar los electrodos de una pila a una solución que contenga cationes y aniones, los primeros se trasladarán al electrodo negativo o cátodo y los segundos al electrodo positivo o ánodo.

Nomenclatura

Los nombres de los compuestos iónicos se basan en los nombres de los iones de los cuales se forman.

Un ejemplo es el cloruro de sodio (NaCl), porque se compone de un ion sodio (Na^{+1}) y un ión cloruro (Cl^{-1}).

El ion positivo, en este caso Na^{+1} , se anota primero en la fórmula (**NaCl**), pero en el nombre del compuesto se escribe en segundo término (cloruro de **sodio**).

Los cationes y aniones pueden ser monoatómicos (un solo átomo) o poliatómicos (dos o más átomos).

Habitualmente los aniones (monoatómicos) obtienen su nombre suprimiendo la parte final del nombre del elemento, agregándole la terminación **uro**, ejemplos de ello son:

H^{-1}	ion hidruro	Cl^{-1}	ion cloruro	N^{-3}	ion nitruro
F^{-1}	ion fluoruro	S^{-2}	ion sulfuro	P^{-3}	ion fosfuro

Pero entre los iones poliatómicos, muy pocos terminan en uro como el ion cianuro (CN^{-1}).

Las siguientes reglas son específicas para cierto tipo de iones, por lo cual no es necesario su estudio exhaustivo.

Además se utilizan denominaciones especiales entre algunos aniones; por ejemplo, el ion **hidróxido** (OH^{-1}) y el ion **peróxido** (O_2^{-1}).

También existen aniones poliatómicos que contienen oxígeno y que se llaman **oxianiones**. En algunos casos, un anión puede formar diferentes oxianiones, en ellos se aplican las

siguientes reglas para indicar los números relativos de átomos de oxígeno que existen en el anión:

- Cuando un elemento tiene dos oxianiones, el que contiene más oxígeno se denomina con la terminación **ato** y el que tiene menos oxígeno con la terminación **ito**.

NO_2^{-1} ion nitrito

SO_3^{-2} ion sulfito

NO_3^{-1} ion nitrato

SO_4^{-2} ion sulfato

- Si la serie de oxianiones se extiende a tres o cuatro miembros, como sucede con los halógenos, además de las terminaciones **ito** y **ato**, se usan los prefijos **hipo** que indica menos oxígeno y **per** que indica más oxígeno. Ejemplos de este caso son:

ClO^{-1} ion hipoclorito (menos oxígeno que el clorito)

ClO_2^{-1} ion clorito

ClO_3^{-1} ion clorato

ClO_4^{-1} ion perclorato (más oxígeno que el clorato)

- Entre los aniones poliatómicos que tienen cargas altas y que con facilidad agregan uno o más iones hidrogenados para formar aniones de carga más baja. Estos iones se nombran con los prefijos **hidrógeno** o **dihidrógeno**, de acuerdo con el número de hidrógenos libres del **anión**.

HCO_3^{-1} ion hidrógeno carbonato (o ion bicarbonato)

HSO_4^{-1} ion hidrógeno sulfato (o ion bisulfato)

$\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}$ ion dihidrógeno fosfato

Un método viejo que todavía se usa es anteponer el prefijo **bi**.

3.7 CARGAS ELÉCTRICAS

Corresponde a la sesión de GA 3.28 (53.3.F) ME ATRAES O ME VOY

Un átomo es por naturaleza eléctricamente neutro, pues tiene el mismo número de partículas positivas (protones) que negativas (electrones).

En relación con los fenómenos eléctricos que se dan en los átomos, el número de protones siempre permanece igual; en cambio, la cantidad de electrones puede aumentar o disminuir. Cuando un átomo “pierde” o “gana” electrones, adquiere una carga eléctrica, dando origen

a los **iones**, los cuales pueden ser positivos o negativos. Los **iones positivos** son los que han perdido electrones; los **iones negativos** los han ganado.

Todo cuerpo con carga eléctrica forma a su alrededor un **campo eléctrico**. La intensidad del campo eléctrico es mayor cerca de la carga que lo genera y disminuye a medida que se está más lejos de ella. Por esto, es fácil tener evidencia de su presencia cuando, al acercar dos cuerpos con **cargas eléctricas iguales, se repelen**; sin embargo, cuando las **cargas** son **diferentes, se atraen**.

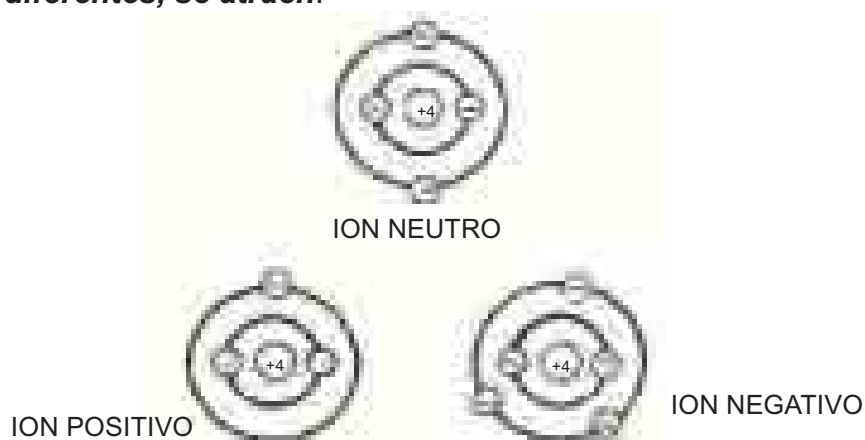


Figura 12.

La intensidad de la fuerza de atracción o repulsión, depende de la **cantidad de carga** de los cuerpos y de la **distancia que exista entre ellos**; esto es, a mayor carga eléctrica y mayor proximidad entre los cuerpos, la fuerza eléctrica es mayor. A su vez, si la fuerza eléctrica es menor en la medida en que las cargas eléctricas sean menores o la distancia entre los cuerpos sea mayor.

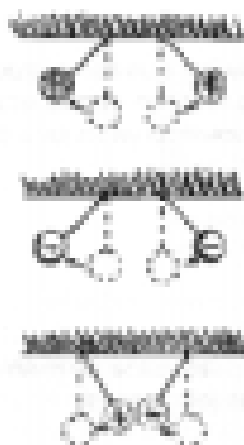


Figura 13.

Lo anterior fue de gran interés para Charles Coulomb, quien realizó estudios y experimentos para medir la intensidad de las cargas eléctricas y conocer sus efectos. Observó que cuando la distancia entre dos cuerpos cargados eléctricamente disminuía, la fuerza de atracción o repulsión aumentaba; esto lo expresó de la siguiente manera: **la fuerza de atracción o de repulsión entre dos cuerpos cargados es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa**, entendiendo por distancia la línea recta existente entre el centro de uno de los cuerpos y el del otro.

Obtuvo también otra conclusión con respecto a la fuerza eléctrica, conclusión que expresó así: **el producto de la cantidad de carga de los cuerpos es directamente proporcional a la fuerza eléctrica con que se atraen.**

Estas conclusiones se conjuntan en la formulación de la ley conocida como **Ley de Coulomb**: “La fuerza eléctrica de atracción o repulsión entre dos cargas es directamente proporcional al producto de éstas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa.” De este modo, la ley de Coulomb se expresa matemáticamente así:

$$F = k \frac{q_1 q_2}{r^2} \quad (3.1)$$

donde:

F = fuerza eléctrica
 K = constante de proporcionalidad
 $q_1 q_2$ = producto de las cargas eléctricas de los cuerpos
 r = distancia entre los cuerpos

La constante de proporcionalidad es $k = 9 \times 10^9 \frac{N \cdot m^2}{C^2}$

La unidad de medida de carga eléctrica en el Sistema Internacional (SI) es el coulomb (C). Esta unidad es muy grande para las mediciones, por lo que se utilizan submúltiplos como el microcoulomb (μC) que es igual a una millonésima de coulomb (10^{-6}C).

Ejemplo: calcular el valor de la fuerza eléctrica que un cuerpo con $3\mu\text{C}$ de carga eléctrica ejerce sobre otro cuerpo con $7\mu\text{C}$ de carga eléctrica que se halla a 0,20 m del primero.

Teniendo en cuenta que:

$$k = 9 \times 10^9$$

$$q_1 = 3\mu\text{C} \quad \frac{N \cdot m^2}{C^2}$$

$$q_2 = 7\mu\text{C}$$

$$r = 0,20 \text{ m}$$

Entonces:

Sustituyendo los valores indicados en la ecuación (3.1) obtenemos:

$$F = \left(9 \times 10^9 \text{ N} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{C}^2} \right) \frac{(3\mu\text{C})(7\mu\text{C})}{(0.20 \text{ m})^2}$$

Remplazando μ por 10^{-6} tenemos:

$$F = \left(9 \times 10^9 \text{ N} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{C}^2} \right) \frac{(3 \times 10^{-6}\text{C})(7 \times 10^{-6}\text{C})}{(0.20 \text{ m})^2}$$

Multiplicando los factores del numerador, sus respectivas potencias de 10 y unidades

y elevando al cuadrado el denominador del factor fraccionario se obtiene que:

$$F = \left(9 \times 10^9 \text{ N} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{C}^2} \right) \frac{(21 \times 10^{-12} \text{C}^2)}{(0.04 \text{ m})^2}$$

Realizando la división de 21 entre 0,04 se obtiene:

$$F = \left(9 \times 10^9 \text{ N} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{C}^2} \right) 525 \times 10^{-12} \frac{\text{C}^2}{\text{m}^2}$$

Multiplicando 9 por 525 y reagrupando las unidades se obtiene:

$$F = 4725 \times 10^9 \times 10^{-12} \left(\text{N} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{C}^2} \cdot \frac{\text{C}^2}{\text{m}^2} \right)$$

Simplificando las unidades y haciendo el producto de potencias de 10 se obtiene

$$F = 4725 \times 10^{-3} \text{ N}$$

Lo que es igual a:

$$F = 4.725 \text{ N}$$

En este caso, la fuerza eléctrica es de repulsión, pues las cargas son ambas positivas.

La ley de Coulomb se utiliza para determinar cuantitativamente las fuerzas de atracción o repulsión existentes entre los cuerpos.

Sobre las descargas eléctricas

En nuestra vida diaria no es muy común escuchar sobre cargas eléctricas. Sin embargo, con frecuencia escuchamos que los rayos o relámpagos que ocurren en las tormentas eléctricas son denominadas también **descargas eléctricas**.

Un rayo es una descarga eléctrica que golpea la tierra, proveniente de la polarización que se produce entre las moléculas de agua de una nube (habitualmente las cargas positivas se ubican en la parte alta de la nube y las negativas en la parte baja), cuyas cargas negativas son atraídas por la carga positiva de la Tierra, provocándose un paso masivo de millones de electrones a esta última. Esta des carga puede desplazarse hasta 13 kilómetros, provocar una temperatura de 50 000 °F (unos 28.000 °C o sea tres veces la temperatura del Sol). La velocidad de un rayo puede llegar a los 140 000 km por segundo. En el punto de entrada a la Tierra, el rayo puede destruir, de acuerdo a su potencia y en las características del suelo, un radio de 20 metros.

Muchos científicos como Newton y Franklin desarrollaron investigaciones al respecto y, sobre todo este último, diseñaron sistemas que atraían estas cargas eléctricas hacia la tierra (pararrayos), de manera de evitar que se acumulara en grandes proporciones y evitar sus efectos indeseables.

Lugares de riesgo Para estar verdaderamente libres de un rayo, tenemos que alejarnos a más de 13 km de donde éste se produce. Por cada 10 segundos contados entre el trueno y el rayo, debemos considerar que hay 3 km entre nosotros y el origen del rayo. Pero como en la práctica es muy difícil predecir dónde se va a producir el próximo rayo, debemos evitar los siguientes sitios:

Fuera de casa: son especialmente peligrosos los árboles altos o solitarios. Igual cosa los postes o estructuras metálicas como rejas, antenas, cabinas de teléfonos, etc. Estar solo en un

espacio abierto y plano. Vehículos abiertos como tractores, convertibles (autos grandes y cerrados son más seguros), botes, etc.

Dentro de la casa: líneas telefónicas y eléctricas. Cañerías y plomería en general.

Medidas de seguridad y emergencia

Antes de que comiencen los rayos: No dejes de mirar el cielo. Observa si el cielo se oscurece, si hay relámpagos o si el viento cobra fuerza. Escucha si hay truenos. Si puedes escuchar los truenos, estás lo suficientemente cerca de la tormenta como para que te alcance un rayo. Dirígete inmediatamente a un lugar seguro. Sintoniza la radio que transmite información meteorológica, la radio comercial o la televisión para recibir los últimos pronósticos del tiempo.

Si se acerca la tormenta: busca refugio dentro de un edificio o de un automóvil. Mantén las ventanas cerradas y evita los automóviles descarpados. Las líneas de teléfono y las cañerías de metal pueden conducir electricidad. Desenchufa los aparatos electrodomésticos. Evita usar el teléfono y los electrodomésticos. (El dejar las luces prendidas, sin embargo, no aumenta el riesgo de que su casa sea alcanzada por un rayo). Evita bañarte, ducharte o usar agua corriente para cualquier otro propósito. Cierra las cortinas y las persianas de las ventanas. Si los vidrios se quiebran debido a objetos lanzados por el viento, las persianas impedirán que los trozos de vidrio se hagan añicos dentro de su vivienda.

Si estás a la intemperie: si estás en un bosque, refúgiate bajo los árboles más bajos. Si estás navegando o nadando, dirígete inmediatamente a tierra firme y busca refugio.

Después de que pase la tormenta: mantente alejado de las áreas afectadas por la tormenta. Escucha la radio para recibir información e instrucciones.

Si un rayo alcanza a una persona: las personas alcanzadas por un rayo no mantienen la descarga eléctrica y se les puede asistir sin riesgo. Pide ayuda por teléfono. Haz que una persona llame al número local para emergencias. La persona lesionada recibió una descarga eléctrica y puede tener quemaduras por donde la alcanzó el rayo y por donde la electricidad abandonó su cuerpo. Verifica si tiene quemaduras en ambas partes.

El recibir una descarga eléctrica también puede causar daños al sistema nervioso, quebrar los huesos, y pérdida de audición o visión. El 80% a 90% de las personas que sufren el impacto de un rayo pueden sobrevivir si reciben la atención adecuada (Ray Sullivan, un guardaparques de EE.UU. habría sido golpeado 7 veces por diferentes rayos entre 1942 y 1976..., y no murió) .

Adminístrele primeros auxilios. Si la persona no respira, comienza la respiración de salvamento. Si el corazón le ha dejado de latir, una persona adiestrada debería administrarle reanimación cardiopulmonar (RCP). Si la persona tiene pulso y respira, observa y cuida de otras posibles lesiones. Aprende primeros auxilios y RCP tomando un curso de primeros auxilios y RCP de la Cruz Roja. Averigua cómo y dónde puedes tomar este curso en tu localidad.

Fuente: Cruz Roja Internacional.

3.8 AISLANTES Y SEMICONDUCTORES

Corresponde a la sesión de GA 3.29 (51.3.F) NO HAY PASO

Cualquier cuerpo se puede clasificar como material **conductor**, **aislante** o **semiconductor**, dependiendo de la capacidad que tenga para conducir la electricidad.

Los conductores pueden ser sólidos, líquidos y gases. Los líquidos y gases son conductores en donde los iones, tanto cationes como aniones pueden desplazarse. Algunos sólidos, y en particular los metales, son buenos conductores, ya que en su estructura atómica presentan algunos electrones en las capas más externas que son poco atraídos hacia el núcleo; estos electrones se pueden desplazar al desprenderse de sus órbitas e ir de órbita en órbita a otros átomos, produciendo así el flujo de electrones o paso de corriente a través de todo el conductor.

Existen otros conductores de la electricidad como: el cuerpo humano, la tierra, el agua de mar, el grafito, los ácidos, las sales, las bases y, en general, todos aquellos cuerpos sólidos, líquidos o gases que tengan electrones o iones con posibilidad de fluir. En la tabla 5 se presentan algunos ejemplos de materiales conductores.

Los **aislantes**, también conocidos como **dieléctricos**, son cuerpos cuyos electrones se ven fuertemente atraídos por los núcleos de sus átomos. En estas condiciones, para que un cuerpo aislante pueda liberar algunos electrones, se requieren procesos especiales tales como calentarlos a altas temperaturas; de esta manera, algunos electrones pueden escapar de sus órbitas, con lo cual el aislante se vuelve medianamente conductor.

Una característica de los aislantes es que pueden ser electrizados sólo en el área en que se tocan o frotan. Por ejemplo, cuando frotamos un globo inflado al pasarlo por el pelo, sólo se electriza la parte del globo que fue frotada; esto se puede comprobar si se le acerca a una pared por el lado frotado: se observa que se adhiere a ella; si se le acerca por el lado donde no se frotó, el globo no se adhiere. Entre otros materiales, se pueden nombrar como cuerpos aislantes: el vidrio, el caucho, la madera y todos los plásticos en general.

Los **semiconductores** son cuerpos intermedios entre los conductores y los aislantes. En estos cuerpos los electrones son poco numerosos, pero una pequeña cantidad de energía térmica los obliga a escapar de su órbita, lo que los hace semiconductores. Ejemplos de estos cuerpos son los fabricados con germanio y silicio.

RESISTIVIDAD DE ALGUNOS MATERIALES	
Material	Resistividad
Plata	1.59×10^{-8}
Oro	2.4×10^{-8}
Cobre	1.72×10^{-8}
Aluminio	2.65×10^{-8}
Tungsteno	5.6×10^{-8}
Hierro	10.0×10^{-8}
Plomo	22.0×10^{-8}
Carbón	$3\,500.0 \times 10^{-8}$
Agua de mar	25.0×10^1
Agua destilada	2.5×10^7

Tabla 5: En el SI, la resistividad se mide en ohmio metro ($\Omega \cdot m$). $1\Omega \cdot m$ es la resistencia al paso de corriente eléctrica que presenta un cilindro del material de 1 m de longitud con sección de 1 m^2 .

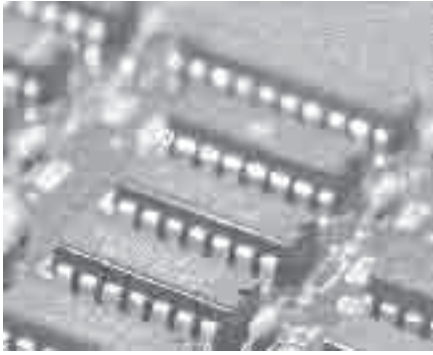


Figura 14.

Los semiconductores son muy utilizados en circuitos electrónicos. Si al silicio se le añaden otras sustancias como el arsénico o el boro, puede modificar sus propiedades eléctricas de semiconductor y transformarse en conductor.

Dispositivos constituidos con semiconductores están sustituyendo a los diodos al vacío o bulbos.

A los triodos, utilizados para amplificar señales eléctricas, se les está sustituyendo por materiales cristalinos constituidos por semiconductores a los cuales se les llama transistores.

Los transistores actualmente se usan en televisores, computadoras, radios, grabadoras y otros aparatos electrónicos. Hoy día se utilizan mucho los llamados circuitos integrados, que son estructuras que contienen resistencias y transistores agrupados en piezas muy pequeñas, a tal grado que más de 30 000 de ellas se concentran en un área de 1 cm².

3.9 ACIDEZ Y BASICIDAD

Corresponde a la sesión de GA 3.30 (14.3.Q y 15.3.Q) ¡AGRIOS Y RESBALOSOS!
y ¡FUERTES CONTRA DÉBILES!

El ser humano ha observado que los materiales tienen ciertas propiedades. Por ejemplo, desde un punto de vista cualitativo, algunos materiales tienen sabor agrio, mientras que otros amargo.

Actualmente se sabe que las sustancias con sabor agrio generalmente son **ácidos** y las de sabor **amargo** son bases.

Características de los ácidos y las bases

La palabra **ácido** proviene del latín *acidus* que significa “agrio”; la palabra **base** proviene del griego *basis* que significa “fundamento”.

Los ácidos pueden cambiar el color de ciertas tintas o colorantes vegetales de azul a **rojo**, mientras que las bases lo hacen de rojo a **azul**. Esta propiedad es utilizada para identificar materiales ácidos o básicos con el papel tornasol, el cual es un **indicador** ácido-base.

Las soluciones ácidas reaccionan químicamente con las bases y viceversa, produciendo una sal y agua, estas reacciones se denominan de **neutralización**.

Además, los ácidos son capaces de disolver ciertos metales, mientras que las bases son resbalosas al tacto.

Algunos ejemplos de ácidos y bases se muestran en la tabla 6.

Ácidos		Bases	
Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	Hidróxido de sodio	NaOH
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂
Ácido nítrico	HNO ₃	Amoníaco	NH ₃
Ácido clorhídrico	HCl	Hidróxido de amonio	NH ₄ OH

En 1884, el físico sueco Svante Arrhenius propuso que los ácidos eran sustancias formadas por iones hidrógeno (H⁺), los cuales en solución acuosa (disueltos en agua), forman iones hidronio (H₃O⁺). De otro lado, las bases en solución acuosa forman iones hidróxido (OH⁻).

La teoría de Arrhenius fue muy útil pero no bastó para incluir a todos los compuestos que parecían tener propiedades ácidos o básicas.

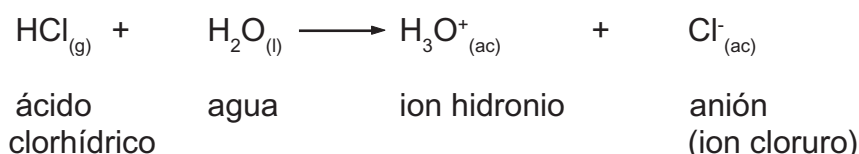
Actualmente, las definiciones relativas a bases y ácidos más utilizadas pertenecen a la teoría de Brønsted-Lowry, en la cual se explica que:

- Un **ácido** es una especie química que **don**a iones hidrógeno o protones (H⁺) en una reacción química. **Donador de protones.**
- Una **base** es una especie química que acepta iones hidrógeno o protones en una reacción química. **Aceptor de protones.**

El término "protón" se refiere a un ion hidrógeno positivo (un átomo de hidrógeno sin electrón).

Fuerza de los ácidos y las bases

Se conocen como ácidos fuertes y bases fuertes a aquellos ácidos y bases que están completamente ionizados en una solución acuosa. Es decir, que reaccionan totalmente con el agua en una reacción ácido-base, para formar iones hidronio y el anión (ion cargado negativamente) correspondiente; por ejemplo:



Los ácidos y bases que se ionizan en forma parcial se conocen como **ácidos débiles** y **bases débiles**.

Los términos ácido débil y base débil no tienen relación con la forma en que reaccionan

los ácidos o las bases, por ejemplo, el ácido fluorhídrico (HF) es un electrólito débil y se le conoce como ácido débil; en una solución 0.1 M* de HF, el ácido está ionizado en un 8 por ciento, sin embargo, es un ácido muy reactivo que reacciona en forma vigorosa con cualquier material, incluyendo el vidrio.

A continuación se presentan los nombres y las fórmulas de algunos ácidos y bases comunes

Tabla 7. Ácidos y bases comunes.					
Ácidos		Bases			
Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	Hidróxido de litio	LiOH	Óxido de litio	Li ₂ O
Ácido clorhídrico	HCl	Hidróxido de sodio	NaOH	Óxido de sodio	Na ₂ O
Ácido nítrico	HNO ₃	Hidróxido de potasio	KOH	Óxido de potasio	K ₂ O
Ácido perclórico	HClO ₄	Hidróxido de rubidio	RbOH	Óxido de rubidio	Rb ₂ O
Ácido yodhídrico	HI	Hidróxido de cesio	CsOH	Óxido de cesio	Cs ₂ O
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	Hidróxido de magnesio	Mg(OH) ₂	Óxido de magnesio	MgO
Ácido fluorhídrico	HF	Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂	Óxido de calcio	CaO
Ácido bromhídrico	HBr	Hidróxido de bario	Ba(OH) ₂	Óxido de bario	BaO

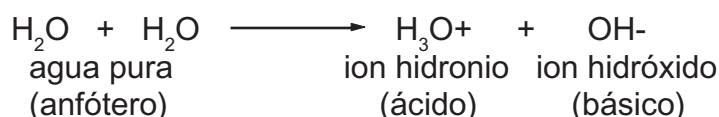
Existe un caso especial: el agua pura. Ésta no se considera ni como un ácido ni como una base, porque es neutra (con pH = 7) y su valor de pH se establece como referencia para identificar sustancias ácidas y básicas.

La tendencia de los ácidos y las bases a perder o ganar electrones varía. Por tanto, se puede decir que ciertos ácidos son más fuertes que otros y algunas bases más fuertes que otras.

De esta forma, los ácidos fuertes reaccionan completamente con agua y forman iones hidronio (H₃O⁺), mientras las bases forman iones hidróxido (OH⁻). Por el contrario, los ácidos y las bases débiles no reaccionan completamente con el agua.

Es importante señalar que en un laboratorio carente de las medidas de seguridad y el instrumental adecuado no se deben mezclar soluciones concentradas de ácidos y bases, pues reaccionan vigorosamente y si entran en contacto con la piel u otra superficie pueden quemar.

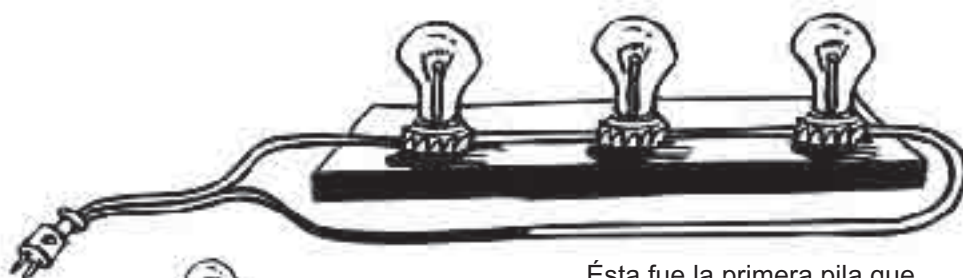
Existen algunas especies químicas que actúan en ciertas condiciones como ácido o como base. A estos materiales se les llama anfóteros o sustancias anfotéricas; un ejemplo es el agua.



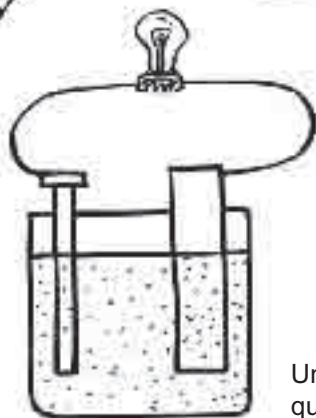
* 0.1 M quiere decir que hay 0.1 mol del ácido disuelto en 1 litro de solución.

Capítulo 4

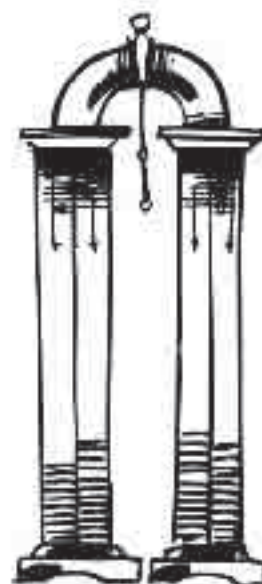
EL PAPEL DE LA ELECTRICIDAD EN LA FÍSICA, LA QUÍMICA Y EL AMBIENTE



Ésta fue la primera pila que inventó Alessandro Volta, por eso se le llama voltaica.



Una pila transforma la energía química en eléctrica.



Como se mencionó en el capítulo 3, la electricidad desempeña un papel importante en la vida del ser humano. Incluso mientras estás leyendo esta introducción, la corriente eléctrica interviene para que tus ojos puedan ver las palabras y transformar esas palabras en sentimientos dentro de tu cerebro. De igual manera, ciencias como la física y la química, a través del trabajo humano, han sido capaces de producir una corriente eléctrica a partir de diversos fenómenos tanto físicos como químicos.

“La vida moderna sería muy diferente sin las baterías. Sería preciso emplear una palanca para arrancar los motores, par dar cuerda a los relojes, y comprar extensiones larguísimas con el fin de poder escuchar la radio al irse de campo”.

STEVEN S. ZUMDAHL.

4.1 ELECTRÓLITOS FUERTES Y DÉBILES

Corresponde a la sesión de GA 4.33 (80.3.Q) LOS BUENOS Y LOS MALOS

Los electrólitos son sustancias que, en solución o fundidos (líquidos), conducen la electricidad, sólo que algunos la conducen débilmente y otros con mayor fuerza. Para diferenciar un electrólito débil de uno fuerte es importante conocer los conceptos de **disociación** e **ionización**.

Disociación

Se sabe que las sales están constituidas por iones unidos por enlaces iónicos. Cuando la sal se disuelve en agua, sus iones se separan mediante un proceso llamado **disociación**. Un ejemplo es la sal común (NaCl), que tiene una molécula unida por un enlace iónico; entonces, al disolverla en agua, los iones Na^+Cl^- se separan y son rodeados por moléculas de agua de acuerdo con las cargas, tal como se ilustra a continuación.

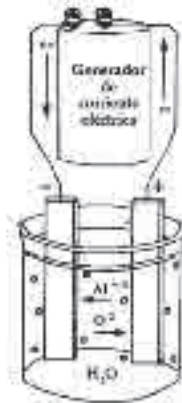


Figura 1. Disociación.

Ionización

Ésta se presenta en algunas sustancias cuyas moléculas no están unidas mediante enlaces iónicos; por lo tanto, sólo al reaccionar con agua se ionizan, es decir, se forman iones. Un ejemplo es el ácido bromhídrico; éste tiene una molécula unida mediante un enlace covalente polar que, al reaccionar con agua, forma iones bromuro, Br^- e iones hidronio H_3O^+ .

Es con base en el grado de ionización o disociación de una sustancia que se puede clasificar a los electrólitos en fuertes y débiles. Por tanto, en una solución 1 molar (M), un electrólito fuerte estará ionizado aproximadamente, 100%, en tanto que un electrólito débil, en la misma solución, estará menos ionizado.

Se puede decir que, en su mayoría, los electrólitos son fuertes o son débiles, esto es, existen ácidos fuertes y bases fuertes; así como ácidos débiles y bases débiles. Sólo algunos son medianamente débiles o medianamente fuertes. La mayoría de las sales son electrólitos fuertes.

Un electrólito, ya sea ácido o base fuerte, será mejor conductor de la electricidad que un electrólito débil; esto se debe a que hay más iones en un electrólito fuerte que en uno débil.



Figura 2.

Un aparato como el que se muestra en la figura 2 puede utilizarse para diferenciar electrólitos de no electrólitos. Se puede demostrar si un electrólito es fuerte o débil, ya que un electrólito fuerte hará que el bombillo brille con intensidad mientras que el electrólito débil dará un brillo opaco al mismo.

Por ejemplo, una solución 1 M de ácido sulfúrico (H_2SO_4) permitirá que un bombillo produzca bastante luz, mientras que una solución 1 M de ácido sulfuroso (H_2SO_3) hará que éste ilumine débilmente.

A continuación se presenta la tabla 1 que clasifica a los electrólitos.

Tabla 1.

Electrólitos fuertes		Electrólitos débiles	
La mayor parte de las sales solubles		CH_3-COOH	ácido acético
H_2SO_4	ácido sulfúrico	H_2CO_3	ácido carbónico
HNO_3	ácido nítrico	HNO_2	ácido nitroso
HCl	ácido clorhídrico	H_2SO_3	ácido sulfuroso
HBr	ácido bromhídrico	H_2S	ácido sulfhídrico
$HClO_4$	ácido perclórico	$H_2C_2O_4$	ácido oxálico
$NaOH$	hidróxido de sodio	H_3BO_3	ácido bórico
KOH	hidróxido de potasio	$HClO$	ácido hipocloroso
$Ca(OH)_2$	hidróxido de calcio	NH_4OH	hidróxido de amonio
$Ba(OH)_2$	hidróxido de bario	HF	ácido fluorhídrico

Fuente: Tabla modificada de M. Hein, (1992).

4.2 LOS IONES EN EL IMPULSO NERVIOSO

Corresponde a la sesión de GA 4.34 (81.3.Q) ¡LOS IONES EN ACCIÓN!

El sistema nervioso está formado por **neuronas** que son células constituidas por un **cuerpo celular** que contiene al citoplasma, al núcleo y a una o más prolongaciones citoplasmáticas llamadas fibras; estas fibras varían en tamaño y ramificaciones, llegando a medir hasta 50 o 75 centímetros de largo. Las fibras largas se conocen como **axón** y las fibras cortas se conocen como **dendritas**.

Las neuronas, en el sistema nervioso central y en el periférico, nunca funcionan como unidades aisladas y se acomodan de modo que la parte terminal de un axón se acerca a las dendritas de la neurona que sigue, sin establecer un contacto físico directo, a través de un espacio (anatómico) muy pequeño denominado **sinapsis**. Por medio de éste se transmiten los impulsos nerviosos, normalmente sólo en una dirección, el sentido del impulso va de las dendritas al cuerpo celular, de éste al axón, luego a la sinapsis, para regresar nuevamente a las dendritas de la siguiente neurona. La transmisión del impulso se realiza mediante ondas o señales eléctricas de autopropagación, que dan inicio en las dendritas de cada neurona y termina en cada una de la sinapsis.

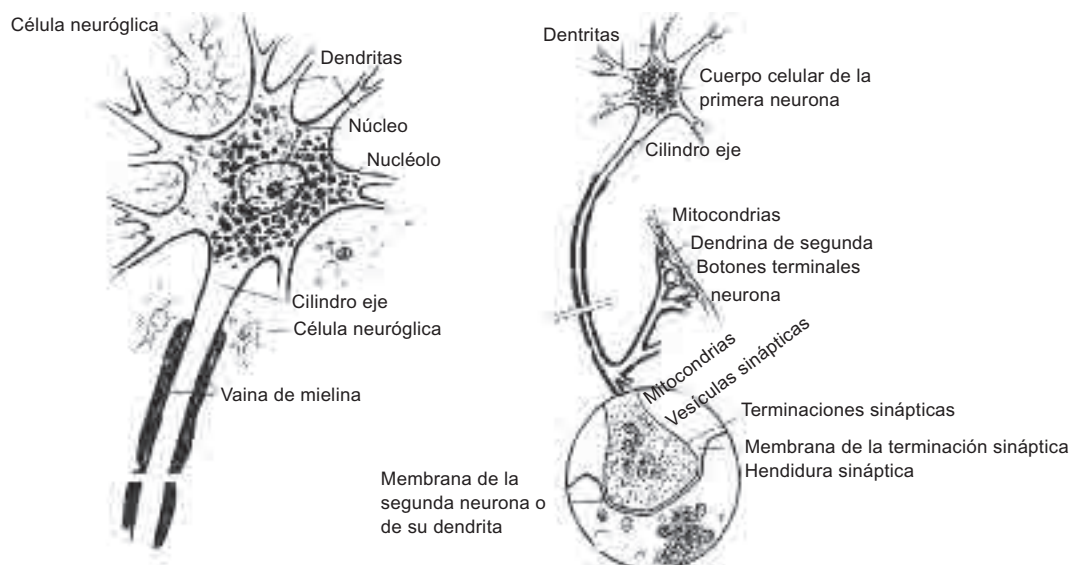


Figura 3. Estructuras neuronales.

Este proceso se puede definir, más adecuadamente, como un proceso electroquímico cuya velocidad máxima de propagación del impulso nervioso es de 6 km por minuto, en comparación con los 150 000 km por segundo que alcanza un flujo de electrones en la corriente eléctrica.

Otra característica del proceso es que el impulso nervioso se autopropaga mediante cambios fisicoquímicos que generan el impulso eléctrico, tanto en una parte de la célula nerviosa, como a lo largo de toda la fibra nerviosa debido al fluido que las rodea, la propia estructura y comportamiento químico de las mismas.

El axón se representa como un tubo en el que la superficie externa, cuando está en reposo, es eléctricamente más positiva que el interior, que es la parte negativa, y se denomina **potencial de reposo de la membrana**.

Por el contrario, cuando las dendritas de una neurona son estimuladas por el impulso nervioso apropiado, se cambian los papeles y la parte interna del tubo es la que se vuelve más positiva y la externa más negativa, denominándose a esta parte del proceso **potencial activo de la membrana**.

Si se alternan estos dos potenciales, se originan las **corrientes de acción** que se transmiten al medio externo o interno de la fibra nerviosa, se cierra el circuito y se propagan a través de la membrana nerviosa; esto sucede gracias a la diferencia de concentraciones de distintos iones a un lado y otro de la membrana.

Los iones **sodio** se encuentran en concentraciones mayor (10 veces) del lado externo de la membrana que del interno y los iones **potasio** están en mayor concentración dentro (20 veces) que fuera; por otro lado, dentro de la neurona existen iones orgánicos negativos mientras que afuera los hay en concentración muy pequeñas. Todo el contrario sucede con los iones **cloro**.

Cuando la membrana está en reposo, ésta permite el paso de los iones (K^+) y no deja pasar tan fácilmente a los iones (Na^+) y a los orgánicos.

Si pasa el impulso nervioso, la membrana deja pasar más fácilmente a los iones (Na^+) que a los iones (K^+), esto se alterna **despolarizando y repolarizando**, lo cual genera el movimiento del impulso nervioso.

Este proceso es uno de tantos problemas biológicos cuya completa explicación aún no está resuelta.

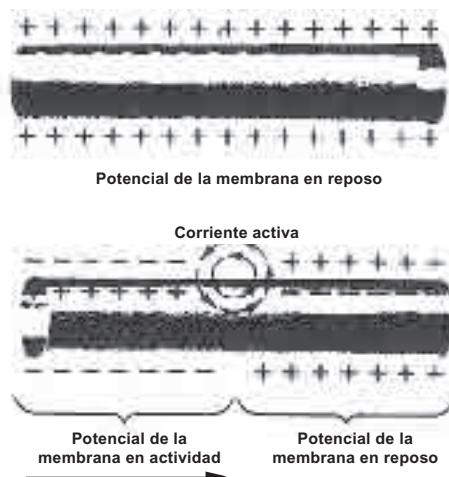


Figura 4. Diagrama de axón que muestra la distribución de la carga eléctrica en las superficies externa e interna de la membrana, ilustrando el potencial de reposo de la membrana, el potencial activo y las corrientes de acción, así como su relación con la generación del impulso nervioso.

4.3 PROCESOS ELECTROQUÍMICOS IMPORTANTES

Corresponde a la sesión de GA 4.35 (83.3.Q) ¡ES LA PROTECCIÓN!

La **electrólisis** es un proceso químico que utiliza la corriente eléctrica continua para descomponer sustancias en sus iones debido a las cargas que se generan en una solución electrolítica o en un compuesto iónico fundido.

El movimiento de los iones con dirección a los electrodos se utiliza en procesos industriales tan importantes como:

- La obtención de elementos por la **descomposición** de las sustancias que los contienen como el cloro, sodio, aluminio, hidrógeno, oxígeno, magnesio, potasio e hidróxido de sodio (cuando la electrólisis se efectúa en un medio acuoso y no con la sal fundida).
- La **purificación** de metales como el aluminio, la plata, el hierro, el cobre o el magnesio, que se obtienen de las sales o minerales que los contienen.
- La **galvanoplastia** consiste en aplicar una capa metálica externa a un objeto que puede ser de metal o no; si no es metálico, se recubre con grafito para volverlo conductor. Este proceso se usa constantemente en la fabricación de moldes con letras o dibujos para las artes gráficas e impresión para lo cual se utiliza con mayor frecuencia cobre, níquel, cromo, estaño, cinc, oro y plata.
- La **galvanostegia** es un método por medio del cual se recubre objetos, de preferencia metálicos, con otro metal con el objetivo de mejorar alguna de las cualidades del primero, como sucede con el cromado de algunos accesorios automotores que primero se niquelan (aplicación de níquel) y luego se croman (aplicación de cromo) sobre acero para evitar la corrosión y mejorar su aspecto.
- El **niquelado** consiste en introducir en una solución de sal de níquel (electrólito) el objeto que se va a recubrir; éste forma el cátodo del sistema y el ánodo lo constituye una placa metálica de níquel; ambos electrodos están conectados con una batería. Al accionarse la batería, el objeto (cátodo o electrodo negativo) atrae a los cationes, en este caso de níquel, y se recubre paulatinamente. Este sistema se denomina **celda electrolítica**. Un proceso similar al niquelado es el cromado.

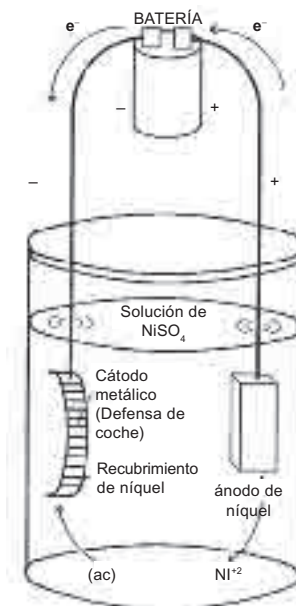


Figura 5. Niquelado.

La galvanostegia se aplica también en la fabricación de latas para envasar alimentos u otros productos; en este caso, el metal se deposita sobre una lámina delgada de acero y estaño.

Otra aplicación importante de este proceso es el chapeado (con oro), el plateado (con plata) y el galvanizado (con cinc) de objetos de ornato, joyería y tubería para agua u otros fluidos.

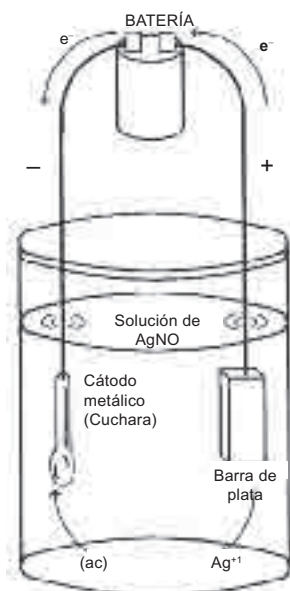


Figura 6. Plateado.

La galvanoplastia y galvanostegia son muy similares y están incluidas como parte del proceso denominado **electrodeposición** que, a su vez, es estudiado por la **electroquímica**. Esta es la rama de la química que relaciona la electricidad con las reacciones químicas.

Una aplicación más de la electrodeposición es la **anodización**, que es la formación de una capa metálica, ya sea decorativa o bien de protección, sobre otro metal, mismo que servirá como el ánodo en una pila.

4.4 QUÍMICA Y GENERACIÓN DE ELECTRICIDAD

Corresponde a la sesión de GA 4.36 (84.3.Q) HÁGASE LA LUZ

Actualmente es muy común el uso de las baterías para arrancar un automóvil, y de las pilas para mantener funcionando un reloj, un juguete, radios y demás aparatos portátiles.

Su funcionamiento se basa en la energía que se produce en una reacción química, al transformarse ésta en energía eléctrica mediante un dispositivo conocido como celda electroquímica.

La pila voltaica

La **celda electroquímica**, también conocida como **pila voltaica** o **galvánica**, consta de dos vasos conectados por un puente salino. En cada vaso se encuentra una barra conductora (electrodos) de diferente material, sumergida en un electrólito; uno de los

electrodos debe ser un metal cuyos átomos se desprendan al ponerse en contacto con la disolución. Los electrodos deben estar conectados por un cable conductor, de tal manera que los electrones puedan fluir de un lado al otro.

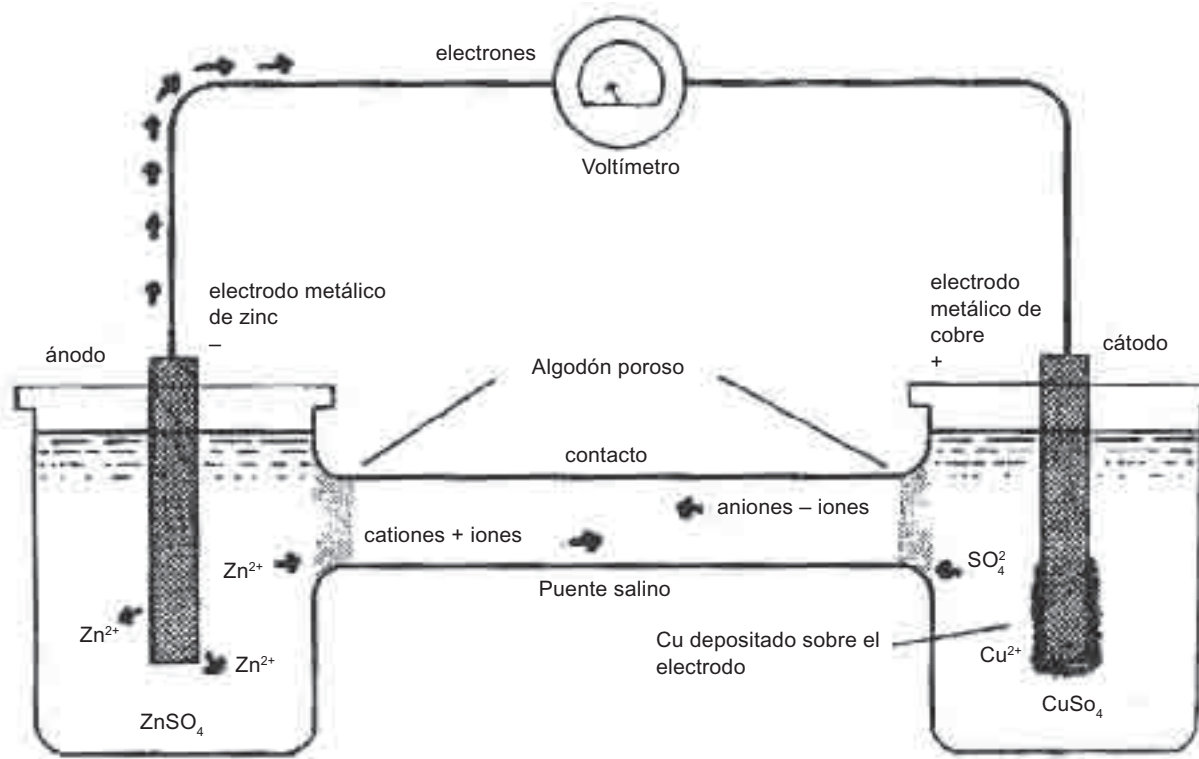
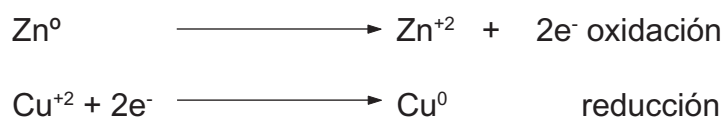


Figura 7. Pila voltaica.

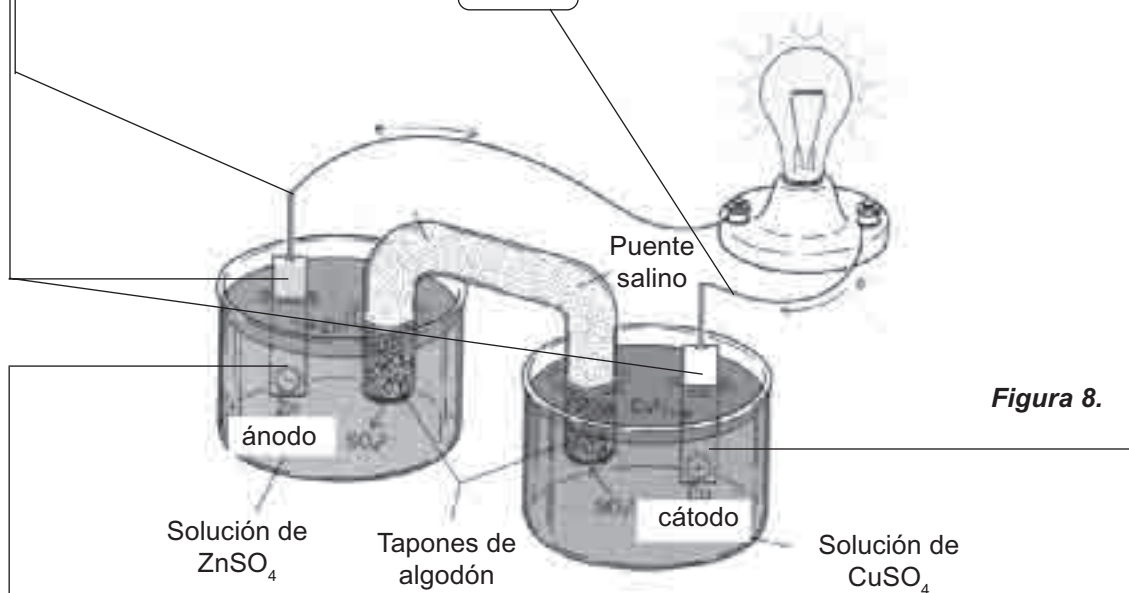
El vaso de la izquierda, en donde se ha introducido una barra de zinc, contiene una solución de sulfato de zinc ($ZnSO_4$) y durante la reacción, los átomos de zinc se **oxidan** y al dejar dos electrones en dicha solución, pasan a la solución en forma de iones, en tanto que dicha barra se carga negativamente. Al haber exceso de electrones, éstos pasan a través del conductor hasta la barra de cobre que se encuentra en el vaso de la derecha, sumergida en una solución de sulfato de cobre; aquí los iones de cobre de la sal se **reducen** al tomar los electrones de la barra, depositándose en ella el cobre en forma de metal.

Las semirreacciones de este proceso de oxidación-reducción son:



La reducción se efectúa en el electrodo negativo llamado cátodo y la oxidación en el electrodo positivo conocido como ánodo. Es este caso, el **ánodo** es la barra de zinc (Zn) y el **cátodo** es la de cobre (Cu).

Se le da el nombre de **electrodos** al extremo de cada uno de los conductores en un circuito que transporta los electrones desde o hasta una sustancia a través de un circuito externo. Por definición, el electrodo en el cual se efectúa la oxidación recibe el nombre de **ánodo** y el electrodo donde se lleva a cabo la reducción recibe el nombre de **cátodo**.



Fuente: WILBRAHAM, Antony, et al. Addison-Wesley Chemistry. Addison-Wesley Publishing Company, Inc. 1993. P. 507.

La celda voltaica consta de dos medias celdas, una que corresponde al proceso de oxidación y la otra al proceso de reducción. Por ejemplo, la oxidación del zinc metálico en el ánodo produce electrones, los cuales fluyen a través del circuito hacia el cátodo, en donde se consumen durante el proceso de reducción, por ejemplo el Cu^{2+} se reduce a Cu metálico.

Debe tenerse en cuenta el signo que se coloca a cada electrodo en una celda voltaica. Como los electrones se producen en el ánodo, este electrodo se identifica con el **signo negativo (-)**, ya que los electrones tienen carga negativa. El electrodo en donde se consumen estos electrones, es decir el cátodo, se identifica con el **signo positivo (+)**. En realidad, ningún electrodo está realmente cargado, ya que todas las partes de la celda voltaica permanecen balanceadas en términos de carga todo el tiempo.

Cabe señalar que, en cualquier caso, los cationes tienen siempre carga positiva y los aniones carga negativa.

Este proceso de oxidación-reducción se efectúa espontáneamente y produce un flujo de electrones que van del ánodo (zinc) al cátodo (cobre). Mediante un voltímetro se puede medir el voltaje generado, lo que constituye la fuerza electromotriz de la pila voltaica.

Se pueden emplear otras sustancias como electrolitos y algún otro tipo de ánodos, pues la función de estos es la recepción de electrones en el circuito, al mismo tiempo que se encarga de suministrarlos a los iones dentro de la pila.

Por ello mismo se pueden emplear otros materiales para construir pilas voltaicas diferentes a los que ya se han descrito, por ejemplo:

En un recipiente que contenga un electrolito, que puede ser sulfato de cobre (CuSO_4), se encuentran sumergidos un electrodo de zinc (Zn) y otro de Cobre (Cu); al conectarlos con un cable se genera una corriente eléctrica de 1 V (un voltio) aproximadamente.

Los iones de Cu^{+2} de la solución se adhieren al electrodo de Cu, cargándolo positivamente. Los átomos de zinc del otro electrodo pasan a la solución electrolítica en forma de iones positivos zn^{+2} y dejan sus electrones en la barra de zinc, para cargarla negativamente, en tanto que los electrones son repelidos hacia el conductor y atraídos por la placa de cobre. Mediante este proceso se genera corriente eléctrica hasta que se consume el electrodo negativo, que es el zinc.

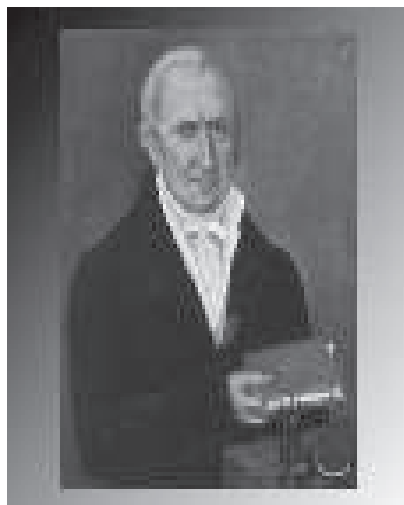
La fuerza electromotriz de una pila voltaica depende de los electrodos y del electrolito, y no del tamaño de esta. Pero se pueden conectar varias pilas en serie para constituir una batería y así la fuerza electromotriz de cada pila se suma, por ejemplo, si se conectan en serie tres pilas de 1 V cada una, la energía electromotriz será de 3 voltios.

Las pilas voltaicas se emplearon inicialmente para proveer de energía a los sistemas de comunicación telegráfica y son el antecedente de las “pilas secas”, cuyo uso se ha generalizado.

Un poco de historia: Alessandro Volta y la pila voltaica

Volta fue un físico italiano, nacido en Como, que se interesó e investigó los fenómenos de la electricidad. En 1774 fue elegido profesor de física en el Colegio Superior de Como y, tan sólo un año más tarde inventó el electróforo. Este invento provocó que su fama se extendiera muy rápidamente y que en 1779 se le asignara la cátedra de la Universidad de Pavía, donde prosiguió sus trabajos sobre la electricidad. Inventó otros aparatos como el electroscopio condensador o el eudiómetro y todo ello llevó a que más adelante fuera elegido miembro de la Royal Society de Londres.

Volta inventó una serie de aparatos capaces de producir un flujo eléctrico. Para ello utilizó recipientes con una solución salina conectados a través de arcos metálicos. Conectando varios de esos



Alessandro Volta

recipiente consiguió, en diciembre de 1799, la primera batería eléctrica de la historia, la cual inicialmente se llamó electromotor pero que inmediatamente fue designada como pila de Volta.

Para reducir complicaciones debido a la necesidad de utilizar soluciones, Volta empezó a utilizar pequeños discos redondos de cobre y zinc y otros de paño o cartón en agua acidulada. De manera que los unía formando una serie: cobre, zinc, paño, cobre zinc, paño, etc.; todos ellos apilados formando una columna. Cuando unía los extremos de la “pila” mediante un hilo conductor, al cerrarse el circuito se obtenía una corriente eléctrica.

Sin embargo, su descubrimiento no fue conocido hasta que Volta escribió sobre la misma a Joseph Banks, secretario de la Royal Society de Londres, al tiempo que viajaba a París, en compañía de un colega docente, el destacado químico Brugnatelli.

Volta era portador de una misión oficial de las autoridades académicas, las cuales querían agradecer a Bonaparte que hubiera permitido abrir nuevamente las aulas de la Universidad de Pavía, situada políticamente –a capricho del militar corso– en territorio de la nueva República Cisalpina, estado satélite de Francia. Pero la pila cambió completamente el interés del viaje. Así, Napoleón junto a ciertos miembros de la Academia de Ciencias asistió a las demostraciones que Volta realizó de su pila en una sesión pública, a quien una comisión académica aconsejó que se le otorgara, por sus descubrimientos, una medalla de oro.

La electricidad galvánica y la electricidad de máquinas fueron reconocidas como idénticas ante la comunidad científica francesa. Napoleón, fiel a su política de seducción de científicos e intelectuales, que había adoptado a sugerencia de Lazaro Carnot desde la campaña de conquista de Italia en 1796, otorgó el título de conde a Volta, nombrándole además Senador del Reino, y le procuró una pensión que fue regularmente abonada. En 1803, fue nombrado miembro extranjero del Instituto de Francia.

La pila facilitó que varios científicos ingleses lograran aislar nuevos elementos como el potasio y el sodio. Fue la base de los nuevos conocimientos electrodinámicos desarrollados por Oersted, Ohm y Ampère en los años veinte del siglo XIX y, en última instancia, de los cambios que el mundo observaría con la invención del motor eléctrico.

4.5 LA PILA, UNA FUENTE DE ENERGÍA ELÉCTRICA

**Corresponde a las sesiones de GA 4.37 JUNTOS LO HACEMOS MEJOR y 4.38 (85.3.Q).
UNAS GORDAS Y OTRAS FLACAS**

La corriente eléctrica se puede definir como un flujo de electrones, por lo que no es extraño que exista una notable relación entre la química y la electricidad. En los metales, la corriente está constituida por electrones; en los líquidos, las cargas libres que se mueven son iones positivos o negativos; y en los gases, las cargas están presentes en forma de iones positivos, iones negativos o electrones en movimiento.

Uno de los dispositivos en donde se presenta este flujo de electrones es la pila. Una **pila** es un aparato generador de corriente eléctrica y puede ser de dos tipos: hidroeléctricas o termoeléctricas*.

Las pilas hidroeléctricas trabajan obedeciendo el fenómeno de la conducción eléctrica en líquidos como producto de una reacción química y constan esencialmente de dos láminas conductoras de materiales iguales o distintos (electrodos) que se encuentran sumergidas en un líquido (electrólito).

Las características que diferencian a una pila de otra son:

- **Su fuerza electromotriz.** Depende de la naturaleza de la pila y de su constitución, pero no de sus dimensiones.
- **Su resistencia interior.** Depende de la dimensión de los electrodos y de la concentración del electrólito.
- **Su gasto normal.** Es la máxima capacidad de conducción que posee la pila.

Por sus características, las pilas pueden ser:

- **De un líquido:** un ejemplo de este tipo de pila es la pila voltaica, que experimentalmente se puede simular con dos hojas, una de zinc (Zn) y otra de cobre (Cu), sumergidas en un vaso que contiene una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) diluido.

En este sistema, las dos hojas son los electrodos y la solución el electrólito. Tal como se indicó en la sección anterior, la corriente eléctrica se genera por la acción química, la cual hace que la hoja de Zn adquiera un exceso de electrones, provocando en la de Cu una deficiencia de los mismos. La diferencia de potencial da lugar a una corriente eléctrica que se puede comprobar si los alambres conectados en los extremos superiores de los electrodos se unen, lo cual produce una chispa.

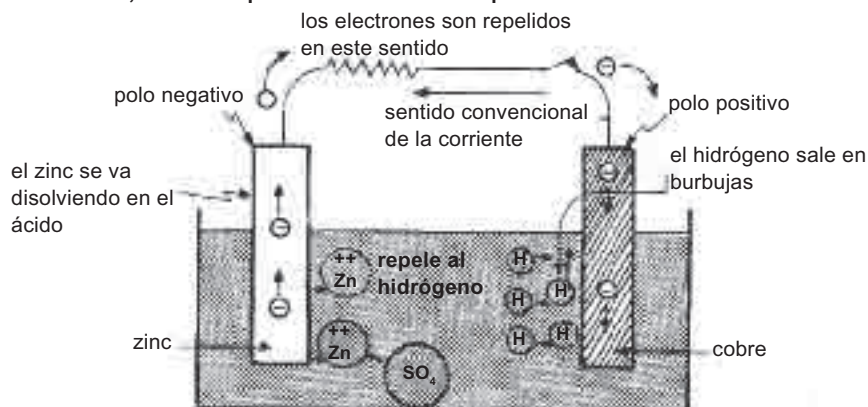
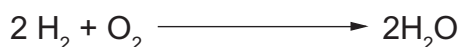


Figura 9. Pila voltaica de Cu y Zn en H_2SO_4 diluido.

* Enciclopedia autodidáctica Quillet, tomo II, Cumbre, México, 1984.

La pila voltaica tiene la desventaja de disminuir en poco tiempo su capacidad para generar una fuerza electromotriz o voltaje, debido a que el electrodo de cobre se llena de burbujas de hidrógeno. Este fenómeno se llama polarización y se puede evitar si al electrólito se le agregan sustancias despolarizantes como el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) o bien oxidando al hidrógeno:



Otro ejemplo de este tipo de pilas es la de Leclanché, que crea corrientes intensas en corto tiempo. Los electrodos de esta pila son de zinc y carbón y el electrólito es una solución de cloruro de amonio (NH_4Cl), cuyos iones son amonio (NH_4^+) y cloruro (Cl^-). El ion (Cl^-) se desplaza hacia el zinc y, cuando la pila está en funcionamiento, ambos iones se unen y forman cloruro de zinc ($ZnCl_2$).

- **De dos líquidos:** en este tipo de pilas cada electrodo está sumergido en diferentes electrólitos; para que las soluciones electrolíticas no se mezclen, se les separa con un tabique poroso. Un ejemplo es la pila de Daniell, la cual consta de dos compartimientos separados por un tabique poroso; en uno de ellos se sumerge una placa de zinc (Zn) en una disolución de sulfato de zinc ($ZnSO_4$), y en el otro una placa de cobre (Cu) en una disolución de sulfato de cobre ($CuSO_4$). Al conectar las placas mediante un conductor, los electrones fluyen del zinc al cobre.

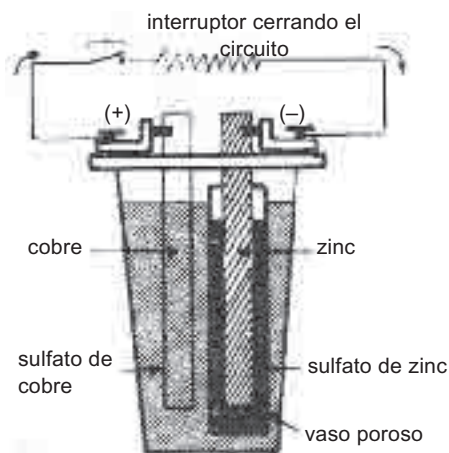
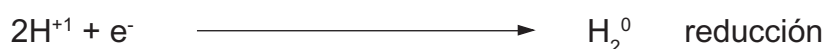


Figura 10. Pila de Daniell.

- **Secas o de líquido inmovilizado:** es una combinación de la pila de Leclanché y la de Daniell. La pila seca consta de un envase de zinc y una varilla de carbón suspendida dentro de una pasta de cloruro de amonio (NH_4Cl) y se utiliza óxido de manganeso (MnO_2) como despolarizante.

El cloruro de amonio reacciona con el zinc al formar cloruro de zinc ($ZnCl_2$); esto provoca una acumulación de electrones en el zinc, se libera iones hidrógeno (H^+) que se mueven hacia el carbono y del cual toman los electrones necesarios para convertirse en hidrógeno molecular (H_2), quedando entonces con carga positiva. Al colocar un puente metálico entre el zinc y el carbono, los electrones fluyen del zinc al carbono.

Reacción química:



Se dice que una pila seca está “muerta” cuando el envase de zinc se ha agotado, la pasta está seca o el despolarizante se ha consumido. Son muy prácticas, ya que no presentan problemas en su transportación. Se le emplea en timbres, relojes y linternas.

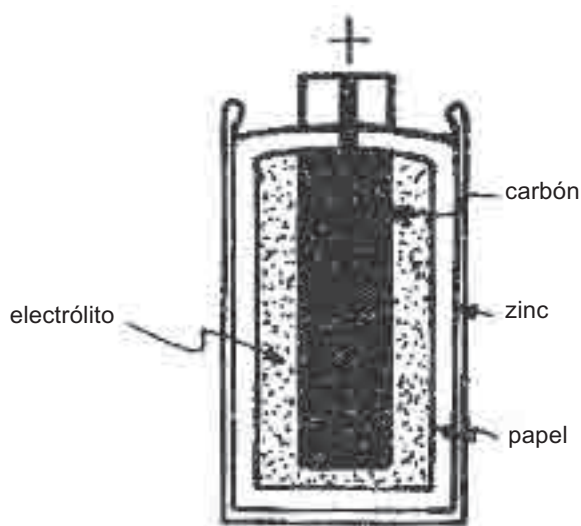


Figura 11. Pila seca.

• **Pilas termoeléctricas:** el funcionamiento de las pilas termoeléctricas se basa en que la energía calorífica se puede transformar en energía eléctrica. En la práctica, este tipo de pilas funciona con base en la densidad de los electrones libres que hay en un metal, lo cual depende de la naturaleza del metal y la temperatura a la que se encuentre, ya que a mayor temperatura, mayor facilidad para dejar escapar sus electrones. Una pila de este tipo consta de dos metales que se encuentran a diferentes temperaturas, con lo que se crea una diferencia de potencial al emigrar electrones de un metal a otro, creándose así un flujo de corriente. Pero si se hace pasar una corriente sobre uno de los metales una de las uniones se enfría y la otra se calienta; este efecto se utiliza para construir placas enfriadoras o refrigeradoras.

Existen otros tipos de pilas, por ejemplo; las **pilas de combustible** en las que las sustancias químicas que se utilizan no son electrodos metálicos como en las anteriores; la más conocida es la de hidrógeno y oxígeno y se emplean sólo en ciertos casos como es el de los vehículos espaciales.

Baterías

Una batería es la combinación de dos o más pilas, las cuales pueden estar conectadas en: serie o paralelo.

En serie: la terminal positiva de una pila se conecta con la terminal negativa de la siguiente. El voltaje o la fuerza electromotriz obtenida es la suma de los voltajes de todas las pilas que forman la batería.

En paralelo: se conectan entre sí las terminales positivas e igualmente las terminales negativas de las pilas. El voltaje total de la batería es el mismo que el de una sola de las pilas. Un ejemplo son las pilas que utilizan los teléfonos inalámbricos.

Las baterías también se pueden clasificar como primarias o secundarias. Una batería secundaria puede recargarse, mientras que una batería primaria no. La batería utilizada en los autos es una batería secundaria. Consta de seis celdas conectadas en serie. Los electrodos positivo y negativo son dióxido de plomo (PbO_2) poroso y plomo (Pb) esponjoso, respectivamente. El electrolito es ácido sulfúrico (H_2SO_4) diluido, el cual se descompone en iones (H^+) y iones sulfato (SO_4^{-2}). En el proceso de descarga, la concentración y la densidad del electrolito disminuyen debido a la formación de agua, por lo que puede conocerse la “carga” de una batería si se conoce la densidad del electrolito.

4.6 CIRCUITOS ELÉCTRICOS

Corresponde a la sesión de GA 4.39 (61.3.F) EN CÍRCULO

Un circuito eléctrico es un conjunto de componentes dispuesto de forma tal que la corriente eléctrica puede circular por cada uno de ellos. Generalmente, los circuitos están constituidos por una fuente, un conductor eléctrico y un resistor o resistencia. Por ejemplo, al conectar un bombillo a una pila por medio de un cable se forma un circuito eléctrico. En este caso, la pila es la que proporciona la diferencia de potencial gracias a la cual la corriente eléctrica puede circular por el circuito, el cable es el conductor y el bombillo es la resistencia.

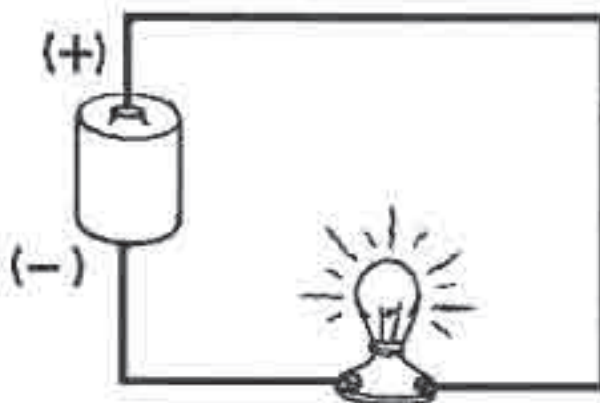


Figura 12. Circuito eléctrico.

Se dice que un circuito está **cerrado** cuando la corriente eléctrica fluye por sus componentes y se dice que está **abierto** cuando este flujo se interrumpe.

La ley de Ohm

La corriente eléctrica que circula por un circuito es directamente proporcional a la diferencia de potencial (voltaje) que proporciona la fuente, e inversamente proporcional a la resistencia del circuito. Es decir, en cuanto mayor sea la diferencia de potencial o voltaje que alimenta un circuito mayor es la corriente eléctrica que circula por él. De igual forma, en cuanto menor sea la resistencia del circuito, mayor es la corriente eléctrica.

Este principio se denomina **ley de Ohm** y se sintetiza de la siguiente manera: si V es la diferencia total que proporciona la fuente y R es la resistencia del circuito, la corriente eléctrica (I) que circula por dicho circuito está dada por:

$$I = \frac{V}{R}$$

Resistencia equivalente

Generalmente los circuitos eléctricos tienen más de una resistencia. Éstas pueden estar **conectadas** entre sí en **serie** o en **paralelo**.

Conexión en serie de resistencias: dos resistencias están conectadas en serie si se encuentran conectadas una a continuación de la otra como indica el siguiente diagrama.

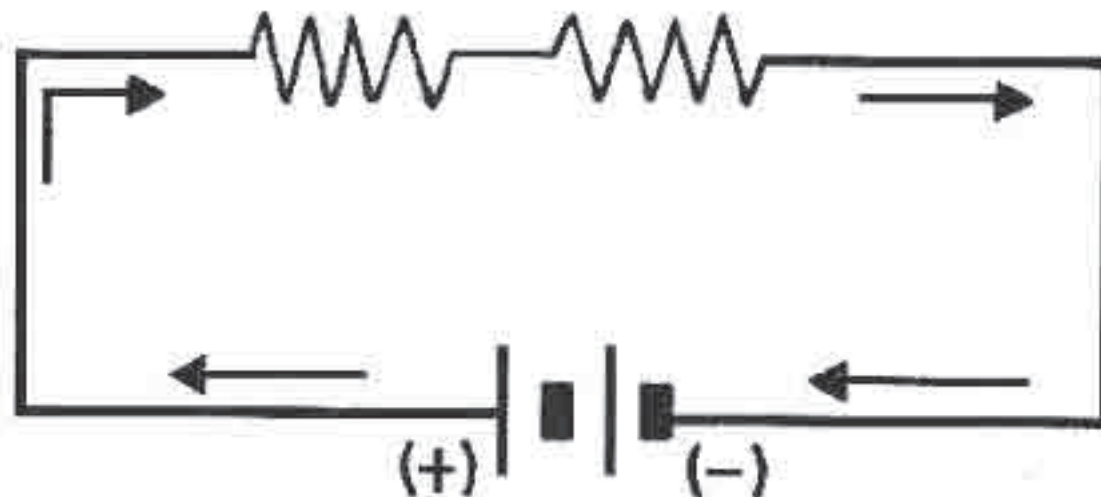


Figura 13. Resistencias conectadas en serie.

En este caso, la corriente eléctrica que circula por una resistencia es la misma que circula por la otra, pues la corriente eléctrica no tiene otra alternativa que pasar por ambas resistencias para cerrar el circuito.

Otra característica importante de los circuitos con resistencias en serie, es que la **resistencia total del circuito es equivalente a la suma del total de las resistencias conectadas**. Es decir que si, por ejemplo, se conectan en serie dos resistencias, una de $100\ \Omega$ y la otra de $50\ \Omega$, la resistencia total que ofrece el circuito al paso de la corriente es de $150\ \Omega$.

Conexión en paralelo de resistencias

Dos resistencias están entre sí conectadas en paralelo si sus terminales están directamente conectados entre sí como indica el diagrama siguiente.

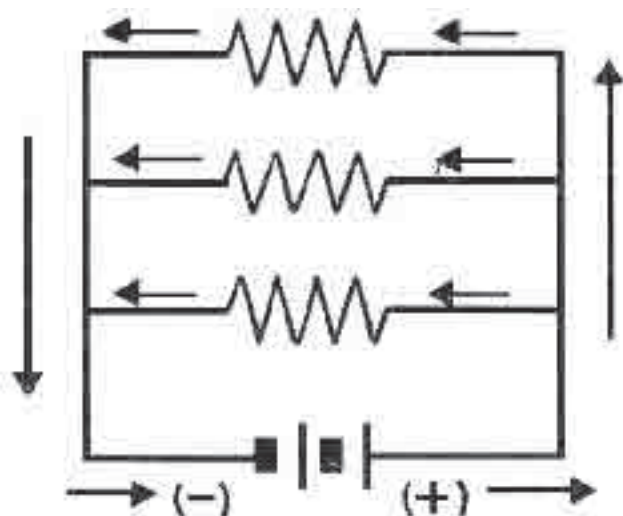


Figura 14. Conexión de resistencias en paralelo.

En este caso, la corriente eléctrica tiene distintos “caminos” por donde circular para cerrar el circuito y por tanto la corriente eléctrica que circula por cada una de las resistencias es distinta, a menos que todas sean de igual valor.

La corriente total de un circuito con resistencias conectadas en paralelo se distribuye por cada una de los “caminos” posibles, siendo mayor el flujo de corriente eléctrica por donde la resistencia eléctrica sea menor.

De esta manera, la **resistencia total** que ofrece un circuito con resistencias conectadas en paralelo **es menor que la menor de las resistencias conectadas en paralelo y su inverso es igual a la suma de los inversos de cada una de las resistencias**. Es decir, que si, por ejemplo, las resistencias del circuito esquematizado anteriormente son de $100\ \Omega$, $50\ \Omega$, y $20\ \Omega$, respectivamente, se satisface que:

$$\frac{1}{R_E} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3}$$

y por tanto,

$$\frac{1}{R_E} = \frac{1}{100 \Omega} + \frac{1}{50 \Omega} + \frac{1}{20 \Omega}$$

donde R_E es la resistencia total del circuito. Si se despeja R_E , se tiene que la resistencia total de este circuito es

O sea,

$$R_E = \frac{1}{\frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3}} \quad R_E = \frac{1}{\frac{1}{100 \Omega} + \frac{1}{50 \Omega} + \frac{1}{20 \Omega}}$$

Realizando la suma de fraccionarios del denominador de esta expresión se obtiene

$$R_E = \frac{1}{\frac{1+2+5}{100 \Omega}} = \frac{1}{\frac{8}{100 \Omega}}$$

Recurriendo a la regla de la oreja para reducir esta fracción se obtiene

$$R_E = \frac{100 \Omega}{8} = 12.5 \Omega$$

Un ejemplo clásico de circuitos de resistencias conectadas en serie y en paralelo son las luces navideñas. Estas instalaciones consisten en circuitos serie de resistencias (bombillos) conectados en paralelo entre sí, como ilustra la figura siguiente.

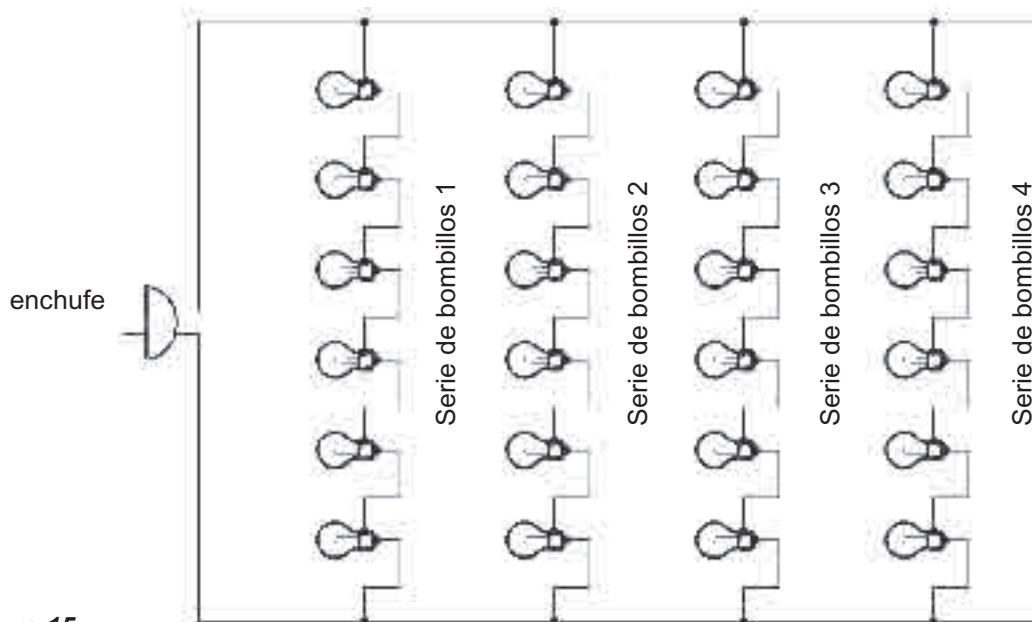


Figura 15.

En el caso particular de la figura 15, las 4 series de bombillos están entre sí conectadas en paralelo, mientras que en cada serie los 6 bombillos están entre sí conectados en serie.

Los bombillos utilizados en las instalaciones de luces navideñas cuentan con 10 bombillos de 12 voltios en cada serie, y el número de series varía según las necesidades para satisfacer.

Una de las características más importantes de este tipo de instalación es que si uno de los bombillos de una de las series se avería, la serie completa se apaga, pues al dejar de funcionar uno de los bombillos, el circuito de la serie queda abierto y no hay manera que la corriente circule por él.

4.7 POTENCIA ELÉCTRICA

Corresponde a la sesión de GA 4.40 (63.3.F) ¿WATTS?

La **potencia es la rapidez con la que un dispositivo realiza trabajo**. Por ejemplo, un motor es más potente que otro si el primero hace el mismo trabajo que el segundo en menor tiempo. De otra manera, un motor es más potente que el otro si en el mismo tiempo desarrolla mayor trabajo que el segundo.

Asimismo ha de tenerse en cuenta que el motor más potente ha de consumir energía más rápido que el menos potente, es decir, que la potencia disipada por el motor más potente es mayor que la potencia disipada por el menos potente.

De este modo podemos ver que la **potencia es una relación entre la energía y el tiempo**. Esta definición se puede sintetizar así:

$$\text{Potencia}(P) = \frac{\text{energía} (E)}{\text{tiempo}(t)}$$

Potencia de una resistencia: en el caso de dispositivos eléctricos como la resistencia, la potencia está dada por intensidad de la corriente eléctrica que por ella circula y la diferencia de potencial (voltaje) a la que esté sometida. Cuanto mayor sea la intensidad de la corriente eléctrica que circule por la resistencia, mayor es la potencia disipada por la resistencia, a la vez que cuanto mayor sea el voltaje a la que esté sometida, mayor es la potencia que ésta disipe.

Es decir que:

$$\text{Potencia eléctrica}(P) = [\text{Voltaje}(V)][[\text{Intensidad de corriente}(I)]]$$

$$P = I \cdot V$$

La **unidad de medida de la potencia** de acuerdo con el Sistema Internacional de medidas (SI) es el **watt** y se representa con W.

Al adquirir un aparato electrodoméstico o un simple bombillo, deben verificarse algunos datos que son muy importantes para evitar conectarlos a una instalación inadecuada, o para saber el consumo de energía eléctrica que se tendrá durante un tiempo determinado. Por ejemplo, se sabe que un bombillo de 25 watts produce menor iluminación que uno de 100 watts, pero el consumo de energía eléctrica es menor.

Cada electrodoméstico o dispositivo eléctrico tiene especificaciones de potencia que se deben tener en cuenta, tanto para poder estimar su consumo de energía, como también las condiciones en las cuales debe trabajar.

Que una resistencia sea de 40 W quiere decir que la máxima potencia que puede disipar sin deteriorarse es de 40 W. De modo que si esta resistencia es de 10 ohmios (10Ω) la máxima diferencia de potencial a la que debe someterse es 20 voltios (20V), pues con un voltaje de 20 V y una resistencia de 10Ω , la intensidad de corriente que circularía por la resistencia es, de acuerdo con la ley de Ohm:

$$I = \frac{V}{R} = \frac{20V}{10 \Omega} = 2 \text{ amperios}$$

Con esta intensidad de corriente, la potencia disipada es

$$P = I \cdot V = (2A)(20V) = 40 \text{ W}$$

que es la máxima para la cual se ha diseñado la resistencia.

Por otra parte, las especificaciones de potencia de los electrodomésticos nos indican qué tan rápido consumen energía estos aparatos. Por ejemplo, una hornilla de estufa eléctrica 1500 W (1,5 kW) consume, en 1 hora, la misma cantidad de energía que consume una licuadora de 150 W en 10 horas.

Las empresas prestadoras del servicio de energía eléctrica miden y cobran el consumo de energía eléctrica en kilovatios-hora (kWh) que es una cantidad física que se puede deducir del ejemplo que acabamos de mencionar.

Los medidores de consumo eléctrico instalados en las residencias son simplemente aparatos que cuentan las vueltas que da un disco. El número de vueltas que este disco da por unidad de tiempo depende de la intensidad de corriente eléctrica que circule en la residencia, la que a su vez depende de la potencia de los electrodomésticos que utilicemos.

Los medidores están provistos de una escala de conversión tal que a cada vuelta registrada corresponde un consumo energético determinado. A mayor número de vueltas del disco registradas mayor habrá sido el consumo energético. Es decir, a mayor potencia disipada, mayor número de vueltas en el medidor y por ende facturas más costosas. Por otra parte, a mayor tiempo de funcionamiento de los electrodomésticos, mayor número de vueltas del disco registradas en el medidor y, por ende, facturas más costosas.

De este modo podemos ver que el consumo energético depende de la potencia de los electrodomésticos y del tiempo que éstos se utilicen.

De acuerdo con esto, la unidad de medida de consumo energético que utilizan las electricistas se denomina kilovatio-hora (kWh). Un kilovatio-hora (1 kWh) es la energía que consume un aparato de 1000 W (1 kW) de potencia durante una hora.

La equivalencia entre 1 kWh y las unidades de energía del Sistema Internacional de medidas se puede estimar considerando que

$$1 \text{ kWh} = (1000 \text{ W}) \times (1 \text{ h})$$

Dado que 1 vatio (1 W) equivale a 1 joule por segundo ($1 \frac{\text{J}}{\text{s}}$), es decir,

$$1 \text{ W} = 1 \frac{\text{J}}{\text{s}}, \text{ entonces,}$$

$$1 \text{ kWh} = (1000 \frac{\text{J}}{\text{s}}) \times (1 \text{ h})$$

Teniendo en cuenta que 1 hora equivale a 3 600 segundos, o sea $1 \text{ h} = 3 600 \text{ s}$, entonces,

$$1 \text{ kWh} = (1000 \frac{\text{J}}{\text{s}}) \times (3 600 \text{ s})$$

Multiplicando se tiene que

$$1 \text{ kWh} = 3 600 000 \frac{\text{J}}{\text{s}} \cdot \text{s}$$

Simplificando las unidades

$$1 \text{ kWh} = 3 600 000 \text{ J}$$

4.8 ELECTRICIDAD Y MAGNETISMO

Corresponde a la sesión de GA 4.41 (69.3.F) UNA PROVOCA A LA OTRA

Con el descubrimiento de los imanes y el estudio de sus características y propiedades, el magnetismo fue desarrollándose poco a poco; en ese tiempo, tanto al primero como a la electricidad se les consideraba ramas separadas de la física, esto es, que los campos eléctricos y magnéticos no tenían ninguna relación entre sí; hasta que en 1820 Hans Christian Oersted, en alguna de sus clases, desarrolló un experimento en el cual utilizó un circuito eléctrico cuyo conductor se encontraba orientado en dirección del meridiano magnético, debajo de éste colocó una brújula orientada en la misma dirección que el conductor.

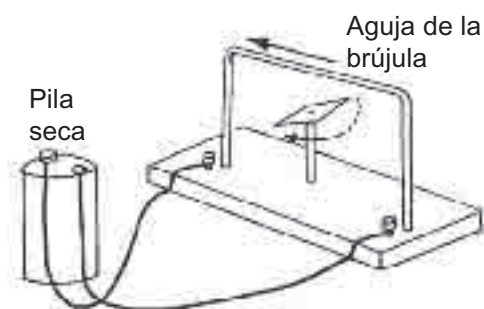


Figura 16. Esquema del experimento de Oersted.

Oersted observó que con el circuito abierto la brújula se mantenía en dirección norte-sur; y que al cerrar el circuito, esto es, cuando fluía la corriente eléctrica por el conductor, la aguja de la brújula giraba hasta llegar a una posición casi perpendicular al conductor.

Este descubrimiento fue accidental, pero con él demostró que **el paso de una corriente eléctrica genera un campo magnético**, con lo cual se observó la relación directa entre electricidad y magnetismo, y se originó lo que actualmente se conoce como **electromagnetismo**.

Al poco tiempo, André Marie Ampère ideó un método denominado **regla de la mano derecha**, con la cual determinó en un conductor recto la dirección del campo magnético que lo rodea; esta regla dice: si un alambre recto se toma con la mano derecha de tal forma que el dedo pulgar extendido apunte en dirección de la corriente eléctrica convencional, los demás dedos que sujetan el conductor indicarán la dirección de las líneas de inducción del campo magnético.

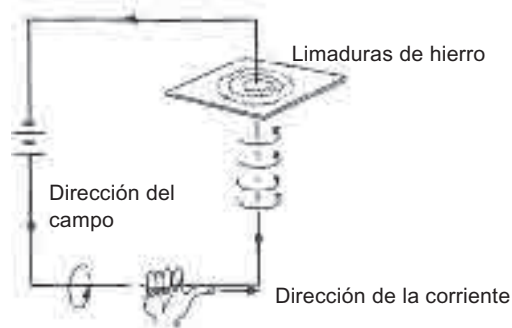


Figura 17. Representación de la regla de la mano derecha.

Ampère, con sus experimentos, demostró también que **la fuerza eléctrica en movimiento produce un campo magnético y un campo magnético en movimiento produce una fuerza eléctrica**.

De la relación existente entre los campos magnético y eléctrico depende el funcionamiento de una gran cantidad de dispositivos como: motores y generadores eléctricos, transformadores, televisores, teléfonos y radorreceptores; así como de algunos medidores eléctricos (amperímetro, galvanómetro, voltímetro, entre otros).

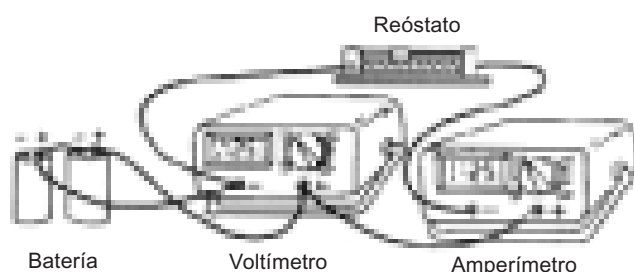


Figura 18. Dispositivos electromagnéticos.

4.9 INDUCCIÓN ELECTROMAGNÉTICA

Corresponde a la sesión de GA 4.42 (70.3.F) ME CORTAS Y APAREZCO

La energía eléctrica puede generarse de diferentes maneras, a través de la energía de movimiento como la que se produce al frotar dos cuerpos y uno de ellos queda cargado, o a través de energía química como en el caso de las pilas; sin embargo, la cantidad de energía eléctrica producida no es suficiente para dar solución al problema de consumo en las industrias, la iluminación y el uso de aparatos electrodomésticos en una ciudad.

Miguel Faraday, en Inglaterra, descubrió que se genera una fuerza electromotriz en un alambre cuando está en línea recta, o cuando se enrolla como bobina y dichos alambres, al moverse, cortan las líneas de fuerza de un imán. La aplicación de este descubrimiento en la vida diaria generó una nueva era, pues trajo como consecuencia el consumo masivo de la electricidad al poderse producir mediante grandes dínamos cuya función está basada en la leyes de inducción electromagnética.

Faraday conocía los experimentos de Oersted que habían probado que se creaban campos magnéticos a partir de la energía eléctrica y trataba de verificar si era posible producir energía eléctrica a partir de esos campos magnéticos.

Faraday creó un aparato llamado dínamo que mediante la inducción electromagnética transformaba la energía mecánica en energía variable.

La **inducción electromagnética** consiste en la formación de un campo eléctrico (llamado inducido) mediante un campo magnético variable (llamado inductor).

Las corrientes inducidas se producen cuando se mueve un conductor en sentido transversal a las líneas de flujo de un campo magnético y sólo circulan mientras se está moviendo el imán y terminan al quedar éste en reposo.

Los experimentos de Faraday consistieron en acercar o alejar un imán o electroimán a una bobina; al variar el flujo electromagnético se induce en ella una fuerza electromotriz que puede medirse con un voltímetro.

La ley de la inducción o **ley de Faraday** puede enunciarse como sigue: la fuerza electromotriz inducida en un circuito es directamente proporcional a la rapidez con que cambia el flujo magnético que encierra.

Cuando existe un movimiento relativo del imán inductor se forma una corriente inducida en la bobina, la cual se comporta como un imán cuyos polos se oponen al acercamiento del imán; esto fue estudiado por **Lenz**, quien enunció la siguiente ley:

Ley de Lenz: la corriente inducida tiene un sentido tal, que se opone a la causa que la produce.

La energía necesaria para mover el imán contra la fuerza que la bobina ejerce sobre él se convierte en carga eléctrica, y cuando ésta es capaz de impulsar un coulomb de carga se llama **fuerza electromotriz**.

El valor de la fuerza electromotriz inducida ha sido dado por las leyes de Faraday, que enseguida se enuncian:

Primera ley de Faraday: la fuerza electromotriz inducida en un conductor, cuando ésta corta las líneas de fuerza, es directamente proporcional al número de líneas cortadas por segundo.

Segunda ley de Faraday: la intensidad es directamente proporcional al número de líneas de fuerza cortadas por segundo.

El sentido de la corriente depende de la dirección del conductor o del campo magnético. Fleming estableció una regla para determinar la dirección de la corriente inducida que se llama **regla de la mano izquierda** en la cual el dedo índice apunta en el sentido de las líneas del imán; el dedo pulgar apunta en sentido del movimiento del conductor y el dedo cordial indicará el sentido en que fluye la corriente.

Esta regla es cierta si se coloca la mano derecha sobre el alambre.

La fuerza electromotriz inducida que se obtiene con un conductor o con una bobina, moviéndola a diversas velocidades y con imanes de distinto poder, es mayor cuanto mayores sean:

- la inducción magnética del campo;
- el largo del conductor que esté dentro del campo;
- la velocidad con que se mueve;
- el número de vueltas si se trata de una bobina.

Las máquinas que producen corriente eléctrica por inducción electromagnética se llaman **máquinas dinamoeléctricas** o **dínamos** o **generadores de corriente**.

4.10 ENERGÍA SOLAR FOTOVOLTAICA

Corresponde a la sesión de GA 4.43 EL SOL ME ENERGIZA

El Sol, fuente de vida y origen de las demás formas de energía que el hombre ha utilizado desde los albores de la historia, puede satisfacer todas nuestras necesidades, si aprendemos cómo aprovechar de forma racional la luz que continuamente derrama sobre el planeta. Ha brillado en el cielo desde hace unos cinco mil millones de años, y se calcula que todavía no ha llegado ni a la mitad de su existencia.

Durante el presente año, el Sol arrojará sobre la Tierra cuatro mil veces más energía que la que vamos a consumir.



Figura 19. La energía solar: una energía garantizada para los próximos 6 000 millones de años.

España, por su privilegiada situación y climatología, se ve particularmente favorecida respecto al resto de los países de Europa, ya que sobre cada metro cuadrado de su suelo inciden al año unos 1 500 kilovatios-hora de energía. Esta energía puede aprovecharse directamente, o bien ser convertida en otras formas útiles, como en electricidad.

No sería racional no intentar aprovechar, por todos los medios técnicamente posibles, esta fuente energética gratuita, limpia e inagotable, que puede liberarnos definitivamente de la dependencia del petróleo o de otras alternativas poco seguras o, simplemente, contaminantes.

Es preciso, no obstante, señalar que existen algunos problemas que debemos afrontar y superar. Aparte de las dificultades que una política energética solar avanzada conllevaría por sí misma, hay que tener en cuenta que esta energía está sometida a continuas fluctuaciones y a variaciones más o menos bruscas. Así, por ejemplo, la radiación solar es menor en invierno, precisamente cuando más la necesitamos.

Es de vital importancia proseguir con el desarrollo de la incipiente tecnología de captación, acumulación y distribución de la energía solar, para conseguir las condiciones que la hagan definitivamente competitiva, a escala planetaria.

¿Qué se puede hacer con la energía solar?

Básicamente, recogiendo de forma adecuada la radiación solar, podemos obtener calor y electricidad.

El calor se logra mediante los colectores térmicos, y la electricidad, a través de los llamados **módulos fotovoltaicos** (ver figura 20). Ambos procesos nada tienen que ver entre sí, ni en cuanto a su tecnología ni en su aplicación.

Las «células solares», dispuestas en paneles solares, ya producían electricidad en los primeros satélites espaciales (ver figura 21). Actualmente se perfilan como la solución definitiva al problema



Figura 20. Módulo fotovoltaico para la recolección de radiación solar.



Figura 21. Los paneles solares producen electricidad que es utilizada en el funcionamiento de los satélites.

de la electrificación rural, con clara ventaja sobre otras alternativas, pues, al carecer los paneles de partes móviles, resultan totalmente inalterables al paso del tiempo, no contaminan ni producen ningún ruido en absoluto, no consumen combustible y no necesitan mantenimiento. Además, y aunque con menos rendimiento, funcionan también en días nublados, puesto que captan la luz que se filtra a través de las nubes.

La electricidad que así se obtiene puede usarse de manera directa (por ejemplo para sacar agua de un pozo o para regar, mediante un motor eléctrico), o bien ser almacenada en acumuladores para usarse en las horas nocturnas. Incluso es posible inyectar la electricidad sobrante a la red general, obteniendo un importante beneficio.

Si se consigue que el precio de las células solares siga disminuyendo, iniciándose su fabricación a gran escala, es muy probable que, para primeros años de siglo, una buena parte de la electricidad consumida en los países ricos en sol tenga su origen en la conversión fotovoltaica.

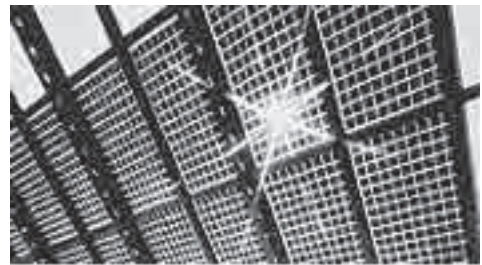


Figura 22.



Figura 23.

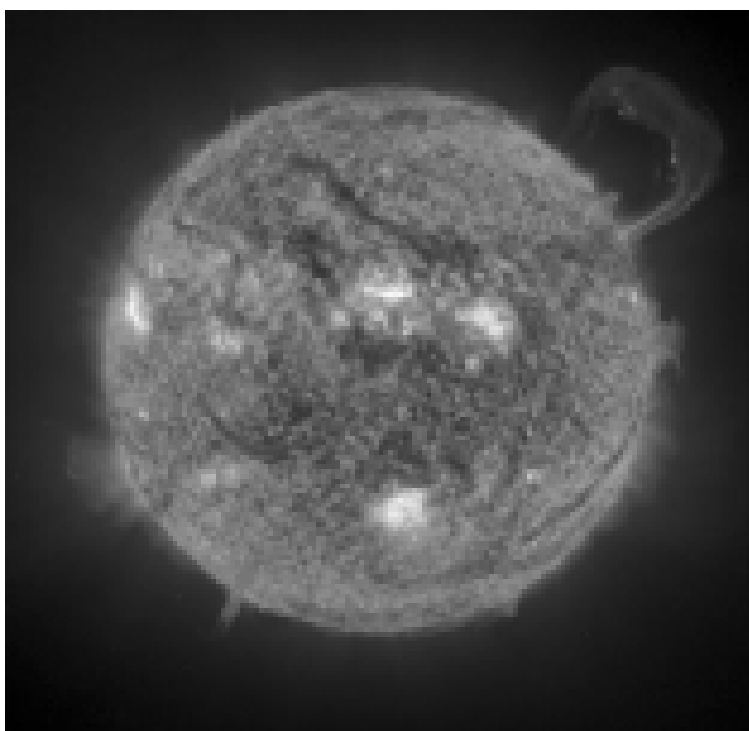
La energía solar puede ser perfectamente complementada con otras energías convencionales, para evitar la necesidad de grandes y costosos sistemas de acumulación. Así, una casa bien aislada puede disponer de agua caliente y calefacción solares, con el apoyo de un sistema convencional a gas o eléctrico que únicamente

funcionaría en los períodos sin sol. El valor para pagar de la «factura de la luz» sería sólo una fracción del que alcanzaría sin la existencia de la instalación solar.

Fuente: <http://www.censolar.es/menu2.htm>.

Capítulo 5

TEMPERATURA Y CALOR



La energía se manifiesta de diferentes maneras: una de ellas es el calor, el cual se transmite de un cuerpo a otro por medio de fenómenos de conducción, convección o radiación. El Sol, por ejemplo, además de ser nuestra fuente luminosa más importante, proporciona calor a nuestro planeta por radiación lo que logra que en el día la temperatura ambiente sea superior a la temperatura ambiente en horas nocturnas cuando estamos de espaldas a él. Aunque en primera instancia calor y temperatura parecieran ser dos términos equivalentes para referirse a la misma cosa, en este capítulo aprenderás a distinguirlos adecuadamente.

*“Toda nuestra ciencia, comparada con la realidad es primitiva e infantil...
y sin embargo es lo máspreciado que tenemos”.*

ALBERT EINSTEIN.

5.1. RELACIÓN ENTRE CALOR Y TEMPERATURA

Corresponde a la sesión de GA 5.44 (40.3.F) DE SUBIDA

Generalmente escuchamos expresiones como “está muy caliente” o “está muy frío” que se refieren a una sensación generada al tocar un objeto. Sin embargo, cabe preguntar qué es lo que en realidad sentimos.

Desde el punto de vista científico, lo que se percibe al tocar un objeto a mayor o menor temperatura que la nuestra es la energía calorífica (calor) que nuestro cuerpo recibe del otro en caso que la temperatura de éste sea mayor (sensación de “estar muy caliente”) o que nuestro cuerpo cede al otro cuerpo en caso que la temperatura de éste sea menor que la nuestra (sensación de “estar muy frío”).

El calor es energía que pasa de un cuerpo a otro en virtud de una diferencia de **temperatura** entre ellos. Por ejemplo, un trozo de hielo al ser colocado en un plato comienza a fundirse. Esto sucede porque recibe calor del aire y del plato, cuyas temperaturas son mayores a la del hielo.

Cuando gira un trompo, la punta del mismo genera una elevación de la temperatura por la fricción con el piso. Es decir, se presenta energía mecánica convertida en calor y se eleva la temperatura.

Por otra parte, tal como ya sabes, la materia está constituida por átomos y moléculas. Estos átomos o moléculas siempre están en movimiento, incluso, en el caso de un cuerpo sólido en el que las moléculas no se pueden desplazar, pero sí vibrar alrededor de un punto fijo. A este movimiento de las moléculas y átomos que constituyen la materia se asocia una energía que hemos llamado anteriormente energía cinética.

Es fácil imaginar que si la temperatura de un cuerpo es mayor que la de otro del mismo material, sus moléculas han de tener, en promedio, mayor energía cinética que las moléculas del otro cuerpo. De esta manera podemos concluir que **la temperatura** es una característica de los cuerpos que depende de la energía cinética de sus moléculas.

Una primera diferencia que podemos ya señalar entre calor y temperatura es que la temperatura es una cantidad física **propia** de los cuerpos mientras que el calor no. Así, es válido decir que un cuerpo está a cierta temperatura en un momento determinado que se puede medir y que depende de la energía cinética de las moléculas que lo constituyen. Por el contrario, no tiene sentido, desde el punto de vista científico, decir que un cuerpo tiene calor, pues el calor es una cantidad física que surge en la interacción entre dos cuerpos necesariamente. Si un cuerpo no intercambia energía con otro, no hay lugar a la existencia de calor, pues, como ya lo hemos dicho, el calor es la energía que un cuerpo le cede a otro cuerpo a menor temperatura. Asimismo, debemos concluir que no es posible medir el calor de un cuerpo, pues los cuerpos no tienen calor. No obstante, lo que sí podemos hacer es medir el calor que un cuerpo le transfiere a otro.

Otra diferencia entre estos dos importantes conceptos de la física son las unidades que se utilizan para su medición. El calor se mide en calorías (cal) o en su equivalente mecánico de energía; el joule (J). Mientras que para medir la temperatura existen escalas como la Celsius y la Fahrenheit que estudiaremos más adelante.

A pesar de sus diferencias, es claro que estas dos cantidades físicas guardan cierta relación entre sí. Fácilmente podemos ver que en cuanto mayor sea la cantidad de calor que absorbe o cede un cuerpo, mayor será el cambio de temperatura que éste experimente¹.

Existe una cantidad física denominada **capacidad calorífica** que se define con base en esta relación. Así, un cuerpo que recibe cierta cantidad de calor experimenta un cambio de temperatura mayor que el que experimenta otro cuerpo el cual ha absorbido exactamente la misma cantidad de calor; se dice que la capacidad calorífica del primero es menor que la del segundo.

Por ejemplo, un litro de agua ha de tener menor capacidad calorífica que 10 litros de agua. Supongamos que al litro de agua se le suministra 200 cal permaneciendo líquida en todo momento. El aumento de temperatura que experimenta este litro de agua ha de ser 10 veces mayor que el que experimentarían los 10 litros al suministrarles las mismas 200 cal.

Ahora, si dividimos las capacidades caloríficas del litro de agua y de los 10 litros de agua entre sus respectivas masas, encontramos un mismo valor para ambos casos. Es decir encontramos una cantidad física que da cuenta de la relación entre la cantidad de calor que absorbe o cede un cuerpo y el cambio de temperatura que éste experimenta independientemente de su masa.

A esta cantidad física se denomina capacidad **calorífica específica** o **calor específico** y nos permite distinguir entre materiales distintos.

Dado que cada material tiene un calor específico particular; el calor específico es una cantidad física que permite caracterizar una sustancia o un material.

En la tabla 1 se indican los calores específicos de algunos materiales.

Allí se observa que el calor específico del cobre es 0.09 cal/g °C; esto significa que un gramo de cobre necesita recibir 0.09 calorías para elevar su temperatura 1 °C. En el Sistema Internacional de unidades significa que se requieren 376 joules para que la temperatura de un kilogramo (1 kg) de cobre aumente en 1° C.

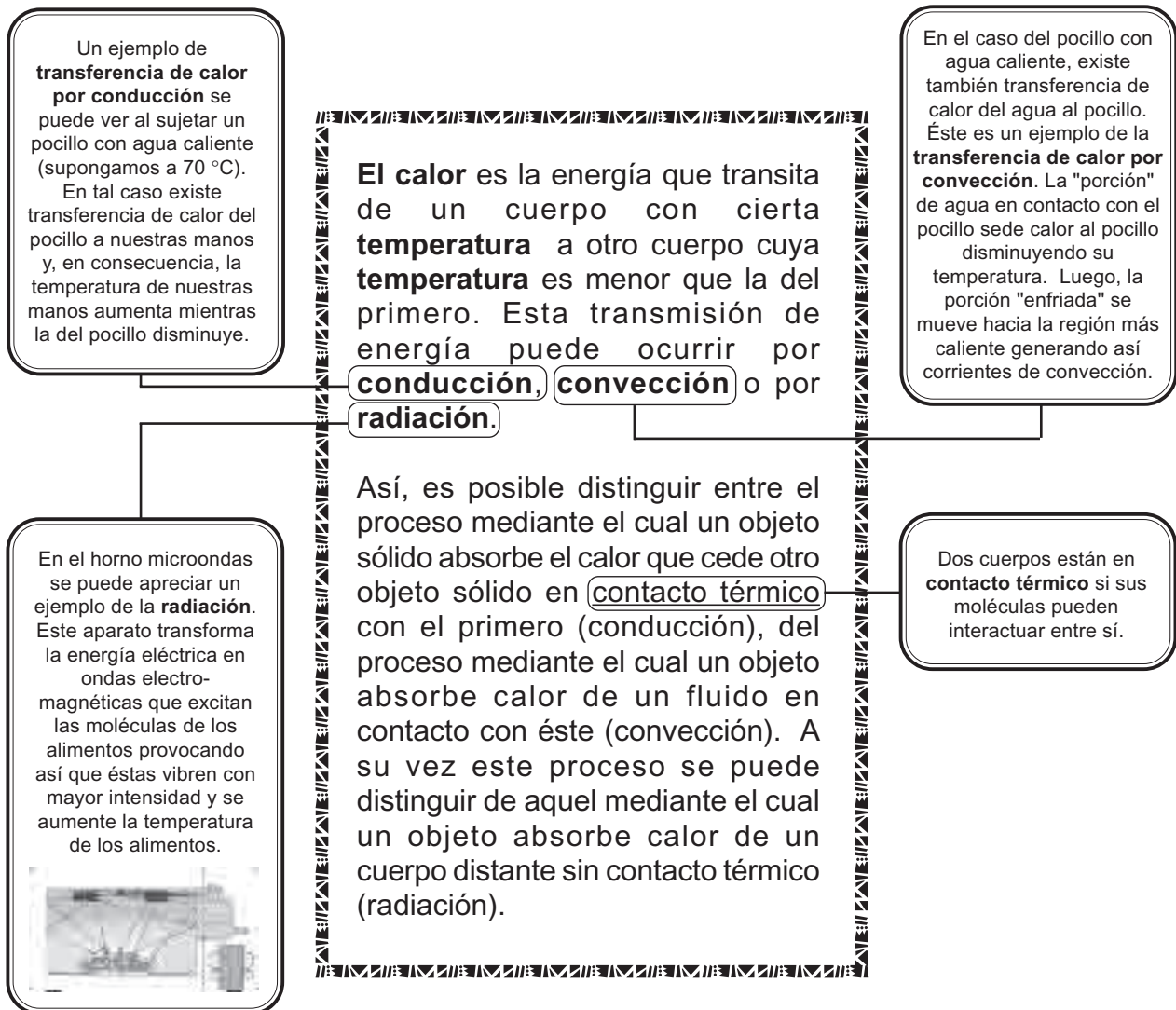
	$\frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$	$\frac{\text{J}}{\text{kg K}}$
Agua	1	4 180
Hielo	0.5	2 090
Aluminio	0.22	920
Cobre	0.09	376
Plomo	0.031	130
Aceite de oliva	0.41	1 715
Hidrógeno	3.42	1 430
		0

Tabla 1. Calores específicos de algunos materiales.

¹ Esto sólo si el cuerpo no experimenta un cambio de fase. Durante un cambio de fase, la temperatura permanece constante, a pesar de que se le esté suministrando continuamente calor al cuerpo.

5.2. EL CALOR COMO ENERGÍA DE TRÁNSITO

Corresponde a la sesión de GA 5.45(36.3.F y 38.3 F) ¿CÓMO ME VOY?



Transferencia de calor por conducción

La transferencia de calor por conducción es un fenómeno que se da entre cuerpos sólidos.

Para entender estos conceptos es necesario dar una mirada microscópica al problema de la transferencia de calor. Para ello, imaginemos un cuerpo sólido a cierta temperatura, por ejemplo, un bloque de hierro (B1). Como ya sabemos, los cuerpos sólidos tienen sus moléculas tan juntas entre sí que sólo pueden vibrar alrededor de una posición fija.

Las vibraciones que experimentan estas moléculas son proporcionales a la temperatura del cuerpo. Es decir, si disminuimos la temperatura del cuerpo la amplitud de estas vibraciones disminuye y si aumentamos su temperatura, la amplitud de vibración de las moléculas aumenta.

Ahora consideremos otro bloque de hierro (B2) que está a una temperatura menor que la de B1. Es decir, que las vibraciones de las moléculas de este bloque son menores, es decir, tienen menor **energía cinética**².

Si se colocan en **contacto térmico** estos dos bloques, las moléculas de las sus superficies chocan entre sí causando que las moléculas del bloque B1 pierdan **energía cinética** y que las moléculas del bloque B2 la ganen. Es decir, las moléculas de la superficie del bloque B1 ceden parte de su energía a las moléculas de la superficie del bloque B2.

De igual forma, las moléculas de la superficie del bloque transmiten esta energía a las moléculas vecinas del interior del bloque, sin desplazarse, y éstas a las siguientes y así sucesivamente. Como resultado, la **energía cinética** de las moléculas de B2 aumenta y la **energía cinética** de las moléculas de B1 disminuye.

Como resultado, a escala macroscópica, se percibe un aumento de temperatura en el bloque B2 y una disminución de temperatura en el bloque B1.

La energía que las moléculas del bloque B1 le han transferido a las del bloque B2 se denomina energía calorífica o simplemente **calor**.

En síntesis, un cuerpo le transfiere calor por **conducción** a otro cuerpo, si la energía es transportada por sus moléculas sin desplazarse, permaneciendo en una posición fija.

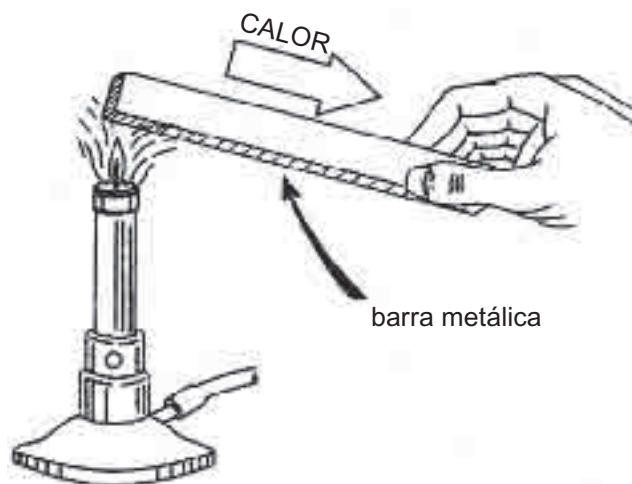


Figura 1. Transmisión del calor por conducción. El calor fluye de un extremo de la barra al otro.

La estructura atómica de los cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos es diferente, no todos conducen el calor en la misma medida; dicha diferencia entre los materiales permite clasificarlos en **buenos conductores** y **malos conductores del calor**.

² Energía asociada al movimiento de los cuerpos. Cuanto mayor sea el movimiento de un cuerpo (velocidad) mayor es su energía cinética.

Los cuerpos que son **buenos conductores** de calor también lo ceden fácilmente; debido a esto es que la plata se enfría más rápido que un pedazo de plomo a la misma temperatura; por otra parte, también absorben calor con mayor rapidez, por lo que, al tocar un pedazo de hierro y un pedazo de madera, se siente más frío el hierro, pero en realidad lo que pasa es que este absorbe calor más rápido que la madera y da la sensación de estar más frío.

Transferencia de calor por convección

La transmisión de calor por convección se da entre fluidos, es decir, en líquidos y gases. Para entenderlo claramente, consideremos la siguiente situación: imaginemos un recipiente metálico con agua, puesto sobre un fogón. El calor que proporciona la llama al recipiente, es transmitido, por conducción, al metal del recipiente. A su vez, las moléculas del metal que se encuentran en contacto con el agua, le transmiten, también por conducción, la energía térmica (calor) a las moléculas de agua en contacto con el recipiente. Estas moléculas con mayor energía que sus vecinas ascienden transportando consigo la energía y las de menor energía, bajan a ocupar los espacios que estas dejan, formando así **corrientes de convección**.

La diferencia fundamental entre la transferencia de calor por conducción y por convección radica entonces en que: En la **convección**, las moléculas se desplazan de un lugar a otro, llevando consigo la energía y compartiéndola con las moléculas que encuentra en su trayectoria; mientras que en la **conducción**, las moléculas vibran alrededor de una posición fija, y sin desplazarse, comparten la energía ganada con sus vecinas y éstas a la vez con las suyas y así sucesivamente.

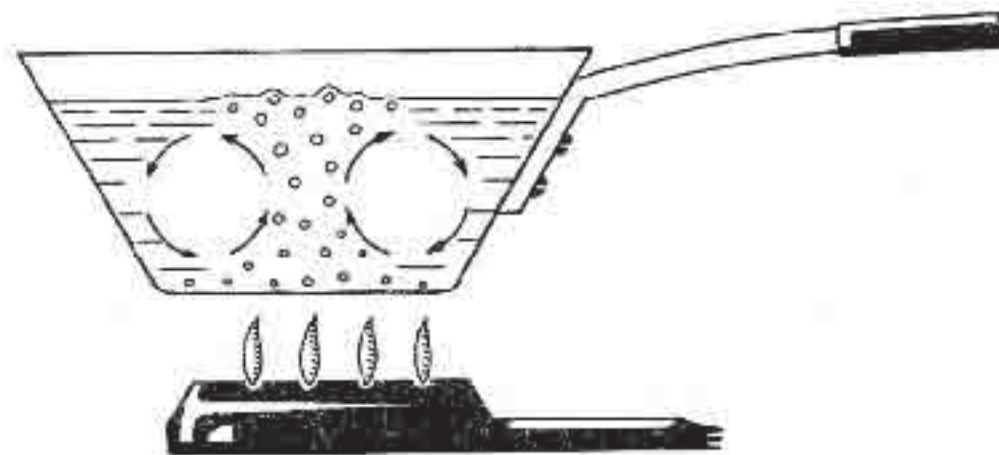


Figura 2. Corrientes de convección en un perol lleno de agua que se calienta sobre una estufa de gas.

En la vida práctica, la transmisión de calor por convección tiene grandes y variadas aplicaciones, que van desde la formación de los vientos hasta el funcionamiento de un refrigerador para mantener la temperatura en su interior; este fenómeno ordinario podemos verlo al calentar agua.

Transferencia de calor por radiación

A diferencia de la conducción y la convección, en la transferencia de calor por radiación, los cuerpos entre los cuales hay transferencia de calor no están en contacto térmico.

En la transferencia de calor por radiación, la fuente de calor genera ondas de energía que se propagan en el vacío. La energía de estas ondas, denominadas ondas electromagnéticas, viaja por el espacio y al encontrar un cuerpo material hace aumentar la vibración de sus moléculas, generando así el respectivo aumento de temperatura.

Por ejemplo, el Sol genera ondas electromagnéticas, algunas perceptibles al ojo humano (luz visible) y otras que no podemos ver. Estas ondas se propagan por el espacio hasta llegar a la atmósfera terrestre en donde ceden su energía a las moléculas de la atmósfera y éstas a su vez, por convección, transfieren su energía a sus vecinas hasta que dicha energía llega a la superficie terrestre.

Estas ondas irradiadas por el Sol son muy intensas y exponerse a ellas directamente es perjudicial para nuestros ojos y piel. La energía que porta una onda de estas es tal que podría deteriorar en muy poco tiempo los tejidos de nuestra piel, generando enfermedades tan graves como el cáncer.

La radiación de mayor energía irradiada por el Sol es la denominada radiación ultravioleta³. Esta radiación es filtrada en la atmósfera por la capa de ozono. Sin embargo, a causa de la contaminación y, en particular, por el uso de aerosoles, esta capa se ha venido deteriorando y como consecuencia los casos de cáncer en la piel y las alteraciones en las condiciones climáticas del planeta, son cada vez más frecuentes.

Por esto, es muy importante que ayudes a cuidar esta capa. La mejor manera de hacerlo es evitando el uso de aerosoles con sustancias que deterioren la capa de ozono y comentando en tu comunidad estos hechos para que todos ayudemos a proteger la atmósfera.

Todos los cuerpos, independientemente de su temperatura, tienen sus átomos o moléculas vibrando, por lo que también irradian energía.

Los cuerpos que se calientan rápido con el calor radiante reflejan muy poca de la energía que incide en ellos; éstos en general son cuerpos negros a la vista; también existen cuerpos que reflejan gran cantidad de la energía radiante que incide en ellos, por lo mismo se calientan poco; éstos en general son cuerpos de colores claros o de superficies pulidas (reflejantes).

Los cuerpos negros irradian la energía que absorben con mayor rapidez que los cuerpos claros, por esto su temperatura desciende más rápidamente.

³ Radiación de frecuencia mayor a la frecuencia de la luz violeta. Esta luz no es perceptible por el ojo humano.

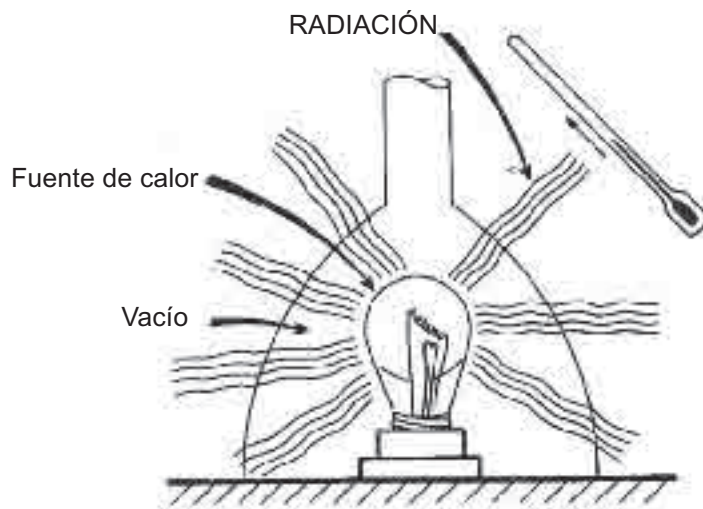


Figura 3. El calor se propaga en el vacío por radiación.

La transmisión de calor por radiación tiene gran importancia y utilidad en los invernaderos, ya que el mantener una temperatura superior a la ambiental, favorece el rápido desarrollo de las plantas.

5.3 EL CALOR Y LAS TRANSFORMACIONES FÍSICAS DE LOS ESTADOS DE LA MATERIA

Corresponde a la sesión de GA 5.46 (41.3.F) OTRA DE MIS FUNCIONES

Cuando un cuerpo absorbe o cede calor puede llegar a sufrir un cambio de estado, es decir pasar de un estado físico a otro; este tipo de fenómenos no involucra un cambio de la composición química de la materia. Un ejemplo es lo que sucede cuando se pone a hervir agua, en este caso se observa que el volumen de agua disminuye poco a poco y esto es debido a que se está evaporando.

Se sabe que cuando se calienta o enfría un objeto, sus moléculas se separan o cohesionan, respectivamente.

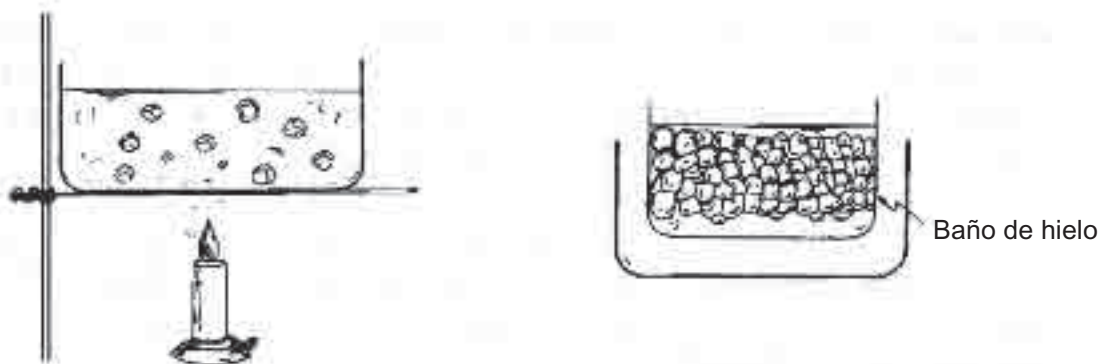


Figura 4.

El aplicar calor a una sustancia causa tal agitación en sus moléculas que es posible llegar a romper el orden de las mismas, provocando que éstas adquieran más energía y movimiento, con lo cual la sustancia cambia de estado. Este tipo de cambio de estado se conoce como **fusión**. Los sólidos que pasan a líquidos tienen características semejantes, por lo que se pueden enunciar las **leyes de la fusión**:

1. La temperatura a la que se produce la fusión es un valor característico de cada sustancia.
2. Durante la fusión es necesario seguir aplicando calor al material, hasta que se logre el cambio total al estado líquido; la cantidad de calor que se da por unidad de masa se denomina **calor latente de fusión**.
3. En el momento en que se produce la fusión y durante ella, la temperatura del sólido, del líquido y de la mezcla sólido-líquido es constante.

La **solidificación** es el fenómeno inverso a la fusión e implica la disminución de temperatura de un líquido para que éste pase al estado sólido. Y como ya se había mencionado, la temperatura a la cual se inicia la solidificación es la misma que se debe alcanzar para empezar la fusión.

Las moléculas de un líquido, que se someten a un aumento de temperatura, tienden a escapar y convertirse en vapor. Este cambio de fase se conoce como **vaporización**.

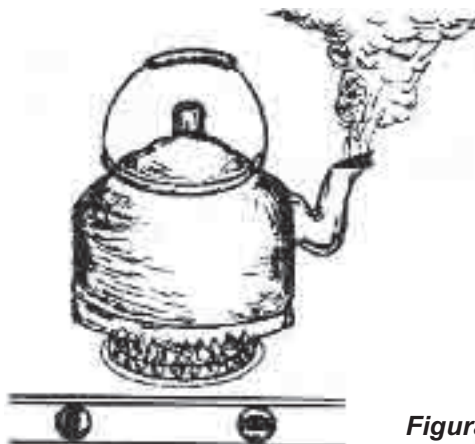


Figura 5.

La vaporización puede ocurrir de dos maneras: por **evaporación** o por **ebullición**. La evaporación es el cambio de estado que solamente se produce en la superficie del líquido, mientras que la ebullición es el cambio de fase que se produce en cualquier parte del líquido.

El fenómeno en el que a un vapor se le disminuye la temperatura hasta alcanzar un estado líquido se le conoce como **condensación**, y el mismo fenómeno, pero para un gas, se denomina **licuefacción**.

Se llama **sublimación** al cambio de estado de sólido a vapor de gas, sin pasar por el estado líquido.

Se conoce como deposición al cambio de estado de gas o vapor a sólido, sin pasar por el estado líquido.

En este tema sólo se vio cómo se producen cambio de estado al modificar la temperatura; no obstante, la modificación de la presión es otro factor de gran importancia para que se presenten estos fenómenos.

5.4 TRANSICIONES DE FASE: FUSIÓN Y EBULLICIÓN

Corresponde a la sesión de GA 5.47 (30.3.F) ¿A QUÉ HORA TE EVAPORAS?

Tal como hemos visto antes, tres de los estados de agregación (o fases) de la materia son gaseoso, líquido y sólido⁴. Si se varía la temperatura de una sustancia, es posible hacer que ésta pase de una fase a otra (transición de fase).

Por ejemplo, si calentamos un cubo de hielo, es decir, si aumentamos su temperatura hasta cierto punto, el agua del que está hecho pasará de la fase sólida a la fase líquida. Si continuamos cediendo calor al agua líquida para aumentar su temperatura, ésta llegará a un punto en el que el agua pasa de la fase líquida a la gaseosa.

Un aspecto muy importante para resaltar de las transiciones de fase es que **la temperatura a la cual una sustancia pasa de una fase a otra, depende de la presión a la que esté sometida la sustancia.**

Por ejemplo, si en un recipiente se tiene cierta cantidad de agua líquida a una atmósfera de presión, la temperatura necesaria para que el agua pase a la fase gaseosa es 100° C. Sin embargo, si reducimos la presión a la que está sometida el agua a menos de 1 atm de presión, la temperatura a la que se debe llevar el agua para pasarla a la fase sólida será menor de 100° C.

La explicación a este fenómeno puede darse claramente considerando que a menor presión las moléculas del agua requieren menor energía para liberarse, por lo que la temperatura a la cual ocurre la transición de fase es menor.

La temperatura a la cual una sustancia, a una presión equivalente a la presión atmosférica a nivel del mar (1 atm), pasa de la fase sólida a la líquida se denomina el **punto de fusión** de dicha sustancia. La temperatura a la cual una sustancia, a 1 atm de presión, pasa de la fase líquida a la gaseosa se denomina el **punto de ebullición** de dicha sustancia.

Otro aspecto importante de las transiciones de fase es que **los puntos de fusión y de ebullición NO dependen del volumen de la sustancia en transición.**

⁴ En realidad se conocen cinco estados de agregación. Además de los mencionados, existen el estado de plasma y los condensados Bose-Einstein (BEC), que estudiarás en cursos superiores.

Por ejemplo, un litro de agua a 1 atm de presión que recibe calor constantemente, hervirá al alcanzar los 100° C e igual lo hará medio litro de agua, dos litros de agua, o cualquier cantidad de agua que se quiera considerar, siempre y cuando esté sometida a la misma presión. La diferencia está, por supuesto, en que en cuanto menor sea la cantidad de agua, menor tiempo tomará llevar el agua al punto de ebullición.

En general, **cada sustancia tiene un punto de fusión que depende únicamente de la presión a la que esté sometida.**

Así, por ejemplo, el cobre tiene un punto de fusión de 1 085° C, y el estaño de 232° C. Al realizar una aleación entre ellos llamada metal de campana y el cual es un nuevo material, el punto de fusión será distinto del de los dos metales.

Otro ejemplo se tiene, con la nieve hecha con la mezcla de hielo y sal (NaCl). Su punto de fusión es menor que el del hielo.

5.5 EQUILIBRIO TÉRMICO

Corresponde a la sesión de GA 5.48 (23.3.F) SIEMPRE IGUAL

Ya vimos que la temperatura de un cuerpo depende de la energía cinética de las moléculas que lo constituyen. De igual forma vimos que si un cuerpo absorbe calor, la energía cinética de sus moléculas aumenta, aumentando así la temperatura del cuerpo.

Consideremos ahora la siguiente situación: imaginemos que en algún lugar existen solamente dos cuerpos. No hay atmósfera o cuerpo alguno con los que estos dos cuerpos puedan interactuar. Los dos cuerpos están aislados y sólo puede haber transferencia de calor entre sí.

Uno de los cuerpos (1) está a una temperatura T_1 y el otro cuerpo (2) a una temperatura menor T_2 ($T_1 > T_2$). Se colocan en contacto térmico los dos cuerpos y en razón de la diferencia de temperatura entre uno y otro, fluye calor del cuerpo 1 al cuerpo 2.

A medida que las moléculas del cuerpo 1 transfieren energía a las moléculas del cuerpo 2, la temperatura del cuerpo 1 disminuye y la del cuerpo 2 aumenta. En cierto momento, la temperatura del cuerpo 1 será igual a la del cuerpo 2 y por tanto cesará el flujo de calor entre los dos cuerpos. En tal caso se dice que los cuerpos 1 y 2 se encuentran en **equilibrio térmico**.

La temperatura final de los dos cuerpos, es decir, la temperatura de equilibrio (T), será entonces, un valor mayor que T_2 y menor que T_1 . Esto es $T_2 < T < T_1$.

5.6 MEDICIÓN DE LA TEMPERATURA

Corresponde a la sesión de GA 5.49 (26.3.F) FRÍO O CALIENTE

Los termómetros son aparatos que sirven para medir la temperatura de los cuerpos; aunque, en sentido estricto, más que un aparato para hacer mediciones es un instrumento para comparar temperaturas. Hay varios tipos de termómetros, algunos funcionan con sólidos, otros con líquidos y otros con gases, según su utilización específica; asimismo, su construcción se basa en los fenómenos de dilatación, contracción y equilibrio térmico. Los más comunes son de mercurio, alcohol, gases y metales.

En la antigüedad, se utilizaba el tacto para saber si un cuerpo se encontraba frío o caliente, pero de esta manera se obtenía una medida inexacta y muy relativa de la temperatura, ya que para algunas personas las cosas parecían calientes y para otras frías; además en otros casos, la temperatura no podía medirse mediante estos recursos, debido a las limitaciones propias del cuerpo humano, incapaz de soportar temperaturas extremas.

Algunos talleres de herrería, para determinar la temperatura, se basan en el color de las radiaciones que emiten los metales; ésta es una escala poco precisa pero bastante práctica para sus fines.

Galileo Galilei (1564 -1642) fue el primero en construir un termómetro, el cual, por cierto, no era preciso, ya que al medir sufría la influencia tanto de los cambios de presión como los de temperatura.

Los termómetros hechos con mercurio (también conocidos como **termómetros de máxima**) se utilizan para medir temperaturas desde -30°C hasta 350°C , ya que fuera de estos límites, el mercurio alcanza sus puntos de solidificación y evaporación, respectivamente, haciendo la lectura poco confiable. El mercurio es un elemento ideal para la construcción de termómetros por las siguientes razones:

1. Es un metal y, por tanto, buen conductor del calor.
2. A temperatura ambiente, se encuentra en estado líquido.
3. No moja el vidrio.
4. Su dilatación es constante, cosa que no sucede con otros líquidos como el agua.
5. Su calor específico⁵ es relativamente bajo, lo cual lo hace un material sensible a los cambios de temperatura.
6. Se extrae de la naturaleza con un alto grado de pureza.
7. Es de color gris, fácilmente visible a través del vidrio.

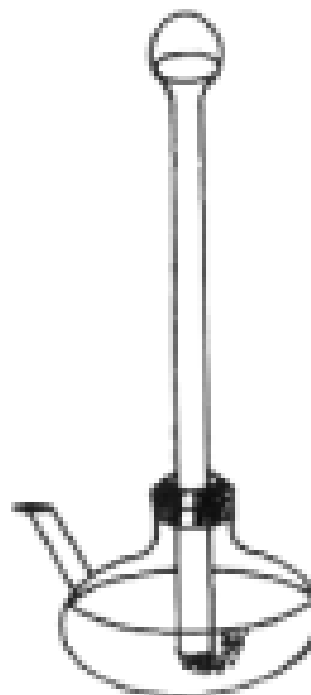


Figura 6.

⁵ Relación entre la cantidad de calor por unidad de masa que absorbe un cuerpo y la variación de temperatura que éste sufre.

En algunas ferias venden termómetros para bromas, hechos con líquido de diferentes colores, este líquido es por lo general alcohol. Los termómetros de alcohol se utilizan para medir la temperatura de las habitaciones y bajas temperaturas, las cuales no se pueden determinar con un termómetro de mercurio, por lo que este tipo de termómetros también se conoce como **termómetro de mínima**.

La construcción de termómetros, tanto de mercurio como de alcohol, consiste en un tubo capilar de vidrio en el cual se hace vacío; en uno de sus extremos existe una ampolleta con mercurio o alcohol, mientras que el otro está cerrado. Este aparato es capaz de percibir la temperatura del medio con el que se ponga en contacto gracias a que la sustancia que contiene adquiere un volumen determinado: cuando aumenta la temperatura, el líquido se dilata, alargándose dentro del tubo capilar; y cuando la temperatura disminuye, el líquido se contrae.



Figura 7.

Para graduar el **termómetro de mercurio** en escala centesimal (cien grados 100°) (Celsius) se le sumerge en un recipiente con hielo, de manera que el nivel indicado corresponderá a 0°C , para determinar el punto más alto se rodea al termómetro de vapores de agua hirviendo, y cuando se llega al equilibrio, este punto representará el nivel que se marca como 100°C ; después se procede a hacer divisiones en 100 partes iguales y, tomándolas como base, se puede prolongar la escala del termómetro con cantidades inferiores a 0° y superiores a 100° .

El **termómetro de alcohol** no puede graduarse como el de mercurio, porque el alcohol tiene un punto de ebullición de 78°C y a -100°C se vuelve pastoso; por ello, para determinar el cero y el resto de la escala, debe compararse con un termómetro de mercurio previamente graduado.

Los **termómetros de gas** son sumamente exactos, ya que los gases que se someten a un pequeño cambio de temperatura producen un gran cambio en su volumen; sirven para medir tanto altas como bajas temperaturas, aunque tienen la desventaja de que son afectados por las modificaciones de la temperatura ambiental, pues son altamente sensibles. Con estos termómetros se pueden medir temperaturas de aproximadamente -200°C hasta 1800°C . En general, están hechos con gases como: hidrógeno, helio o nitrógeno. Por su costo y difícil manejo, este tipo de termómetros es de uso casi exclusivo de la industria.

Los instrumentos de medición para altas temperaturas tales como termómetros de gases o de metales reciben también el nombre de pirómetros.

Según su uso, los termómetros se clasifican en termómetros de laboratorio, clínicos,

climáticos e industriales. A continuación una breve descripción de cada uno de ellos.

Termómetro de laboratorio: está hecho de mercurio y su graduación va de -10°C hasta 110°C .

Termómetro clínico: también está hecho de mercurio y sirve para medir la temperatura de las personas; su escala va de 34°C hasta 42°C y cada grado está dividido en décimos para facilitar su lectura. En este tipo de termómetro, el tubo capilar es lo suficientemente angosto como para que el mercurio pase a través de él solamente bajo presión, ya sea como producto de la expresión térmica cuando se coloca a una persona o de la fuerza “centrífuga” que se ejerce cuando éste se sacude al terminar de hacer la lectura.

Termómetro climático: son termómetros de alcohol y se usan para medir la temperatura de las habitaciones; algunas veces éste se tiñe para hacerlo más vistoso. Estos también se emplean para medir temperaturas inferiores a la de la solidificación del mercurio, ya que se pueden realizar lecturas hasta de -80°C .

Termómetro industrial: en el área industrial se utilizan tanto termómetros de gas como de metal.

El termómetro de gas se basa en la disminución de la presión de éste cuando disminuye la temperatura y es altamente preciso, pero requiere muchos cuidados y su uso es complejo. Registra temperaturas que van de 200°C hasta $1\ 800^{\circ}\text{C}$ y se pueden hacer de nitrógeno, hidrógeno ó helio.

El termómetro de metal, en general, se usa para medir altas temperaturas, las mismas que pueden llegar hasta los $2\ 000^{\circ}\text{C}$ y son elaborados de hierro, platino o iridio.

Muchas veces, por razones prácticas, en la fundición de metales se establece una temperatura aproximada con base en el calor que irradia el cuerpo caliente.

Escalas de temperatura

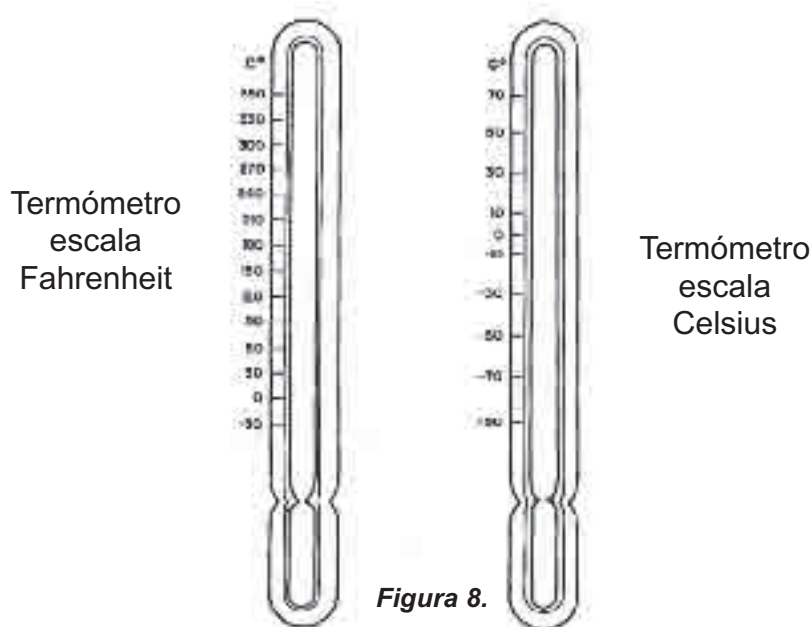
Desde que el ser humano se percató que la temperatura de un cuerpo se podía medir, se dio la tarea de inventar y fabricar diversos instrumentos que le permitieran este fin. Sin embargo, tropezó con el problema de cómo formar una escala. Uno de los primeros intentos por encontrar una fue poner dos muescas a un tubo, cerrado herméticamente, que contenía algún gas o alcohol; entre estas muescas se hicieron marcaciones a distancias iguales teniendo, así, una escala arbitraria. Algunos formaban sus termómetros con escalas de siete divisiones, algunos otros con ocho o doce de ellas. Galileo propuso una escala de ¡360 divisiones!

En la actualidad se utilizan termómetros con escalas bien definidas; dentro de éstas se encuentran la Fahrenheit, la Celsius y la Kelvin. La temperatura de las dos primeras se representa con la letra minúscula (t) y las estudiaremos en este curso por ser las más usadas en nuestro medio.

La escala Fahrenheit fue establecida por Gabriel Daniel Fahrenheit, quien tomó como referencia el punto más frío que se obtiene al mezclar agua con sal y la temperatura de una persona sana. Esta escala se modificó y tomó como parámetros la temperatura a la que se congela el agua ($32\text{ }^{\circ}\text{F}$) y el punto de ebullición de la misma ($212\text{ }^{\circ}\text{F}$), a una atmósfera de presión (1 atm). Tiene por tanto 180°F .

La escala Celsius en honor a Anders Celsius, quien propuso que entre el punto de congelación y el punto de ebullición del agua a 1 atm de presión, se dieran 100 divisiones (100°C).

La escala Celsius se acepta mundialmente para su aplicación en trabajos de laboratorio y se utiliza de manera práctica en casi todos los países del mundo, con excepción de los Estados Unidos e Inglaterra, donde se utiliza la escala Fahrenheit.



Como Estados Unidos es un país a la vanguardia en la investigación científica y la escala que maneja es la Fahrenheit, es necesario aprender a transformar los grados Fahrenheit a grados Celsius.

Para poder realizar esta conversión de grados, se deben tomar parámetros que nos den la relación entre ambas escalas; así se determina que al introducir dos termómetros en hielo, uno con escala Fahrenheit y otro con escala Celsius, éstos nos dan una lectura de $32\text{ }^{\circ}\text{F}$ y $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, respectivamente. La relación que se encuentra es que a $32\text{ }^{\circ}\text{F}$ corresponden $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Si ahora se meten los termómetros en agua hirviendo, éstos dan una lectura de $212\text{ }^{\circ}\text{F}$ y $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, respectivamente; con esta determinación se obtiene otra relación: a $212\text{ }^{\circ}\text{F}$ corresponden $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

El intervalo que se observa en las lecturas obtenidas de cada termómetro es de $180\text{ }^{\circ}\text{F}$ y $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, respectivamente, dando una relación de 9:5; esto es, que cada 9 divisiones en grados Fahrenheit es igual a 5 divisiones en grados Celsius.

De acuerdo con lo anterior, si denominamos c a la temperatura en la escala Celsius y f a la temperatura en la escala Fahrenheit, se obtiene la siguiente relación entre las dos escalas:

$$\frac{c}{5} = \frac{f - 32}{9} \quad (1)$$

o lo mismo que:

Fórmula general para la conversión de escalas de temperatura **Fahrenheit a Celsius.**

$$c = \frac{5(f - 32)}{9} \quad (2)$$

Fíjate que de otra forma, despejando f en la expresión (1), la relación entre estas dos escalas también se puede expresar como:

Fórmula general para la conversión de escalas de temperatura **Celsius a Fahrenheit.**

$$f = \left(\frac{9c}{5} + 32 \right) \quad (3)$$

Ejemplo 1: La lectura termométrica de un líquido es 104°F . ¿Qué lectura se obtendrá de la temperatura de dicho líquido con un termómetro en la escala Celsius?

El problema se puede resolver convirtiendo los 104°F a grados Celsius. Para hacer esto, sustituimos en la relación (2). Es decir:

$$c = \frac{5(f - 32)}{9}$$

Remplazando: $f = 104$, se tiene que

$$c = \frac{5(104 - 32)}{9} = \frac{5(72)}{9} = 5(8) = 40^\circ\text{C}$$

Si al líquido se le hubiera medido la temperatura con un termómetro en la escala Celsius la lectura sería de 40°C .

Ejemplo 2: la temperatura media del cuerpo humano es de 37°C . Exprésese esta temperatura en grados Fahrenheit.

Para realizar esta conversión utilizamos la expresión (3), así,

$$f = \left(\frac{9c}{5} + 32 \right)$$

Reemplazando $c = 37$, se tiene que

$$f = \frac{9(37)}{5} + 32 = 66.6 + 32 = 98.6^\circ\text{F}$$

5.7 MÁQUINAS TÉRMICAS

Corresponde a la sesión de GA 5.50 (43.3.F) SOY IDEAL

A través de la observación de fenómenos tan sencillos como el “calentamiento que sufren las manos al frotarlas vigorosamente, algunas personas se percataron de que de manera inversa el calor podría transformarse en trabajo mecánico cuestión de la que da cuenta la **primera ley de la termodinámica**, que establece que del total del calor absorbido por un sistema, cierta parte se transforma en trabajo y el restante se manifiesta en aumento de la energía interna⁶ de dicho sistema.

Así, por ejemplo, un aparato que funciona al suministrársele energía en forma de calor (una locomotora, por ejemplo), convierte parte del calor absorbido en trabajo efectivo que realiza el aparato (por ejemplo, hacer girar unos piñones) y el resto del calor absorbido hace que la temperatura del aparato aumente y, asimismo, su energía interna.

De esto se concluye que ninguna máquina podría realizar tanto trabajo como energía recibe. Siempre existirá una parte de la energía absorbida que se convierte en incremento de la energía interna de la máquina.

Por otra parte, si consideramos que el funcionamiento de cualquier máquina conlleva pérdidas de energía por fricción, por disipación de calor hacia el contorno de la máquina, podemos concluir que es imposible que una máquina realice tanto trabajo como energía recibe, lo cual constituye la **segunda ley de la termodinámica**.

Si definimos **eficiencia** como la razón entre el trabajo que realiza una máquina y la energía que ésta recibe, la Segunda Ley de la termodinámica se puede expresar

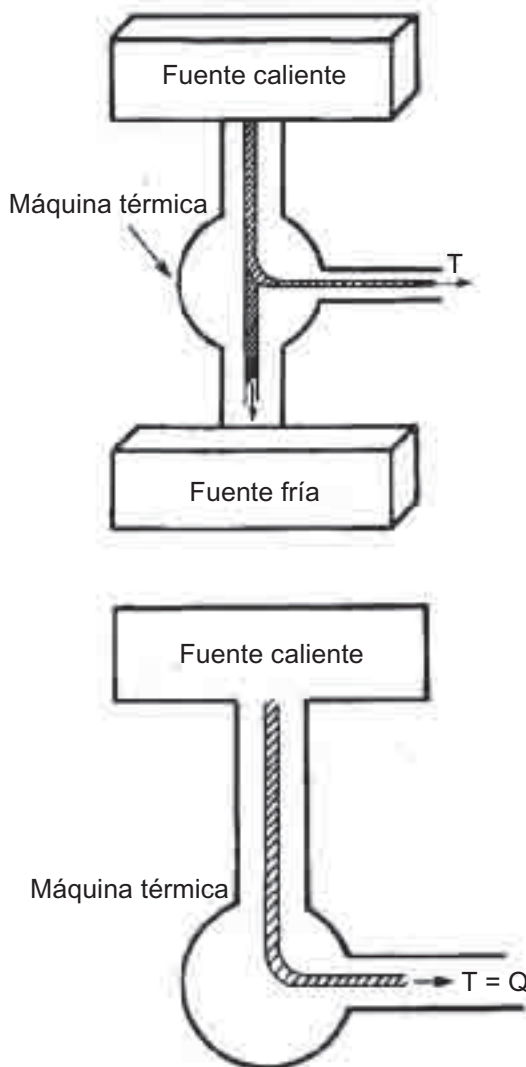


Figura 9. Esquemas de máquinas térmicas.

⁶ Puede entenderse como la energía mecánica microscópica de un sistema. Es decir, la energía cinética y potencial de las moléculas o átomos de los que está conformado el sistema.

como sigue: *es imposible construir una máquina cuya eficiencia sea igual a 100%*, porque existen factores que impiden que toda la energía consumida se convierta en trabajo.

Si denominamos Q a la cantidad de energía que absorbe cierta máquina (que puede ser calor en el caso de las máquinas térmicas) y W el trabajo que ésta realiza al recibir Q unidades de energía, de acuerdo con la definición anterior, la eficiencia (η) de esta máquina está dada por

$$\eta = \frac{W}{Q} \times 100\%$$

Así, es claro que la única manera de que la eficiencia de una máquina pueda ser igual a 1, es que el trabajo que realiza sea igual a la cantidad de energía que recibe, lo cual es físicamente imposible (Segunda ley de la termodinámica).

Las máquinas térmicas son aquellas que para su funcionamiento utilizan un gas en expansión o vapor. Estas máquinas tienen en común que para su funcionamiento toman una cierta cantidad de calor de la fuente caliente que lo proporciona, una parte de este calor es empleado para producir trabajo mecánico y lo que resta lo absorbe la fuente fría (ver esquemas figura 9).

La máquina térmica será más eficiente cuando convierta la mayor cantidad posible de calor suministrado en trabajo efectivo. Un motor de gasolina alcanza una eficiencia del 30%, y una locomotora de vapor el 10%.

Las máquinas térmicas en general se clasifican en máquinas de combustión interna, y de combustión externa; las primeras son aquellas en que el calor se produce dentro de las mismas, como en el caso de los automóviles y los aviones. Las máquinas de combustión externa utilizan comúnmente vapor de agua que se calienta fuera de la máquina; tal es el caso de la turbina de vapor.

Las máquinas térmicas tienen gran importancia porque son utilizadas para realizar trabajo mecánico a gran escala en un período más corto y a un costo menor; el transporte evolucionó en gran forma con este tipo de máquinas.

5.8 FUNCIONAMIENTO DEL REFRIGERADOR

Corresponde a la sesión de GA 5.51 (44.3.F) AQUÍ TE QUITO EL CALOR

El refrigerador es una máquina térmica muy conocida por su gran utilidad en la industria alimentaria y en el hogar; conserva los alimentos en buen estado por un período mayor.

El funcionamiento del refrigerador es inverso de cualquier máquina térmica, pues absorbe calor de un recinto a baja temperatura y lo expulsa a otro recinto a mayor temperatura. Aunque parece que este procedimiento contradice las leyes de la termodinámica en cuanto

que el calor debería fluir del recinto de mayor temperatura al de menor, la existencia de una máquina (motor) que realiza trabajo hace posible este procedimiento.

Para que un refrigerador funcione necesita la presencia de un refrigerante; se denomina así a la sustancia gaseosa que en el momento que la presión aumenta o disminuye la temperatura, se licua. Entre los refrigerantes comunes se encuentra el amoníaco, el dióxido de azufre, y el cloruro de metilo. El freón 12 es el refrigerante utilizado en los refrigeradores domésticos.

El funcionamiento de cualquier refrigerador con sistema común es el siguiente: por medio de la bomba (compresor) se comprime al gas refrigerante, éste pasa a un condensador en donde se enfría y licua a base de agua circulante o por medio de un ventilador eléctrico, el líquido obtenido se almacena en el tanque, para después pasar por la válvula de estrangulamiento donde se provoca el descenso repentino de temperatura y presión; conforme fluye el líquido condensado por el serpentín evaporador, absorbe una cierta cantidad de calor de los cuerpos que están a su alrededor para provocar un descenso en su temperatura, el gas o vapor caliente fluye al compresor nuevamente y así se repite este proceso o ciclo indefinidamente.

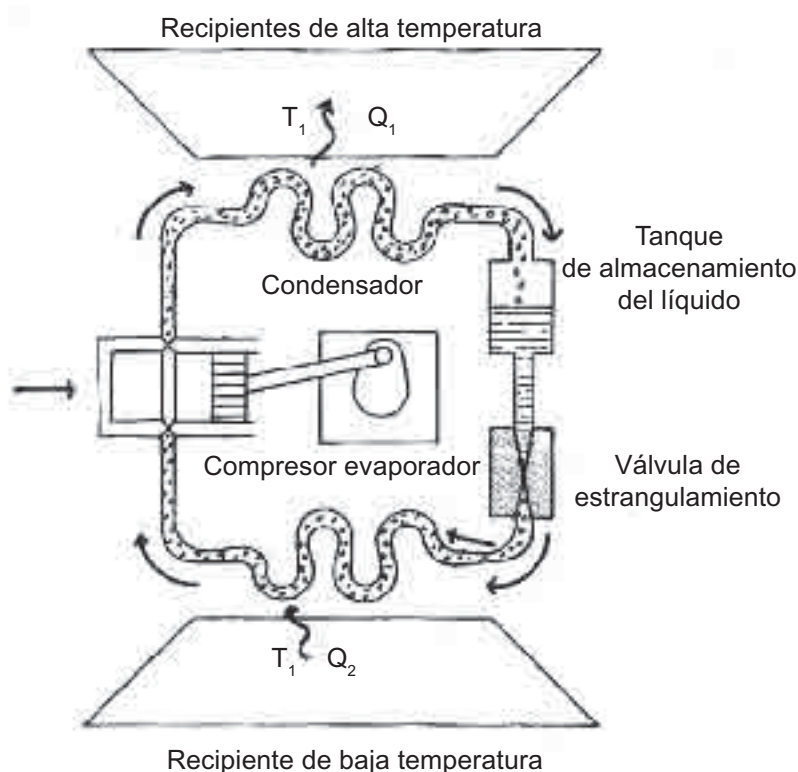


Figura 10. Esquema del funcionamiento del refrigerador.

El proceso de descomposición de los alimentos por bacterias, fermentación, o mohos no cesa ni a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, por lo que se recomienda tener cuidado con el manejo de éstos al deshielarse porque su descomposición será más rápida.

Capítulo 6

AHORRANDO ENERGÍA



En octubre de 1957 apareció una noticia que conmocionó al mundo y cambió una vez más la visión de los hombres: la entonces Unión Soviética había puesto un satélite en órbita, el Sputnik.

El sueño que Leonardo da Vinci plasmó en sus dibujos y que Julio Verne inmortalizó en su novela *Viaje a la Luna* se hacía realidad y coronaba una historia que empezó hace menos de 20 000 años, cuando los hombres de entonces emplearon una vara como extensión de sus brazos.

En este capítulo estudiaremos cómo la creación de algunas máquinas simples le ha permitido a la humanidad reducir el esfuerzo físico que le significa desarrollar las tareas diarias.

“La física ha revolucionado la vida práctica... dando lugar a que el ser humano pueda librarse al fin de la carga que supone el rudo trabajo físico”.

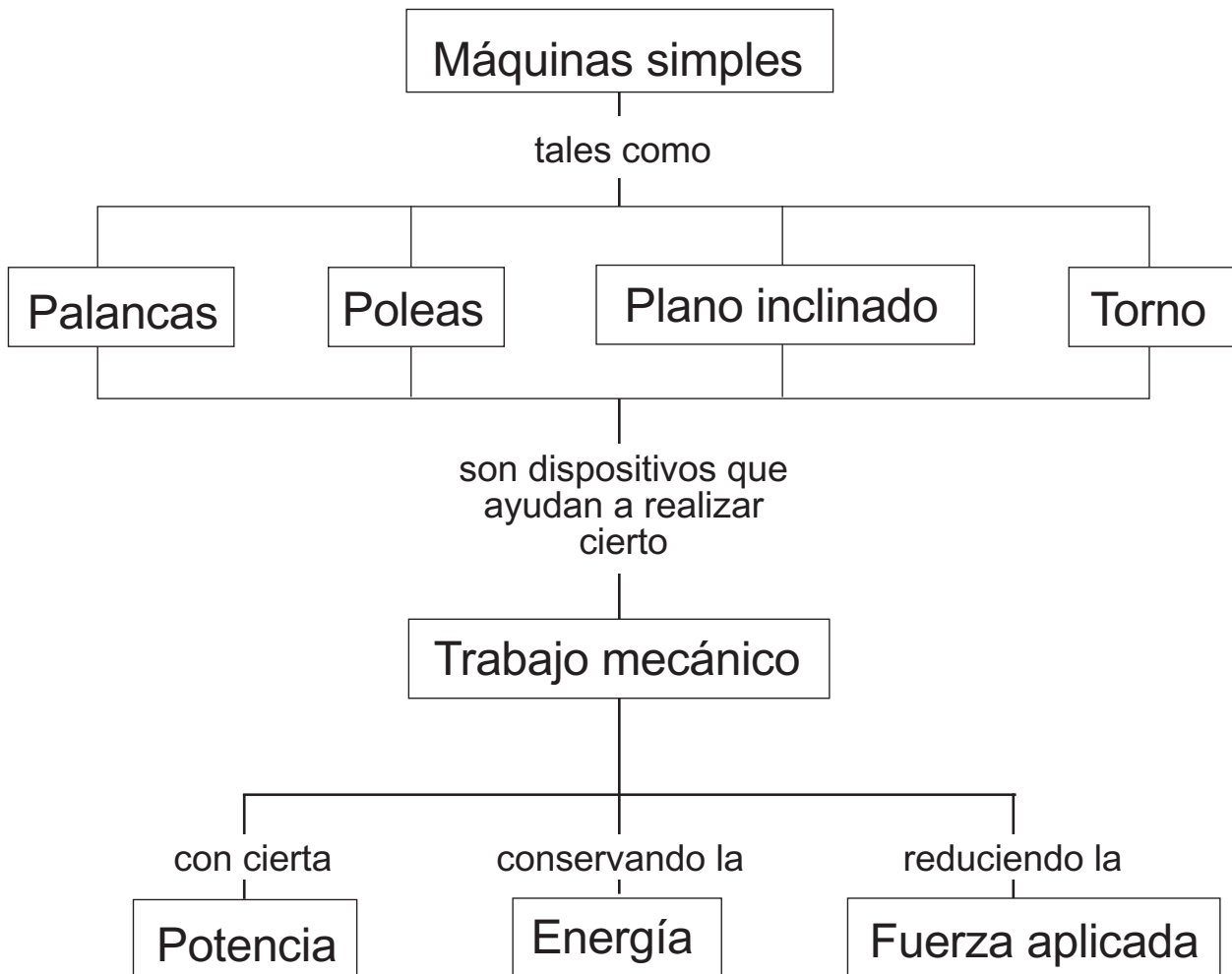
ALBERT EINSTEIN.

PRESENTACIÓN

En gran parte de las labores cotidianas, aplicaciones de máquinas mecánicas simples como poleas, palancas y tornillos están presentes en aparatos y objetos como destapadores, cortauñas, puertas, sacacorchos, abrelatas, etc.

Comprender el funcionamiento de dichas máquinas y el impacto de su utilización en nuestras tareas diarias, requiere el conocimiento de algunos conceptos básicos como trabajo, energía, potencia mecánica y ventaja mecánica, los cuales estudiaremos a lo largo de este capítulo.

El siguiente es un mapa conceptual que exhibe de manera general estos conceptos y las relaciones existentes entre ellos.



6.1 EL TRABAJO MECÁNICO

Corresponde a la sesión de GA 6.52 (69.2.F) TRABAJO SIN PAGA

En nuestro contexto cotidiano, la palabra trabajo tiene una connotación laboral. Si se dice trabajo mecánico, uno podría entender que se trata de un empleo en la mecánica o uno con tareas monótonas.

No obstante, en física, el sentido de esta expresión es distinto. Aunque tiene algunos puntos en común con el sentido cotidiano de la expresión que podría ayudarnos a familiarizar con el concepto físico del trabajo, se debe tener cuidado, pues estos puntos de encuentro también nos pueden conducir a confusiones.

El trabajo mecánico es un concepto relacionado con la capacidad que tienen las fuerzas para generar movimiento.

En términos generales, **una fuerza ejercida sobre un cuerpo hace trabajo si dicho cuerpo se desplaza en la dirección de la fuerza aplicada.**

Debemos tener en cuenta que, de acuerdo con esta definición, quienes hacen trabajo mecánico son las fuerzas. En este sentido, no es correcto decir que una persona o un objeto hace trabajo. Lo que deberíamos decir es que la fuerza ejercida por una persona o por un objeto hace trabajo.

En la situación ilustrada en la figura 1, un hombre sostiene una pesa a media altura.



Figura 1. La fuerza con la que el hombre sostiene la pesa no hace trabajo por que no hay.

La fuerza que ejerce el hombre a la pesa (representada con la flecha) es vertical hacia arriba. Mientras la pesa permanezca sin moverse, esta fuerza no hace trabajo.

En el trayecto durante el cual el hombre levanta la pesa, la dirección de la fuerza que le ejerce a la pesa es vertical hacia arriba. En este caso, la fuerza sí hace trabajo. El trabajo que hace la fuerza en esta situación es positivo, porque la pesa se desplaza en la misma dirección de la fuerza aplicada.

En el trayecto durante el cual el hombre baja la pesa, la fuerza ejercida por él tiene dirección contraria al desplazamiento de la pesa. En este caso, el trabajo realizado por la fuerza es negativo.

¿Existe alguna otra fuerza actuando sobre la pesa que haga trabajo? ¡Sí!, el peso. El peso que ejerce la Tierra sobre la pesa siempre es vertical hacia abajo. En el trayecto durante el cual el hombre sube la pesa, la dirección de la fuerza gravitacional es contraria a la dirección del

desplazamiento que experimenta la pesa. Por tanto, en este caso la fuerza gravitacional hace trabajo negativo sobre la pesa.

En el trayecto durante el cual el muchacho baja la pesa, la fuerza gravitacional y el desplazamiento de la pesa tienen igual dirección, de modo que el trabajo realizado por la fuerza gravitacional sobre la pesa es positivo.

Mientras el muchacho sostenga la pesa sin moverse, la fuerza gravitacional no hace trabajo sobre la pesa.

Imaginémonos ahora que el muchacho patina sobre una superficie horizontal sosteniendo la pesa a una altura fija. En este caso, ¿la fuerza gravitacional realiza trabajo sobre la pesa?

Aunque la pesa se desplaza, la dirección del desplazamiento es perpendicular a la de la fuerza gravitacional. Como la pesa no se mueve ni hacia arriba ni hacia abajo, la fuerza gravitacional **NO** hace trabajo sobre la pesa.

Esta situación nos permite resaltar la importancia de tener en cuenta la dirección del desplazamiento respecto a la de la fuerza aplicada para determinar si dicha fuerza realiza o no trabajo.

La cantidad de trabajo que realiza una fuerza depende de la magnitud de la fuerza y del desplazamiento **en la misma dirección de la fuerza aplicada**, que experimenta el cuerpo sobre el cual se está ejerciendo la fuerza.

En síntesis, el trabajo (T) que realiza una fuerza (F) sobre un cuerpo es igual al producto de la magnitud de dicha fuerza ejercida sobre el cuerpo, por la magnitud del desplazamiento (d) que experimenta el cuerpo **en la misma dirección de la fuerza aplicada**. Es decir,

$$T = F \cdot d$$

Como podrás ver con mayor detalle en cursos posteriores, el trabajo mecánico y la energía están estrechamente relacionadas entre sí. Por esta razón, las unidades de medida del trabajo son las mismas utilizadas para medir energía, es decir, el joule.

Si una fuerza de 1 newton (1 N) ejercida sobre un cuerpo hace que éste se desplace un metro (1 m) en la dirección de la fuerza aplicada, el trabajo que realiza esta fuerza sobre el cuerpo vale 1 joule que se abrevia así: 1 J. Es decir,

$$(1 \text{ N}) \cdot (1 \text{ m}) = 1 \text{ J}$$

Ejemplo:

Supongamos que el muchacho de la figura 1 sube por las escaleras de un edificio desde el primer piso hasta la terraza que se encuentra a 40 metros de altura. Sabiendo que la

longitud de la escalera es de 100 metros y que el peso de la pesa es de 20 newton, ¿cuánto trabajo realiza la fuerza gravitacional sobre la pesa durante el ascenso?

Dado que la dirección de la fuerza gravitacional es vertical, solamente debemos tener en cuenta el desplazamiento vertical de la pesa que en este caso es la altura del edificio, 40 m. No importa qué trayectoria haya seguido el muchacho ni qué distancia haya recorrido. Todo lo que se debe tener en cuenta para calcular el trabajo realizado por el peso, es el desplazamiento vertical alcanzado.

De acuerdo con el análisis anterior, el trabajo realizado por la fuerza sobre la pesa es igual a

$$T = -F \cdot d$$

$$T = (-20 \text{ N}) (40 \text{ m})$$

$$T = -800 \text{ N(m)}$$

Dado que $1 \text{ N m} = 1 \text{ J}$, entonces

$$T = -800 \text{ J}$$

(El signo(-) obedece al hecho que la fuerza gravitacional y el desplazamiento tienen direcciones opuestas).

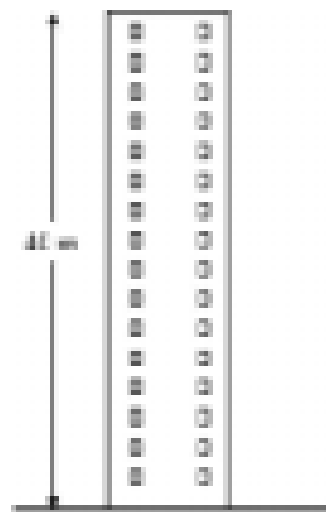


Figura 2.

6.2 LA POTENCIA MECÁNICA

Corresponde a la sesión de GA 6.53 (81.2.F) ¡AHORRO DE POTENCIA!

En la práctica, conocer el tiempo en que se realiza un trabajo es importante, pues generalmente existe interés en que éste se realice en el menor tiempo posible.

Frecuentemente se escuchan comentarios como los siguientes: un automóvil puede desarrollar una potencia de 300 caballos de fuerza; o bien que un avión de hélice para transporte desarrolla una potencia máxima de 2 500 caballos de fuerza en cada uno de sus motores.



Figura 3. Un caballo de fuerza es una unidad de medida de la potencia mecánica.

El término **caballo de fuerza** fue introducido por vez primera por el inventor escocés James Watt, quien desarrolló la primera máquina de vapor de uso común en 1769; sin embargo, cabe mencionar que no fue él quien la inventó. Cuando Watt era niño ya se usaba la máquina de vapor para sacar el agua de las minas inglesas, pero era poco efectiva.

La máquina de vapor surgió porque era necesario cubrir una necesidad específica, ya que al incrementarse el consumo de carbón, las minas de donde se extraía se hicieron más profundas, y esta misma profundidad hacía que se llenaran de agua que manaba del suelo, por lo que era necesario el bombeo constante de ella.

Al principio, este trabajo se realizaba utilizando caballos, pero como este método no era muy efectivo, porque era muy lento, se necesitó desarrollar otros métodos nuevos y mejores.

Dado que algunos caballos son más fuertes que otros, Watt decidió comparar la potencia de su máquina de vapor con el trabajo realizado por éstos, pues en ese tiempo no se conocía la **unidad de potencia**; para ello Watt llevó dos finos corceles al campo, midió la máxima cantidad de trabajo que podían realizar en un intervalo de tiempo determinado y encontró que cada caballo era capaz de levantar una masa de 14 969 kg a una altura de 30.5 cm en un minuto; a esta unidad se le llamó caballo de fuerza y se abrevia con hp por sus siglas en inglés “*horse power*”.

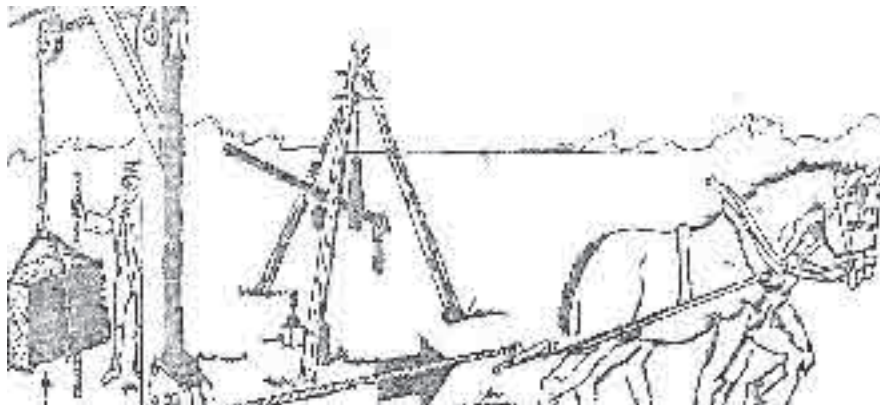


Figura 4.

Por tanto, cuando se habla de la capacidad de funcionamiento de un automóvil, de un avión o de un motor eléctrico, generalmente no se hace referencia a ello en términos de trabajo o de energía, sino en términos de la potencia que desarrollan.



Figura 5. La potencia que desarrolla un avión comercial es de 2 500 hp en cada motor.

Si dos máquinas realizan el mismo trabajo con la misma perfección, generalmente se preferirá la más rápida. De ahí que la potencia se defina como “**la rapidez con que se realiza un trabajo**”; el valor de la potencia está dado por el trabajo efectuado en la unidad de tiempo.

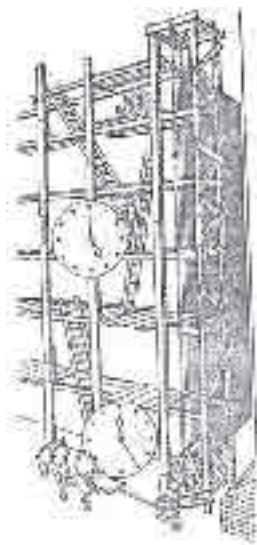


Figura 6. La potencia es la rapidez con que se realiza trabajo.

En cuanto mayor sea el trabajo desarrollado por la máquina en un intervalo de tiempo determinado, mayor es su potencia y cuanto menor sea el tiempo que tarda una máquina en desarrollar un trabajo determinado, mayor es su potencia.

De acuerdo con esto, la potencia (P) que desarrolla una máquina que desarrolla un trabajo (T) en un tiempo (t) se calcula así:

$$P = \frac{T}{t}$$

Si una persona o una máquina cualquiera, hace un trabajo equivalente a 1 joule en 1 segundo, entonces la potencia desarrollada es de 1 watt (1 vatio).

El watt (vatio) es por tanto la **unidad de potencia** y su símbolo es **W**.

Ejemplo:

¿A cuánto equivale, en watts(vatios), la potencia máxima que puede desarrollar un fino corcel?

De acuerdo con la experiencia de James Watt, el trabajo que realiza cada caballo es igual a la fuerza necesaria para levantar una masa de 14 969 kg multiplicada por la distancia que se eleva que es de 30.5 cm.

La fuerza mínima, necesaria para levantar una masa de 14 969 kg es el peso de dicha masa. Dado que el peso de un cuerpo es igual al producto de su masa por la aceleración gravitacional, el peso de esta masa es

$$\begin{aligned}
 F &= \text{Peso} \\
 F &= \text{Peso} = (\text{masa}) \cdot (\text{aceleración gravitacional}) \\
 F &= \text{Peso} = (14\,969 \text{ kg}) \cdot (9,8 \text{ m/s}^2) \\
 F &= \text{Peso} = 146\,696.2 \text{ N}
 \end{aligned}$$

Ahora el trabajo que realiza esta fuerza F al elevar dicha masa a una altura de 30.5 cm (0.305 m) es

$$\begin{aligned}
 T &= F \cdot d \\
 T &= (146\,696.2 \text{ N}) \cdot (0.305 \text{ m}) \\
 T &= 44\,742.341 \text{ J}
 \end{aligned}$$

De acuerdo con esto, la potencia que desarrolla un caballo al realizar un trabajo de 44 742.341 J en 1 minuto (60 s) es

$$\begin{aligned}
 P &= \frac{T}{t} = \frac{44\,742.341 \text{ J}}{60 \text{ s}} \\
 P &= 745.7 \text{ W}
 \end{aligned}$$

Según esto, una potencia de 1 hp equivale a 745.7 W. Es decir que la potencia máxima que puede desarrollar un caballo es, aproximadamente, la mitad de la que puede desarrollar una hornilla eléctrica, la cual generalmente es de 1 500 W de potencia, o más.

6.3 MÁQUINAS SIMPLES

Corresponde a la sesión de GA 6.54 (82.2.F) LAS MÁS SIMPLES

Las máquinas son mecanismos que nos permiten realizar de manera más fácil las labores que exigen aplicar una fuerza, ya sea simplemente porque proporcionan comodidad para ejercer dicha fuerza o porque reducen la fuerza que se debe ejercer para realizar cierta labor.



Toda máquina funciona si se realiza trabajo sobre ella (¿recuerdas las leyes de la termodinámica?) y aunque éstas no pueden multiplicar el trabajo que realizamos sobre ellas, sí pueden multiplicar la fuerza que aplicamos o permitirnos mayor comodidad a la hora de desarrollar una labor.

En caso que las máquinas nos sirvan para reducir la fuerza que debemos hacer, se dice que éstas ofrecen cierta ventaja mecánica.

Figura 7. Gracias a la base que ha dejado el estudio de las máquinas simples, contamos hoy día con máquinas complejas como este sistema de engranajes.

La **ventaja mecánica** es la relación entre la fuerza que hace funcionar la máquina y la fuerza que la máquina puede ejercer. Por ejemplo, una máquina que nos permita duplicar la fuerza que ejercemos, es una máquina con una ventaja mecánica igual a 2 ó mejor, 1:2. Si la máquina reproduce tres veces la fuerza que ejercemos sobre ella, ésta tendrá una ventaja mecánica de 1:3. Por último, una máquina a la cual se aplican 20 N y ejerce 30N es una máquina con ventaja mecánica 2:3, etc.

El funcionamiento de toda máquina está expuesto a pérdidas de energía por fricción o por disipación de calor. En este sentido, no es posible construir una máquina cuyo trabajo realizado sea exactamente igual al trabajo realizado sobre ella.

Si se desprecia la pérdida de energía que tiene lugar en el funcionamiento de una máquina, es fácil calcular, de acuerdo con las características de una máquina, la ventaja mecánica que ésta ofrece.

Por supuesto, esta cantidad sería ideal por lo que recibe el nombre de **ventaja mecánica ideal** (VMI).

Otra manera de expresar la VMI es mediante una fracción entre el valor de la fuerza que hace la máquina dividida por el valor de la fuerza que se ejerce sobre la máquina. Es decir,

$$VMI = \frac{\text{valor de la fuerza ejercida por la máquina}}{\text{valor de la fuerza ejercida sobre la máquina}}$$

En la vida diaria son varias las máquinas simples que utilizamos para el desarrollo de nuestras tareas. Por ejemplo, cortaúñas, gatos mecánicos, palancas, tornos, poleas, tijeras, depiladores, carretillas, tornillos, destornilladores, pinzas, ganchos para presionar la ropa, etc.

En las sesiones siguientes estudiaremos las características de estas máquinas simples y aprenderemos a utilizar acoplamientos de máquinas simples para generar máquinas menos simples.

6.4 LAS PALANCAS Y SUS APLICACIONES

Corresponde a la sesiones de GA 6.55 (83.2.F) ¡DADME UNA PALANCA Y YO HAGO LO DEMÁS! y 6.56 (84.2.F) ¿DE VERAS FUNCIONA?

Unas de las máquinas más simples pero a la vez más útiles son las palancas. Una palanca se puede construir con una barra rígida y un punto fijo sobre el cual pueda apoyarse la barra para girar.

Las palancas sirven, por ejemplo, para multiplicar la fuerza ejercida sobre uno de los extremos de la barra y levantar así un objeto pesado colocado sobre el otro extremo.

El punto fijo sobre el cual se apoya la barra rígida para girar se denomina punto de apoyo. En la palanca ilustrada a continuación (ver figura 9), el punto de apoyo de la palanca está en medio del punto sobre el cuál se ejerce fuerza sobre la barra y el punto sobre el que descansa el objeto que se quiere levantar.

A este tipo de palanca se llama palanca de primer grado o género.

Tal como vimos en la sesión anterior, el trabajo que se realiza sobre esta máquina es igual al trabajo que ella realiza.



Figura 8. La palanca: la más simple de las máquinas.

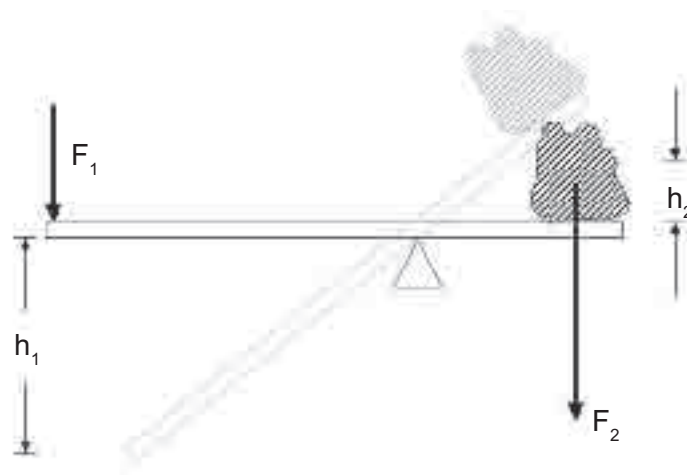


Figura 8. Palanca de primer género.

En este caso, el trabajo realizado sobre la palanca es igual al producto del valor de la fuerza F_1 por el desplazamiento de la palanca en la misma dirección de la fuerza; es decir,

$$T_1 = F_1 \cdot h_1$$

Del mismo modo, el trabajo que hace la palanca sobre el objeto es igual al peso del objeto (F_2) por la distancia que recorre en dirección vertical. Es decir,

$$T_2 = F_2 \cdot h_2$$

Teniendo en cuenta que estas dos cantidades son iguales, se cumple que

$$F_1 \cdot h_1 = F_2 \cdot h_2$$

Siendo que h_1 es mucho más grande que h_2 , se debe cumplir que F_1 sea mucho más pequeña que F_2 y así se satisface la igualdad.

Ahora, la distancia entre el punto de apoyo y el punto donde se aplica F_1 , es tantas veces más grande que la distancia entre el punto de apoyo y el punto donde se aplica F_2 , como tantas veces más grande es el desplazamiento h_1 respecto a h_2 .

De esta manera concluimos que la fuerza mínima que se requiere aplicar a una palanca para levantar con ella un objeto pesado es tantas veces menor que el peso a levantar como veces mayor es su distancia al punto de apoyo respecto a la distancia entre el peso y el punto de apoyo.

Ejemplo:

Se construye con una barra de 30 cm de largo una palanca colocando un punto de apoyo a 10 cm de uno de sus extremos. En este extremo, se coloca una piedra cuyo peso es de 100 N y en el otro extremo se aplica fuerza para levantar la piedra.

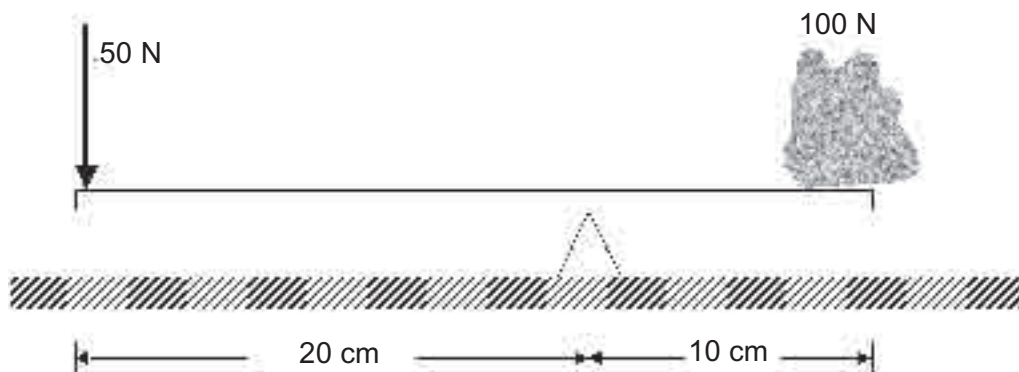


Figura 10.

Dado que la distancia entre el extremo en el que se encuentra la piedra y el punto de apoyo es la mitad de la distancia entre el punto de apoyo y el punto en donde se aplica la fuerza, la fuerza mínima requerida para levantar la piedra es la mitad de su peso, es decir, 50 N.

En este caso, la VMI que ofrece esta máquina es 2 ó si se quiere expresar como 2:1 ó 2/1.

¿En dónde debería colocarse el punto de apoyo para que con sólo 20 N aplicados en uno de los extremos de la barra, se pueda levantar la piedra?

Como se pretende ejercer con la palanca 5 veces la fuerza aplicada, la distancia entre el punto de aplicación de la fuerza y el punto de apoyo debe ser 5 veces la distancia entre el punto de apoyo y el punto en donde descansa la piedra.

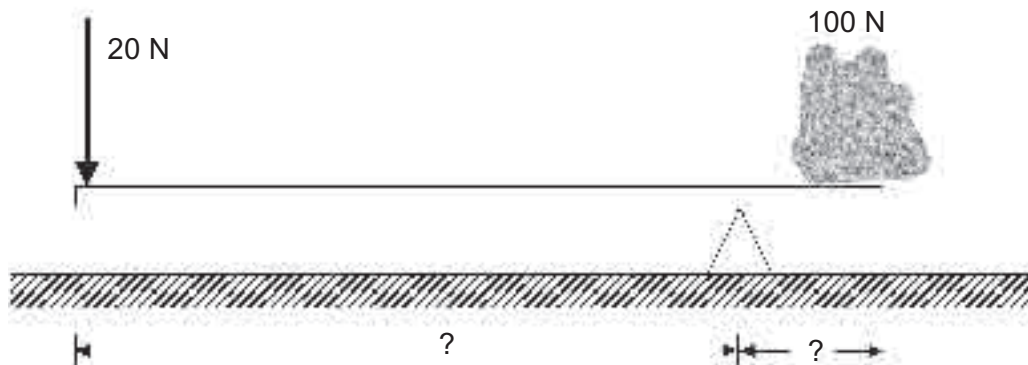


Figura 11.

Como la barra mide 30 cm, el punto de apoyo debe colocarse a 5 cm de la piedra y 25 cm del punto de aplicación de la barra.

Género o grado de una palanca

Ya mencionamos que la palanca ilustrada en la figura 9, es una palanca de primer género. Este nombre obedece simplemente a la posición del punto de apoyo respecto a los puntos en donde se ejerce fuerza sobre la palanca y el punto en donde la palanca ejerce fuerza.

En general, una palanca en la que el punto de apoyo esté ubicado entre el punto en el que se ejerce fuerza sobre la palanca (llamémoslo *punto aplicación*) y el punto en donde la palanca ejerce fuerza (llamémoslo *punto de resistencia*) se denomina **palanca de primer género**.

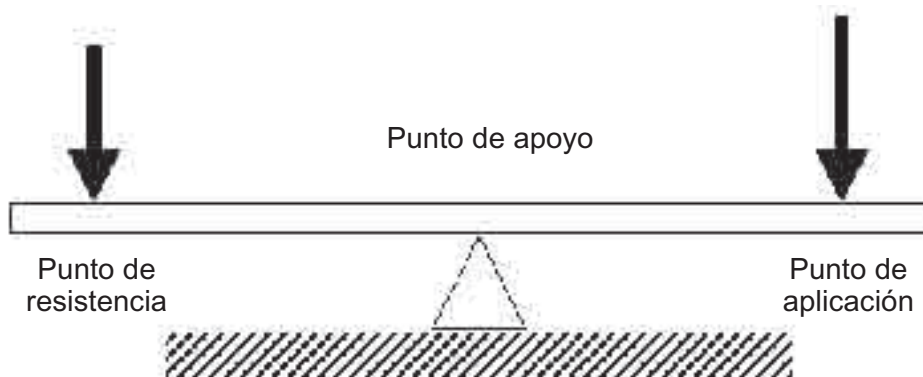


Figura 12. Palanca de primer género.

Si la palanca es tal que el *punto de resistencia* está entre el *punto de apoyo* y el *punto de aplicación*, se denomina **palanca de segundo género**.

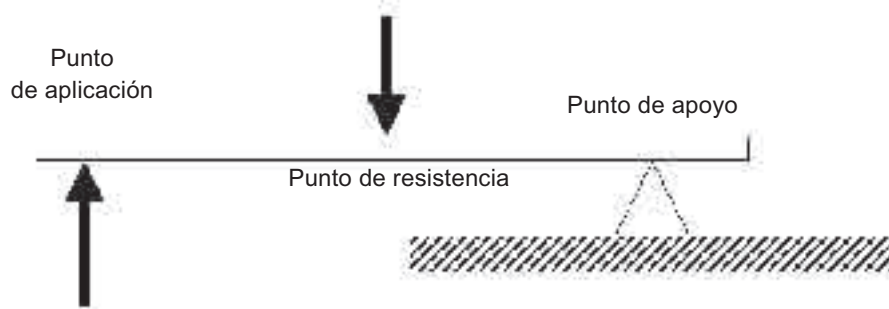


Figura 13. Palanca de segundo género.

Por último, si el *punto de aplicación* está entre el *punto de apoyo* y el *punto de resistencia*, se dice que la **palanca es de tercer género**.

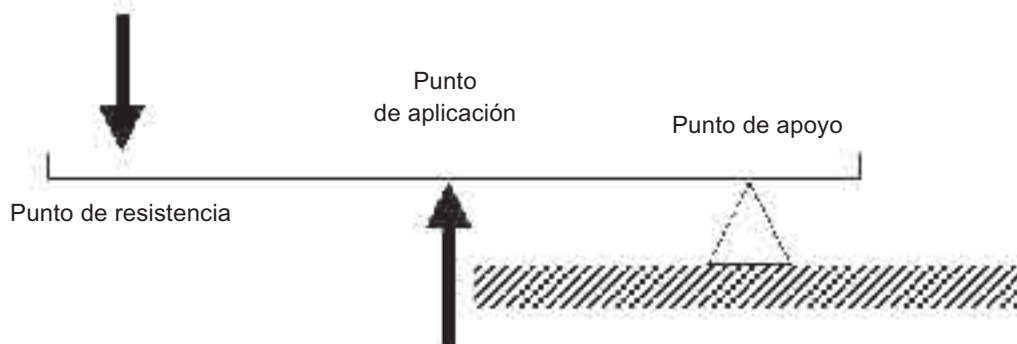


Figura 14. Palanca de tercer género.

6.5 LAS POLEAS Y SUS APLICACIONES

Corresponde a la sesiones de GA 6.57 (85.2.F) DISCOS RANURADOS y 6.58 (86.2.F) POCO TRABAJO

Para levantar un cuerpo, ¿qué será más fácil, aplicar la fuerza de abajo hacia arriba o de arriba hacia abajo?

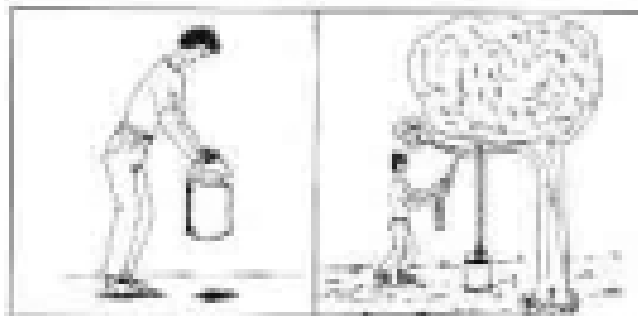


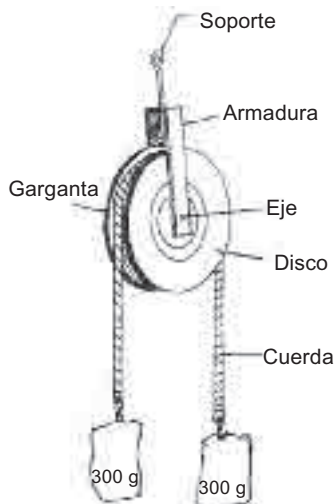
Figura 15. El ser humano siempre ha buscado formas diferentes para aligerar su esfuerzo.

En ciertos casos, resulta más sencillo aplicar una fuerza de arriba hacia abajo que en sentido contrario. Por ejemplo, si se quiere cargar una cubeta llena de arena, es más fácil levantarla jalando hacia abajo, por medio de una polea, que cargándola.

Las poleas han sido clasificadas como máquinas simples y son discos con una superficie acanalada o garganta, por la cual se hace pasar un cable o cadena; giran alrededor de un eje central fijo y están sostenidas por un soporte llamado armadura.

Por sus características, se dividen en poleas fijas y poleas móviles.

En las **poleas fijas**, el eje se encuentra fijo y por tanto la polea no se desplaza. Al utilizarse este tipo de poleas no se consigue ventaja mecánica, ya que en uno de los extremos estará sujeta la cuerda que sostiene la carga y en el otro extremo se aplicará una fuerza de la misma magnitud. Esto se observa claramente si, por un lado, se mide la distancia que hay del eje al extremo de la carga, y por otro la distancia del eje a la fuerza; ambas son iguales, pues sus radios representan el disco de la polea.



La polea fija solamente se utiliza para cambiar la dirección o sentido de la fuerza. Por lo mismo, la fuerza (F) que se ejerce para alzar la carga de peso (Q) son iguales.

Estas poleas se utilizan, en general, para subir materiales en obras de construcción, para sacar agua de pozos, etc.

En las **poleas móviles**, el punto de apoyo está en la cuerda y no en el eje, por tanto puede presentar movimientos de traslación y rotación. Para entender mejor este tipo de polea, obsérvese en la figura 17 el caso de dos personas que están cargando una bolsa que de 60 kg de masa; sus brazos hacen las veces de cuerdas. El peso se reparte entre las dos y la fuerza necesaria para levantar la carga se reduce a la mitad. Es decir, que la ventaja mecánica que proporciona esta máquina es 2.

Figura 16. Una polea fija con sus partes.

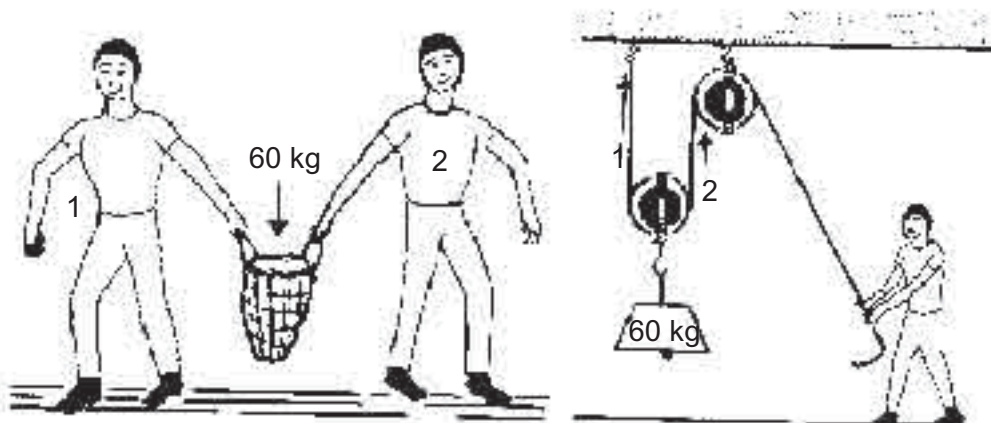


Figura 17. Una polea móvil reduce a la mitad la fuerza mínima requerida para levantar los objetos.

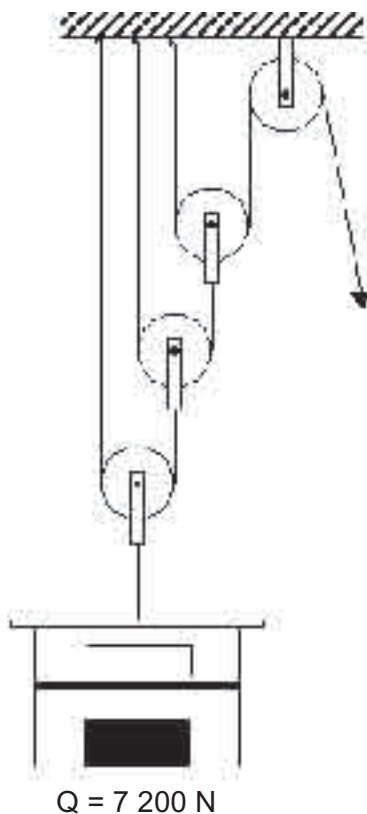


Figura 18. Máquina con tres poleas móviles.

Se puede ver que, en general, cada polea móvil reduce a la mitad la fuerza mínima requerida para levantar la carga es decir que en cuanto mayor sea el número de poleas móviles que tiene una máquina mayor es su *ventaja mecánica*.

Así, por ejemplo, la fuerza mínima requerida para levantar un objeto que pesa 2000 newton (2 000 N) se reduce a 1 000 N si se utiliza una polea móvil. Si luego se agrega otra polea móvil, la fuerza mínima requerida se reduce a 500 N; con tres poleas se reduce a 250 N, con cuatro a 125 N y así sucesivamente.

En general, si denominamos n al número de poleas móviles que tiene una máquina, la fuerza mínima (F) necesaria para levantar un objeto de peso Q es igual a

$$F = \frac{Q}{2^n}$$

Por ejemplo, ¿cuál es la fuerza mínima requerida para levantar un piano que pesa 7 200 N con la máquina ilustrada en la figura 18?

Dado que la máquina de la figura 18 consta de 3 poleas móviles, la fuerza mínima requerida para levantar el piano es:

$$F = \frac{Q}{2^n} = \frac{7200 \text{ N}}{2^3} = \frac{7200 \text{ N}}{8} = 900 \text{ N}$$

De modo que la ventaja mecánica ideal (VMI) de esta máquina es:

$$\text{VMI} = \frac{Q}{F} = \frac{7\,200 \text{ N}}{900 \text{ N}} = 8$$

Sin embargo, no es suficiente conocer el número de poleas móviles para conocer la VMI de una máquina. También es necesario analizar la manera como están dispuestas las poleas móviles entre sí y si estas pueden moverse independientemente entre sí o no.

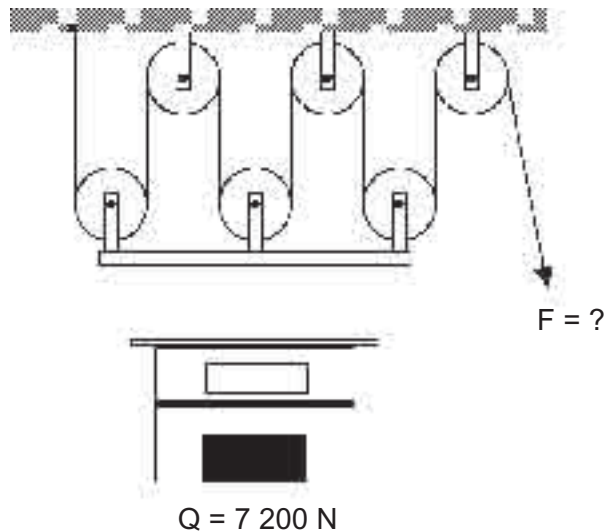


Figura 19. Máquina con poleas móviles acopladas por un eje fijo.

Por ejemplo, en la máquina de la figura 19 utilizada para levantar el mismo piano de la figura 18, aunque también tiene 3 poleas móviles, éstas no pueden moverse independientemente entre sí, dado el eje fijo que las une. En este caso, la VMI de la máquina es 6. Si el eje uniera 4 poleas, la VMI de la máquina sería 8 y en general, si el número de poleas unidas al eje fuera n , la VMI de la máquina sería $2n$ y la fuerza mínima (F) requerida para levantar el piano se expresa como:

$$F = \frac{Q}{2n}$$

6.6 EL PLANO INCLINADO Y SUS APLICACIONES

Corresponde a la sesiones de GA 6.59 (87.2.F) RAMPAS y 6.60 (88.2.F) LA ESCALERA

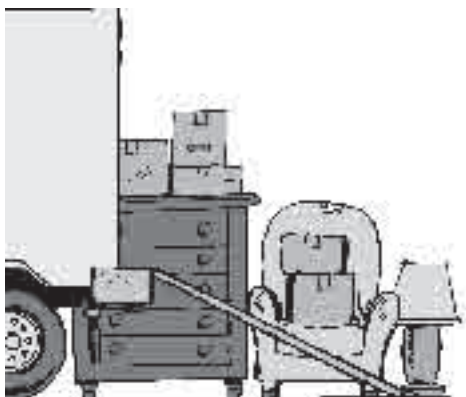


Figura 20. El plano inclinado es una máquina que hace más fácil la realización de ciertas tareas.

Una de las máquinas simples de mayor familiaridad para nosotros, es el **plano inclinado**. Como su nombre lo indica, un plano inclinado consiste en una superficie plana que tiene cierta inclinación respecto a una superficie horizontal.

Las rampas que se utilizan para subir objetos muy pesados a los carros de carga (ver figura 20), las rampas para discapacitados existentes en algunos lugares como hospitales, edificios, hipermercados, etc., son sólo algunos ejemplos de planos inclinados utilizados en nuestra vida diaria.

Aunque los planos inclinados **no reducen el trabajo** realizado para llevar un objeto de un punto a otro a mayor altura, si permiten **reducir la fuerza requerida** para cumplir dicha tarea.

Por ejemplo, si se quisiera subir una caja de seguridad (caja fuerte) a un camión utilizando para ello una soga con la cual se halaría de ella verticalmente, la fuerza mínima requerida sería igual al peso de la caja. Sin embargo, si colocamos una tabla resistente apoyada en el suelo y el piso del camión y hacemos deslizar la caja sobre ella como indica la figura 21, la fuerza mínima requerida es menor que en el caso anterior. Esto puede explicarse teniendo en cuenta que el plano inclinado soporta en cierta parte el peso de la caja durante el ascenso. De hecho, si la inclinación del plano es lo suficientemente pequeña, la fuerza que ejerzamos sobre la caja sólo tendrá que vencer la fricción que ofrece el plano, pues en este caso el peso de la caja estaría casi totalmente soportado por el plano.

¿De qué depende la mínima fuerza requerida para subir la caja al camión? Es fácil ver que en cuanto mayor sea la inclinación de la tabla, más complicado será subir la caja. Es decir, si queremos que la fuerza mínima requerida para subir la caja al camión sea la menor posible, debemos utilizar una rampa con la menor inclinación posible.



Figura 21. La fuerza mínima requerida para levantar la caja de seguridad hasta el camión es menor si se utiliza un plano inclinado.

Un ejemplo que ilustra claramente esta situación es el hecho de que las carreteras para ascender a la cima de una montaña no sean rectas desde la falda de la montaña a la cima de ésta, sino que, por el contrario, generalmente estas carreteras dan varias vueltas alrededor de la montaña antes de llegar a la cima (ver figura 22). Este hecho garantiza que la inclinación de la carretera (que hace las veces de plano inclinado) sea pequeña, y los automóviles estén en capacidad de ascender.

Dado que en cuanto menor sea la altura a la que se requiere subir un objeto menor es el trabajo que se debe realizar y que en cuanto mayor sea la longitud del plano inclinado, menor es la fuerza mínima requerida para subir dicho objeto, se puede verificar la siguiente relación entre el valor de la mínima fuerza (F) requerida para subir un objeto de peso w a una altura h utilizando un plano inclinado de longitud L en caso que éste sea totalmente liso.

$$F = \frac{wh}{L}$$



Puede verse que la expresión anterior recoge muy bien las relaciones existentes entre la fuerza mínima requerida para levantar un objeto una cierta altura h utilizando un plano inclinado, y las características principales de dicho plano. Tal como lo expresa la relación anterior, en la medida que la altura (h) sea mayor, mayor es la fuerza mínima requerida (F). De igual manera, en cuanto mayor sea el peso (w) del objeto a levantar, mayor es F ; y, por el contrario, en cuanto mayor sea la longitud (L) del plano inclinado, menor es F .

Se cree que este tipo de relaciones fueron establecidas y utilizadas por culturas antiguas para la construcción de monumentos gigantes tales como las pirámides de Egipto, la Muralla China y todas las pirámides de la América precolombina (aztecas, mayas, etc.).

Figura 22. Las carreteras que cruzan por las altas montañas son planos inclinados alrededor de éstas.

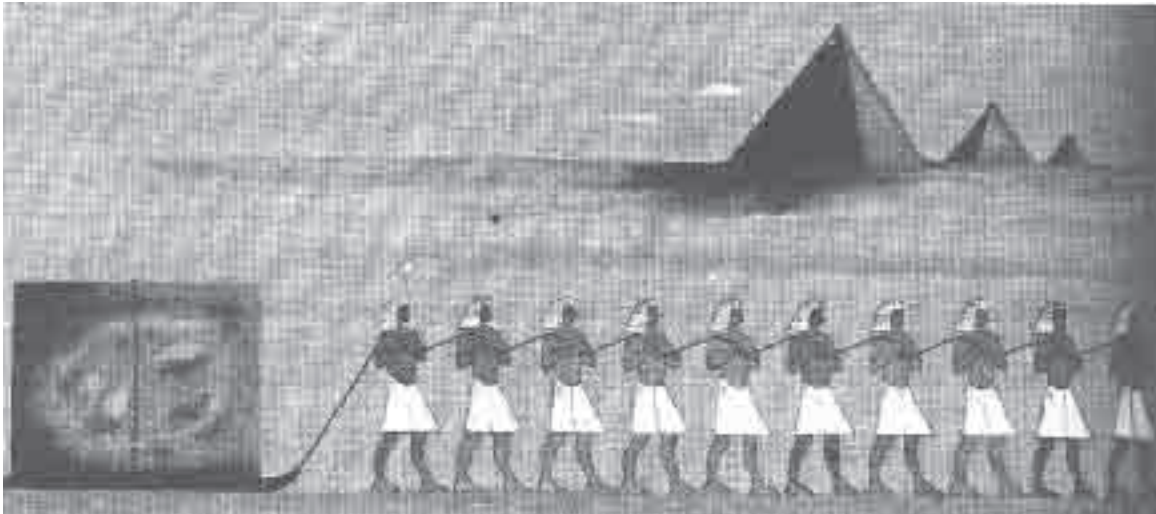


Figura 23. Pirámides de Egipto.

Posteriormente, hemos utilizado este principio para la construcción de carreteras y maquinaria más compleja. Quizás la aplicación más sorprendente de este principio es el tornillo. Como veremos más adelante, un tornillo no es más que un plano inclinado enrollado en un cilindro.

6.7 EL TORNO, EL TORNILLO Y SUS APLICACIONES

Corresponde a las sesiones de GA 6.61 (89.2.F) TORNILLOS QUE NO SE ZAFAN y 6.62 (90.2.F) SIN FIN

En algunos lugares de nuestro país la gente acostumbra todavía consumir agua de los pozos. Existen varias formas para extraerla y una de ellas es por medio del **torno**.

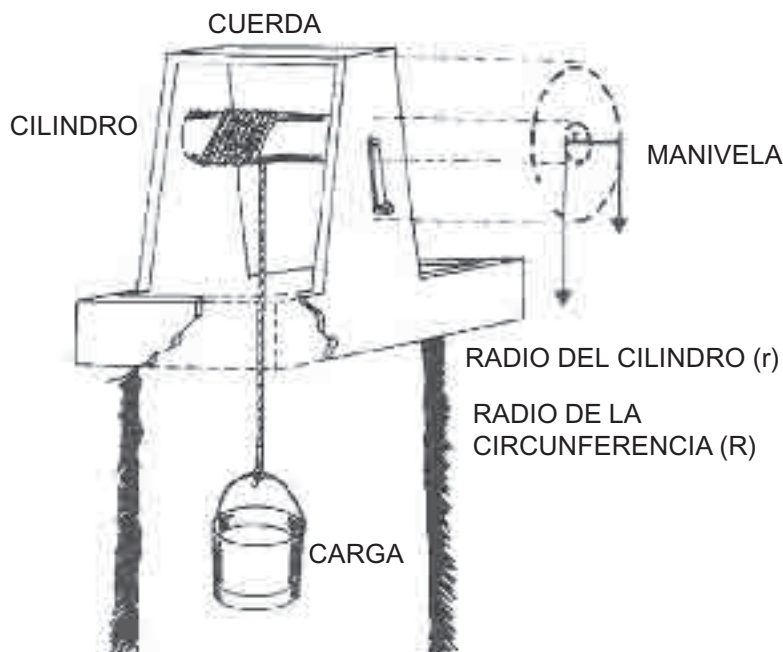


Figura 24. El torno utilizado para la extracción de agua.

Un **torno** está constituido por un cilindro macizo que gira sobre un eje y accionado por una manivela de radio mayor que el del cilindro, sobre la cual se aplica la fuerza que hace que se enrolle una cuerda adherida por un lado al cilindro y que por el otro extremo sostiene una carga, que en el caso del pozo se trata del balde con agua.

Los tornos tienen diversas aplicaciones y reciben diversos nombres de acuerdo con sus características, Así existe el *torno manual (el de los pozos)*, *cabrestante*, *torno mecánico con motor*, etc.

Si reflexionamos en relación con el funcionamiento del torno, podemos concluir que en la medida que el radio del cilindro (r) sea menor y el radio de la manivela (R) sea mayor, la fuerza mínima (F) requerida para levantar la carga (Q) es menor.

En otras palabras, que la fuerza mínima requerida para levantar una carga con un torno, es directamente proporcional al radio del cilindro e inversamente proporcional al radio de la manivela. Por supuesto que cuanto mayor sea la carga, mayor es la fuerza mínima requerida. Resumiendo esta relación en una expresión matemática, podemos escribir que la fuerza mínima F requerida para levantar una carga Q con un torno cuyo cilindro es de radio r y el radio de su manivela es R , es:

$$F = Q \frac{r}{R}$$

De este modo, la VMI de un torno está dada por:

$$\text{VMI} = \frac{Q}{F} = \frac{Q}{Q \frac{r}{R}} = \frac{R}{r}$$

Por ejemplo, si suponemos que la caneca con agua pesa 50 newton (50 N) y que los radios del cilindro y de la manivela son 2 cm y 25 cm, respectivamente, la fuerza mínima que se debe ejercer sobre la manivela para levantar la cubeta con agua es:

$$F = Q \frac{r}{R} = 50 \text{ N} \frac{2 \text{ cm}}{25 \text{ cm}} = 4 \text{ N}$$

Y la ventaja mecánica ideal de este torno es:

$$\text{VMI} = \frac{R}{r} = \frac{25 \text{ cm}}{2 \text{ cm}} = 12.5$$

El tornillo, por su parte, es una máquina simple que consta de un plano inclinado enrollado en el contorno de un cilindro, tal como se puede apreciar en la figura 26.

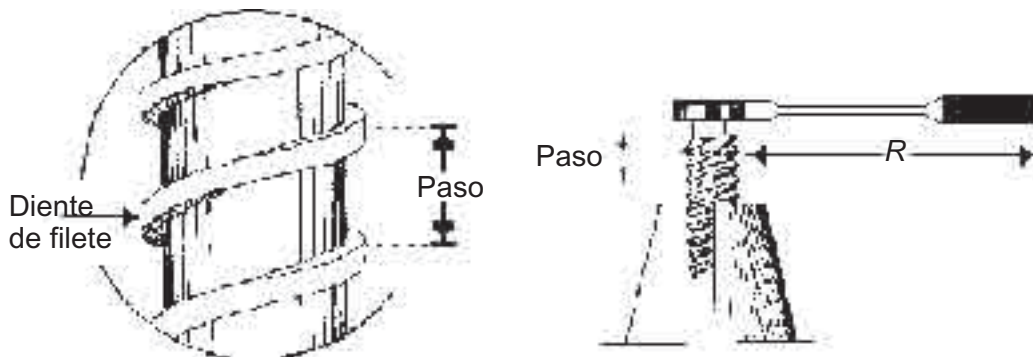


Figura 26. El tornillo es una máquina simple que consta de un plano inclinado enrollado en torno a un cilindro.

Unas de las aplicaciones más frecuentes del principio bajo el cual funciona el tornillo son el gato mecánico que se utiliza para levantar objetos pesados y la broca utilizada para hacer perforaciones en distintos materiales.

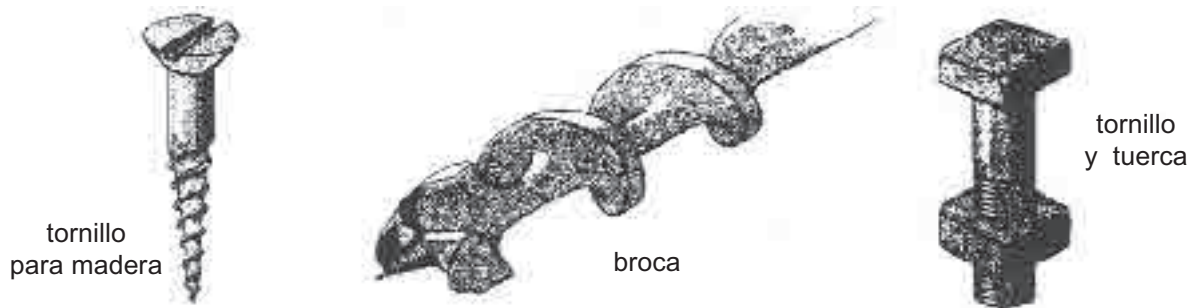


Figura 27. El tornillo y sus aplicaciones.

La ventaja mecánica ideal (VMI) que ofrece el tornillo de un gato mecánico se debe, por una parte, a la relación existente entre la longitud de la palanca que lo hace girar y el diámetro del tornillo. Esta VMI también depende de la relación existente entre la distancia que hay entre los “dientes” del tornillo llamada paso del tornillo (ver figura 26) y su diámetro.

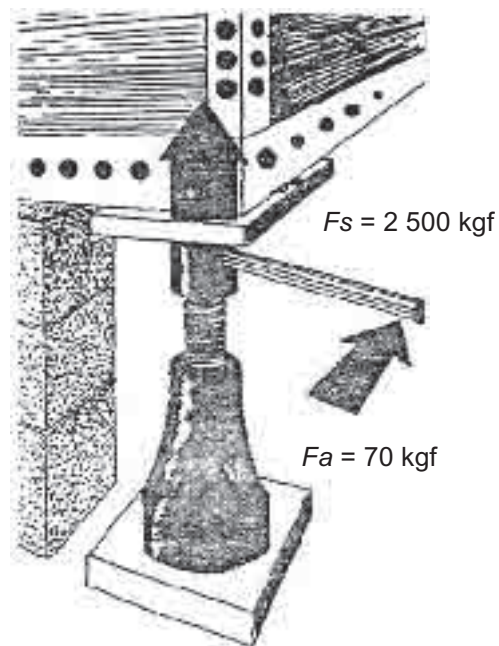
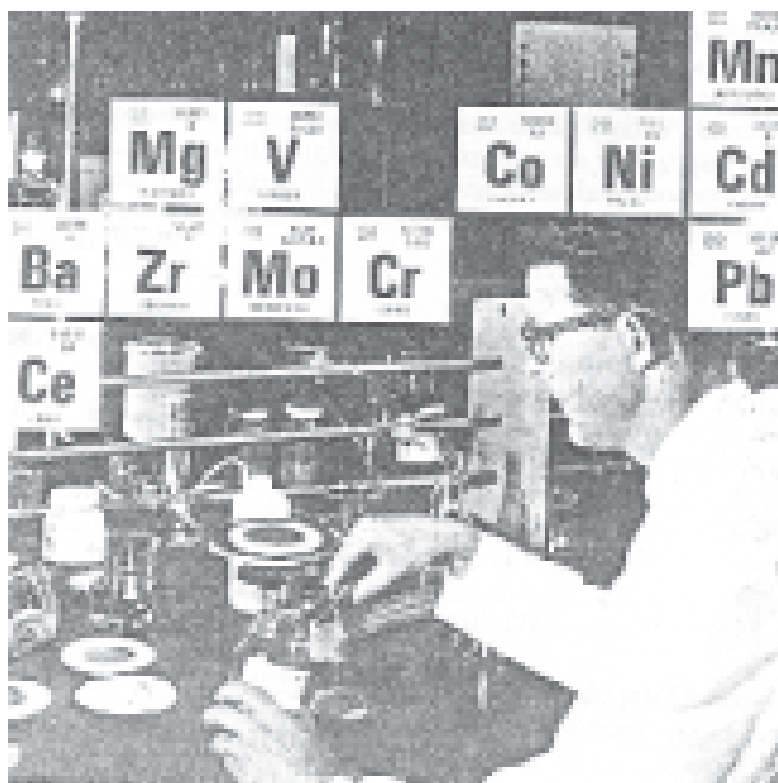


Figura 28. En un gato mecánico está presente el tornillo.

Capítulo 7

TABLA PERIÓDICA



Trabajo de un químico en el laboratorio con su tabla periódica.

Quizás cuando se le pregunta a un químico cuál es el instrumento más valioso que tiene en el laboratorio, seguramente responderá: la tabla periódica.

Éste es sin lugar a dudas una herramienta vital para el desarrollo de la química, ya que una vez se entiende su organización y estructura, es posible predecir reacciones químicas, establecer propiedades de algunos elementos, etc. Durante esta unidad, conocerás mucho más acerca de su evolución y aplicaciones.

*“En realidad, ¿qué es la química?
Es el comportamiento de los electrones en los átomos y moléculas”.*

SAMUEL MADRAS.

7.1 AGRUPACIONES EN FUNCIÓN DE LAS PROPIEDADES QUÍMICAS (HISTORIA DE LA CIENCIA)

Corresponde a las sesiones de GA 7.63 ¡DE DÓNDE SURGE Y DÓNDE VA! y 7.64 (76.2.Q) EL COMPORTAMIENTO ES VALIOSO

Los elementos químicos presentan características mediante las cuales se les puede agrupar y con ello facilitar el estudio de la química.

Casi 100 años antes de que Bohr descubriera la disposición de los electrones en el átomo, el químico alemán J. W. Döbereiner en 1829, intentó organizar los elementos de acuerdo con sus pesos atómicos. Döbereiner había observado el comportamiento de un grupo de sustancias que parecían estar relacionadas y formuló una hipótesis a la que llamó “hipótesis de las triadas”, la cual sostenía que los elementos se podían agrupar en familias de tres, y que el peso del elemento intermedio era igual al promedio del peso del primero y del último; por ejemplo: el peso atómico del estroncio (88.5) es el promedio de los pesos del calcio y del bario.

Cálculos de Döbereiner

Elemento	Peso atómico		
Calcio	40	Peso del calcio	40
Estroncio	88	Peso del bario	137
		Total	177
Bario	137	$177/2 = 88.5$	
		(peso calculado por Döbereiner para el estroncio)	

Como se puede apreciar en el ejemplo, fue mínima la diferencia entre la masa actual determinada por medio de técnicas modernas y la masa* calculada por Döbereiner.

Döbereiner observó que en algunos grupos de elementos se cumplía la hipótesis, pero en otros no. La utilización de las masas atómicas empleada por Döbereiner y las investigaciones posteriores lograron explicar de una manera más clara los sucesos.

Otro intento de correlacionar las propiedades de los elementos con las masas atómicas lo realizó el geólogo francés Alexandre de Chancourtois en 1862, ordenando los elementos conocidos en una espiral que giraba en torno a un cilindro desde la parte de abajo hasta arriba. Él dividió la circunferencia del cilindro en 16 subdivisiones y procedió a mostrar que los elementos con propiedades similares terminaban uno encima del otro. De Chancourtois llamó a su representación el **tornillo telúrico**.

* El término original es peso atómico. No obstante, hoy día se utiliza el de masa, debido a las diferencias entre masa (cantidad de materia) y peso (fuerza).

Ya para 1864, el químico inglés Newlands dedujo que si el acomodamiento de los elementos se da en orden de menor a mayor masa atómica, se observan propiedades similares en cada octavo elemento; a esta propiedad la llamó “ley de las octavas”.

Ley de las octavas de Newlands						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca					

Tabla 1. Tabla propuesta por Newlands, en la cual se observa que omite el hidrógeno. Después del calcio no se cumple esta ley.

En 1869, el químico ruso Dmitri Mendeleiev y el alemán Lothar Meyer ordenaron los elementos de acuerdo con su masa atómica (Ocampo, 1992).

Gracias a esa agrupación se encontró que aparecían propiedades similares entre los elementos a intervalos regulares, tales como punto de ebullición, de fusión y la actividad química; estas características variaban de manera aproximadamente periódica, subiendo y bajando a medida que aumentaban las masas atómicas.

Mendeleiev fue el primero que clasificó a los elementos clara y concisamente según sus semejanzas periódicas. En su primera tabla periódica colocó los elementos según una escala de masas atómicas crecientes.

En 1869 los números atómicos eran desconocidos y algunos de los elementos no habían sido descubiertos aún. Por lo que una de las más sobresalientes contribuciones de Mendeleiev fue encontrar una manera más simple de ordenar los elementos; su agrupación estuvo basada en gran parte en propiedades físicas periódicas y en semejanzas químicas como la tendencia a combinarse con otros elementos y el tipo de compuestos formados.

El científico ruso listó los 63 elementos conocidos en su tiempo, comenzando con el de menor peso atómico y finalizando con el de mayor peso atómico, anotándolos de izquierda a derecha dentro de una tabla que tiene columnas verticales llamadas **grupos** (del 0 al VII) o actualmente de 1 al 18, y renglones horizontales llamados **períodos** (del 1 al 7).

Mendeleiev encontró que en cada grupo aparecían elementos que presentaban propiedades comunes; cuando esto no sucedía dejaba el hueco y corría el elemento a la columna siguiente, es decir, a la que correspondía según sus propiedades.



Figura 1. Mendeleiev.

Afirmó que esos huecos se llenarían cuando se descubrieran otros elementos, de esta manera predijo las propiedades de 10 elementos, las cuales se confirman al ser descubiertos éstos (Rincón, 1985).

Grupos	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII	Grupo IX
I	H=1								
II	Li=7	Be=9	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19		
III	Na=23	Mg=24	Al=27	Si=28	P=31	S=32	Cl=35	Br=80	
IV	K=39	Ca=40	Sc=45	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56	Co=59
V	Rb=85	Sr=88	Zr=91	Ni=59	Cu=63	Zn=65	Ga=70	Ge=72	As=75
VI	Cs=133	Ba=137	Hf=178	Ta=182	Pb=207	Bi=208	Po=209	At=210	
VII									
VIII									
IX									
X									
XI									
XII									
XIII									
XIV									
XV									
XVI									
XVII									
XVIII									
XIX									
XX									
XXI									
XXII									
XXIII									
XXIV									
XXV									
XXVI									
XXVII									
XXVIII									
XXIX									
XXX									
XXXI									
XXXII									
XXXIII									
XXXIV									
XXXV									
XXXVI									
XXXVII									
XXXVIII									
XXXIX									
XL									
XLI									
XLII									
XLIII									
XLIV									
XLV									
XLVI									
XLVII									
XLVIII									
XLIX									
L									
LI									
LII									
LIII									
LIV									
LV									
LVI									
LVII									
LVIII									
LIX									
LX									
LXI									
LXII									
LXIII									
LXIV									
LXV									
LXVI									
LXVII									
LXVIII									
LXIX									
LXX									
LXXI									
LXXII									
LXXIII									
LXXIV									
LXXV									
LXXVI									
LXXVII									
LXXVIII									
LXXIX									
LXXX									
LXXXI									
LXXXII									
LXXXIII									
LXXXIV									
LXXXV									
LXXXVI									
LXXXVII									
LXXXVIII									
LXXXIX									
LXXXX									
LXXXXI									
LXXXXII									
LXXXXIII									
LXXXXIV									
LXXXXV									
LXXXXVI									
LXXXXVII									
LXXXXVIII									
LXXXXIX									
LXXXXX									

Figura 2. Tabla periódica basada en la tabla de Mendeleiev de 1871.

7.2 PERÍODOS Y FAMILIAS DE LA TABLA PERIÓDICA

Corresponde a la sesión de GA 7.65 (77.2.Q) SECUENCIA DE SEMEJANTES

Los elementos químicos se clasifican u ordenan en una tabla conocida como *tabla periódica de los elementos químicos*.

Los elementos se ordenan en la tabla periódica de acuerdo con sus números atómicos, desde el número 1, que corresponde al hidrógeno (H), hasta el 109, que es para el meitnerio (Mt), al hacer el ordenamiento se forman **filas** horizontales y **columnas** verticales.

A las filas horizontales se les llama **períodos** y se les designa con los números 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7.

Los elementos que los forman están acomodados en orden creciente de su número atómico, por ejemplo:

Primer período. Está constituido por dos elementos; el hidrógeno (H), que tiene número atómico 1 y el helio (He), que posee número atómico 2.

Segundo período. Está formado por ocho elementos, comienza con el litio (Li) y finaliza con el neón (Ne); los números atómicos van del 3 al 10.

Tercer período. Lo constituyen ocho elementos; inicia con sodio (Na) y finaliza con argón (Ar); los números atómicos van del 11 al 18.

Cuarto período. Posee 18 elementos; inicia con potasio (K) y termina con kriptón (Kr); los números atómicos van del 19 al 36.

Quinto período. Lo constituyen 18 elementos; comienza con rubidio (Rb) y finaliza con xenón (Xe); los números atómicos van del 37 al 54.

Sexto período. Contiene 32 elementos; inicia con el cesio (Cs) y termina con el radón (Rn); los números atómicos van del 55 al 86. Los elementos con número atómico del 57 al 71 se llaman lantánidos o tierras raras.

Séptimo período. Está formado por 19 elementos, que comprenden del francio (Fr) al meitnerio (Mt); los números atómicos van del 87 al 109.

En este período se encuentran los llamados actínidos, así como el último de los elementos naturales, el uranio (U). A los elementos neptunio (Np), plutonio (Pu), americio (Am), curio (Cm), berkelio (Bk), californio (Cf), einstenio (Es), fermio (Fm), mendelevio (Md), nobelio (No), lawrencio (Lw) y así hasta el 109, se les denomina transuránicos, los cuales son radiactivos y algunos de ellos son creados artificialmente.

Cada período o nivel de energía se caracteriza por tener un número máximo de electrones y se determina con la fórmula $2(n)^2$; donde ***n* = nivel de energía.**

A continuación se menciona el número máximo de electrones en cada nivel de energía:

$n = 1$	$2(1)^2$	=	2 electrones
$n = 2$	$2(2)^2$	=	8 electrones
$n = 3$	$2(3)^2$	=	18 electrones
$n = 4$	$2(4)^2$	=	32 electrones

Del quinto nivel en adelante ya no se aplica la regla anterior porque no existe en la naturaleza un átomo que tenga en un nivel de energía más de 32 electrones.

Se ha determinado que al quinto nivel le corresponden como máximo 32 electrones, al sexto 11 y al séptimo 2 electrones (Aguilar, 1980).

Además debemos tener presente en la estructura electrónica que el último nivel de energía de un átomo no podrá contener más de ocho electrones.

El término “familia o grupo” es aplicado a la tabla periódica; así, una **familia** representa los elementos de una **columna vertical** de la tabla.

Existen dieciséis familias; de éstas, siete se representan con los números romanos I, II, III, IV, V, VI, VII y van acompañadas de la letra (A); a una octava VIII se le representa con el número cero (0) y no se le escribe la letra (A).

Las otras ocho familias se representan con los números romanos I, II, III, IV, V, VI, VII y la letra (B), exceptuando la familia VIII, a la cual no se le acompaña con la letra B. Actualmente, para evitar las confusiones de A y B, los grupos se numeran del 1 al 18.

Los elementos de una familia son similares en propiedades físicas y químicas. De acuerdo con estas propiedades, las familias en algunos casos reciben un nombre particular, o bien, el nombre de uno de los elementos que la constituyen.

Núm. de la familia	Nombre que recibe	Elementos que la constituyen
I A	Metales alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
II A	Metales alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
III A	Grupo del aluminio	B, Al, Ga, In, Tl
IV A	Grupo del carbono	C, Si, Ge, Sn, Pb
V A	Grupo del fósforo	N, P, As, Sb, Bi
VI A	Grupo del azufre	O, S, Se, Te, Po
VII A	Halógenos	
	(Formadores de sales)	F, Cl, Br, I, At
0	Gases nobles o inertes	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
I B	Grupo del cobre o de los metales preciosos	
		Cu, Ag, Au
II B	Grupo del zinc	Zn, Cd, Hg
III B		Sc, Y, La, Ac
IV B	Metales de transición	Ti, Zr, Hf
V B		V, Nb, Ta, Ha
VI B		Cr, Mo, W
VII B		Mn, Tc, Re
VIII		Fe, Ru, Os
		Co, Rh, Ir,
		Ni, Pd, Pt

La familia de los gases raros o inertes cuenta con elementos bastante conocidos, tal es el caso del helio (He) el cual es utilizado para inflar los globos que flotan en el aire; el neón, con el que se llenan tubos de vidrio utilizados para anuncios luminosos.

La familia I B, de los metales preciosos (cobre, Cu; plata, Ag y oro, Au), son los elementos más explotados comercialmente.

7.3 VALENCIA

Corresponde a la sesión de GA 66 (79.2.Q) UNA CARA, MUCHAS MÁSCARAS

En la naturaleza, los elementos se combinan formando compuestos, asimismo los átomos de esos elementos poseen una capacidad de combinación determinada.

Los electrones que el átomo posee en un **último nivel** de energía son los que generalmente forman los **enlaces químicos**; dichos electrones reciben el nombre de **electrones de valencia**.

A la capacidad para combinarse que tiene un átomo de cada elemento se le llama **valencia** y depende del número de electrones que puede perder o ganar el átomo en su último nivel de energía, durante una reacción química. Es un proceso por medio del cual los átomos de los elementos que reaccionan se combinan entre sí para formar nuevos elementos.

Así se tiene que los átomos que presentan de uno a tres electrones de valencia en su última capa pueden perderlos cuando se combinan con otros átomos, convirtiéndose en iones positivos; por ejemplo, cuando el átomo de sodio pierde su electrón de valencia se transforma en un ion Na^+ (monovalente), o cuando el átomo de bario pierde sus dos últimos electrones de valencia, queda como ion Ba^{+2} (divalente). Se llama ion al átomo que ha ganado o perdido electrones.

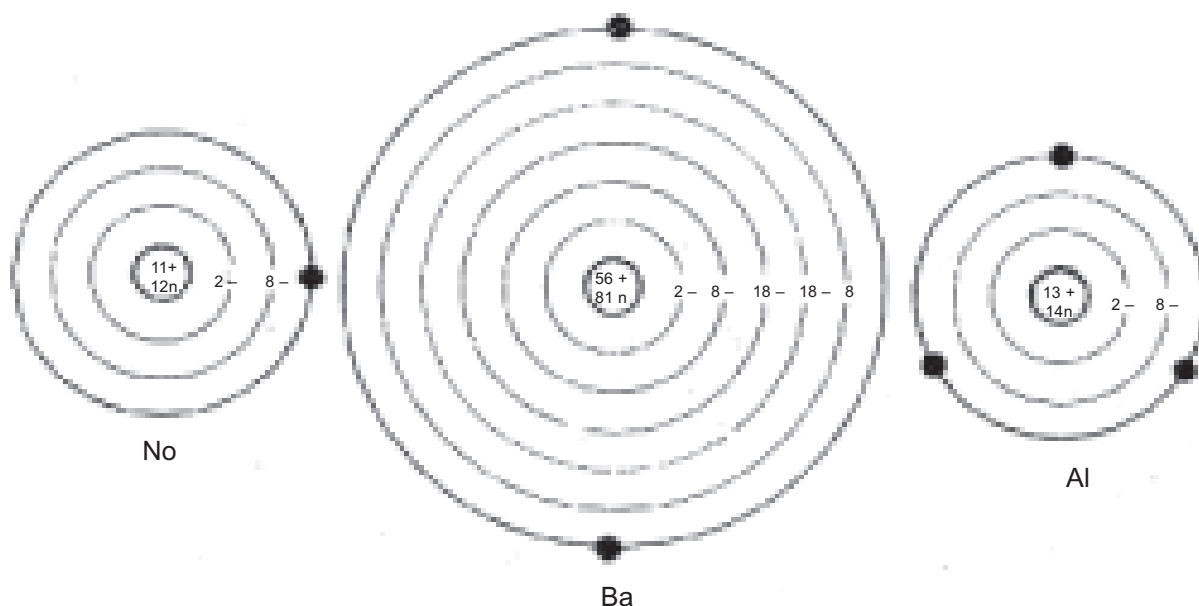


Figura 3. Los electrones presentes en el último nivel de energía de un átomo se pueden perder convirtiéndose en iones positivos.

Los átomos que tienen en su última capa externa de 5 a 7 electrones de valencia tienden a ganar electrones, convirtiéndose en iones negativos como por ejemplo un átomo de cloro, que tiene 7 electrones en su último nivel de energía, se transforma en un ion Cl⁻ al ganar un electrón, pero también existen otros átomos como el oxígeno y el fósforo, que al ganar dos o tres electrones respectivamente se convierten en iones negativos, el del oxígeno, con valencia O²⁻ (divalente negativo), y el del fósforo P³⁻ (trivalente negativo) respectivamente.

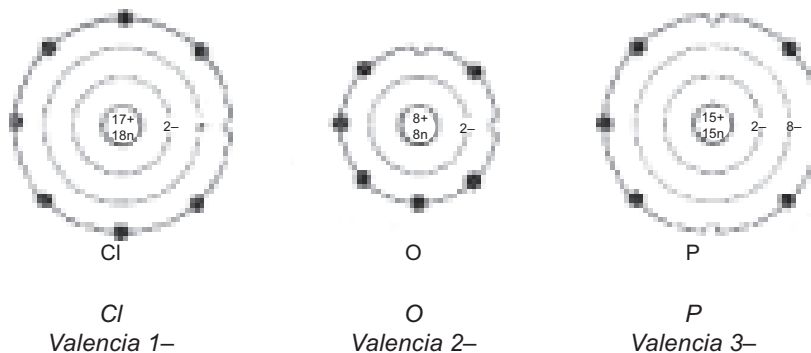


Figura 4. Ejemplos de iones con valencia negativa.

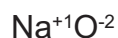
Algunos elementos presentan dos o más valencias debido a la capacidad de combinación que poseen, lo que les permite perder o ganar electrones en diferente proporción, dependiendo de los elementos con los que se combinen.

	Monovalente (I)	Divalente (II)	Trivalente (III)
Li	litio (I) (Li)		
Na	sodio (I) (Na)		
K	potasio (I) (K)		
Rb	rubidio (I) (Rb)		
Cs	cesio (I) (Cs)		
Ag	plata (I) (Ag)		
Au	oro (I) (Au)		
Hg	mercurio (I) (Hg)		
Ca		calcio (II) (Ca)	
Be		berilio (II) (Be)	
Mg		magnesio (II) (Mg)	
Zn		zinc (II) (Zn)	
Cd		cadmio (II) (Cd)	
Ba		bario (II) (Ba)	
La		lantano (II) (La)	
Sc		escandio (III) (Sc)	
Y		itrio (III) (Y)	
Al		aluminio (III) (Al)	
B		boro (III) (B)	
Fe		hierro (II) (Fe)	
Co		cobalto (II) (Co)	
Ni		níquel (II) (Ni)	
Cu		cobre (II) (Cu)	
Pb		plomo (II) (Pb)	
Sn		estaño (II) (Sn)	
Bi		bismuto (III) (Bi)	
As		arsénico (III) (As)	
Sb		antimonio (III) (Sb)	
Bi		bismuto (III) (Bi)	
Cr		chromio (III) (Cr)	
Mn		manganeso (III) (Mn)	
Co		cobalto (III) (Co)	
Ni		níquel (III) (Ni)	
Pb		plomo (IV) (Pb)	
Sn		estaño (IV) (Sn)	
Bi		bismuto (V) (Bi)	
As		arsénico (V) (As)	
Sb		antimonio (V) (Sb)	
Bi		bismuto (V) (Bi)	
Al		aluminio (III) (Al)	
B		boro (III) (B)	
Fe		hierro (III) (Fe)	
Co		cobalto (III) (Co)	
Ni		níquel (III) (Ni)	
Pb		plomo (IV) (Pb)	
Sn		estaño (IV) (Sn)	
Bi		bismuto (V) (Bi)	
As		arsénico (V) (As)	
Sb		antimonio (V) (Sb)	
Bi		bismuto (V) (Bi)	

Figura 5. Elementos con sus respectivas valencias.

Formación de compuestos

Para la formación de compuestos es importante considerar la valencia de los átomos para ejemplificarla consideremos los elementos (Na^{+1}) sodio con valencia + 1 y (O^{-2}) oxígeno con valencia - 2, en primer lugar se escribe el símbolo, seguido de su valencia como exponente, ya sea positiva o negativa.



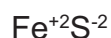
Enseguida se cruzan las valencias, es decir, la valencia del oxígeno se le escribe al sodio como subíndice y la del sodio al oxígeno:



Sin embargo, el subíndice 1 no se escribe, quedando finalmente el compuesto:



Ahora veamos un ejemplo con valencias iguales en número y, desde luego, con signo contrario; por ejemplo, en el compuesto FeS, Sulfuro de hierro:



Entonces, cruzando valencias, queda como sigue:



Como ambos subíndices son divisibles por dos, se les saca mitad y la fórmula queda:

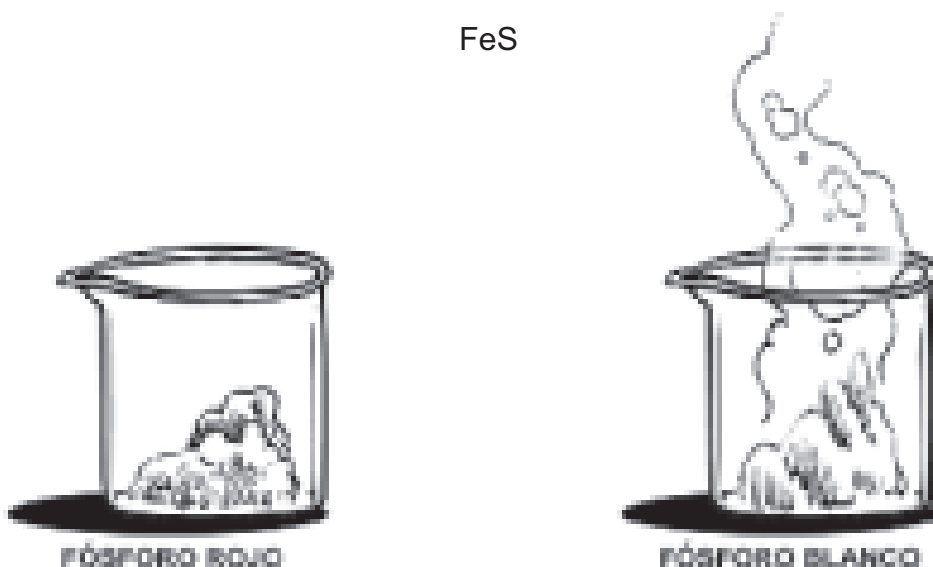


Figura 6. Los alótropos del fósforo expuestos al aire. El fósforo blanco en contacto con el aire arde espontáneamente.

Alotropía

Cuando un elemento en su mismo estado físico, que puede ser sólido o gaseoso, tiene dos o más formas físicas, o estables se les denomina formas alotrópicas; por ejemplo el ozono (O_3), que es un gas y que espontáneamente se convierte en oxígeno molecular (O_2); o el fósforo, que en su mismo estado sólido se encuentra de dos formas: el fósforo blanco y el fósforo rojo (Ver figura 6).

Por tanto, se llama **alotropía** a la existencia en el mismo estado físico de dos o más formas de un elemento. Las diferentes formas alotrópicas de un elemento tienen distintas propiedades físicas y químicas.

7.4 TABLA PERIÓDICA

Corresponde a la sesión de GA 7.67 (80.2.Q) CADA QUIEN CON SU CADA CUAL

Se llama **tabla periódica** a la clasificación de los elementos químicos, los cuales se encuentran formando **períodos** y **grupos** (ver figura 7).

Esta clasificación se hace con base en el número atómico del elemento.

A los renglones horizontales se les llama **períodos** y se les designan con números romanos y las letras A o B.

Son ocho grupos "A" y ocho grupos "B".

A los grupo "A" se les llama elementos representativos, y a los grupos "B" elementos de transición; se les llama de transición porque tienen incompletos su antepenúltimo, penúltimo y último nivel de energía.

Los elementos representativos se dividen a su vez en **metales** y **no metales**.

Los elementos químicos se pueden encontrar en estado sólido, líquido o gaseoso. Sólidos como el oro, la plata y el cobre; líquido como el bromo, y gaseosos como el hidrógeno, oxígeno y nitrógeno.

En la tabla periódica los elementos que están en un mismo período tienen el mismo número de niveles de energía.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

The image shows a periodic table of chemical elements. The elements are arranged in a grid, with their symbols and names visible. The table is oriented vertically on the page. The elements are arranged in rows and columns, with their symbols and names visible. The table is oriented vertically on the page.

Figura 7. Tabla periódica.

Los elementos que están en el mismo grupo tienen las propiedades químicas muy semejantes. Con la tabla periódica también podemos determinar la valencia general de cada grupo y, cuando tienen varias valencias, se puede generalizar con sus excepciones, así por ejemplo la valencia general de los grupos IA, IIA, IIIA será:

$$\text{IA} = (+1)$$

$$\text{II A} = (+2)$$

$$\text{III A} = (+3)$$

A partir del grupo IVA, la valencia general es negativa, empieza de -4 y termina con -1 en el VIIA:

$$\text{IV A} = (-4)$$

$$\text{V A} = (-3)$$

$$\text{VI A} = (-2)$$

$$\text{VII A} = (-1)$$

Pero si recordamos que los elementos no metálicos también presentan valencias positivas, éstas se deducen a partir del número del grupo.

Por ejemplo: grupo IV A, el IV es un número par, por tanto sus valencias positivas serán los números pares, mayores que cero y menores o iguales que 4.

Entonces tenemos que el grupo IV A presenta dos valencias positivas que son (+2) y (+4):

$$\text{IV A} = (+2) (+4)$$

Para el grupo V A sus valencias positivas serán números impares mayores que cero y menores o iguales que 5.

$$\text{V A} = (+1) (+3) (+5)$$

Para el grupo VI A serán números pares menores o iguales que 6:

$$\text{VI A} = (+2) (+4) (+6)$$

Y para el VII A serán números impares menores o iguales que 7:

$$\text{VII A} = (+1) (+3) (+5) (+7)$$

IA		IIA		IIIA			IVA				VA				VIA		VIIA		VIII		IX		X		XI		XII			
1	2	3	4	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	6	7	7	8	8	9	9	10	10	11	11	12	12	13	13	14
11	12	13	14	13	14	15	14	15	16	17	15	16	17	18	16	17	17	18	18	19	19	20	20	21	21	22	22	23	23	24
21	22	23	24	23	24	25	24	25	26	27	25	26	27	28	26	27	27	28	28	29	29	30	30	31	31	32	32	33	33	34
31	32	33	34	33	34	35	34	35	36	37	35	36	37	38	36	37	37	38	38	39	39	40	40	41	41	42	42	43	43	44
41	42	43	44	43	44	45	44	45	46	47	45	46	47	48	46	47	47	48	48	49	49	50	50	51	51	52	52	53	53	54
51	52	53	54	53	54	55	54	55	56	57	55	56	57	58	56	57	57	58	58	59	59	60	60	61	61	62	62	63	63	64
61	62	63	64	63	64	65	64	65	66	67	65	66	67	68	66	67	67	68	68	69	69	70	70	71	71	72	72	73	73	74
71	72	73	74	73	74	75	74	75	76	77	75	76	77	78	76	77	77	78	78	79	79	80	80	81	81	82	82	83	83	84
81	82	83	84	83	84	85	84	85	86	87	85	86	87	88	86	87	87	88	88	89	89	90	90	91	91	92	92	93	93	94
91	92	93	94	93	94	95	94	95	96	97	95	96	97	98	96	97	97	98	98	99	99	100	100	101	101	102	102	103	103	104

Figura 8. Tabla general de valencias.

Por ejemplo: el cloro que pertenece al grupo VII A presenta una valencia negativa de (-1) y 4 valencias positivas de (+1), (+3), (+5), (+7).

Otra característica importante que podemos leer en la tabla periódica es la actividad química de los elementos; esta actividad se puede explicar trazando dos flechas, una de izquierda a derecha y otra de abajo hacia arriba sobre la tabla periódica. Estas flechas nos indican cómo aumenta el carácter no metálico de los elementos.

Cuanto más a la derecha y arriba en la tabla esté un elemento mucho menor es su carácter metálico. Por ejemplo, el F es el elemento menos metálico que hay; mientras que el Fr es el que está más abajo y a la izquierda, por tanto, es el elemento más metálico (verificar en la tabla periódica).

En los elementos metálicos, la actividad química (capacidad de reacción) es más grande cuanto más pequeño es el número de grupo. Y crece también al aumentar el número de período.

Son más activos los elementos del grupo I A que los del II A.

Dentro del grupo I A es más activo el potasio (K) que el sodio (Na).

En otras palabras, cuanto más grande es el núcleo de un átomo metálico, mayor es su capacidad para reaccionar formando compuestos.

En el caso de los no metales, cuanto más pequeño es su núcleo, posee mayor capacidad para atraer electrones. Dentro del grupo VII A es más activo el cloro que el bromo. Un ejemplo es el agua de mar. El 75% de las sales disueltas en el mar corresponde al cloruro de sodio, y el 25% restante son gran número de sales entre las que se encuentran los bromuros. Ello demuestra la mayor actividad química del cloro para formar compuestos, sobre el bromo.

7.5 NÚMERO ATÓMICO Y PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Corresponde a la sesión de GA 7.68 (82.2.Q) UN NÚMERO SIGNIFICANTE

Los electrones de un átomo desempeñan un papel muy importante en el comportamiento químico de los elementos.

Un átomo tiene normalmente el mismo número de electrones y de protones. Así por ejemplo, el átomo de hidrógeno que se representa como H tiene un protón en su núcleo y un electrón girando alrededor del mismo, como se indica en la figura 9. Por otra parte, el átomo de helio tiene dos electrones girando alrededor de éste, como se indica en la figura 10.

El número de protones que contiene un átomo le confiere una particularidad muy característica que lo hace diferente de los átomos de otros elementos.

Al número de protones de un átomo se le denomina número **atómico (Z)**, por lo que cada elemento tiene su número atómico único.

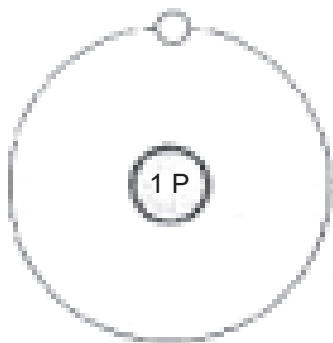


Figura 9. El átomo de hidrógeno tiene un protón y un electrón.

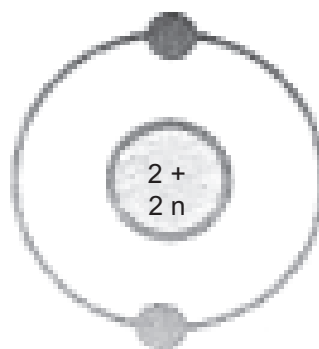


Figura 10. Átomo de helio con dos protones y dos electrones.

Por ejemplo, el **hidrógeno** tiene un número atómico de **uno** debido a que este elemento tiene un solo protón en su núcleo.

Por otra parte, el **helio** tiene un número atómico de **dos**, debido a que este elemento tiene dos protones en su núcleo.

El número de electrones y de neutrones de un átomo puede variar y sigue siendo el mismo elemento, pero si cambia el número de protones del elemento cambia totalmente dicho elemento.

7.6 METALES Y NO METALES

Corresponde a la sesión de GA 7.69 (83.2.Q) NO TODO LO QUE BRILLA ES ORO

Existen en la naturaleza dos grandes grupos de elementos, los **metales** y los **no metales**.

De ellos, los metales son los más conocidos por el ser humano, pues desde la antigüedad los ha utilizado para fabricar objetos, sobre todo de oro y plata, para su adorno personal o para realizar ceremonias especiales.

Basándose en las propiedades físicas de los elementos, éstos se pueden clasificar en metálicos y no metálicos.

Algunas de las propiedades físicas pueden reconocerse mediante los sentidos, debido a esto es fácil deducir estas propiedades para ambos grupos.

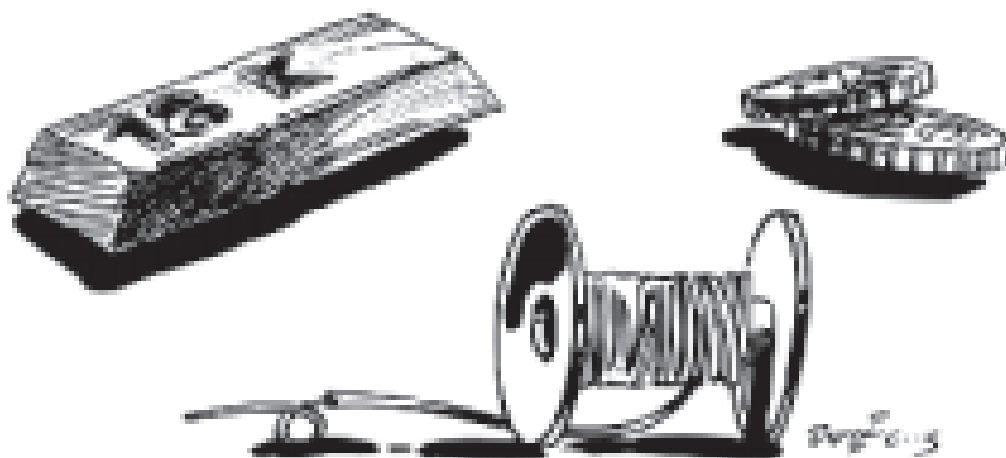


Figura 11. El oro, la plata y el cobre son metales muy usados para acuñar monedas.

A continuación se relacionan algunos objetos que se conocen y que son de diferentes metales; por ejemplo:

- Aretes de oro.
- Pulseras de plata.
- Cazuela de cobre.
- Cuchara de aluminio.
- Pala de hierro.

a. Se observará que el estado físico de todos ellos es sólido. Sin embargo, como siempre, hay una excepción, y ésta es el mercurio.

b. Estos objetos presentan brillo metálico. Si se recuerda que los metales forman las familias I, II, y III A de la tabla larga, y que el número de familia es igual al número de

electrones en el último nivel de energía, se puede decir que el brillo se debe a estos electrones libres.

- c. Pueden transformarse mediante procesos físicos en láminas muy delgadas o en finos alambres, por lo cual se dice que son maleables y dúctiles. El oro, la plata y el cobre son los metales más dúctiles y maleables que existen.
- d. Cuando un objeto metálico se expone directamente al fuego, llegará el momento en que el calor sea uniforme en éste, lo cual demuestra que son buenos conductores de calor.
- e. La mayoría de los conductores eléctricos son de cobre, esto se debe a que es buen conductor de la electricidad, debido a que los electrones de su último nivel de energía facilitan el paso de la corriente eléctrica.

Por otra parte, los elementos no metálicos presentan las siguientes características:

- a. Se presentan en los tres estados físicos de la materia: sólido como el azufre, líquido como el bromo y gaseoso como el oxígeno.
- b. A excepción del yodo, no tienen brillo metálico.
- c. Son frágiles y quebradizos, por lo que no son dúctiles ni maleables.
- d. En general, son malos conductores del calor y la electricidad.

Por tanto, las propiedades físicas de los metales y las de los no metales son:

Tabla 2.

	Estado físico	Brillo metálico	Ductilidad y maleabilidad	Conducción del calor y la electricidad
Metales	Sólidos, excepto mercurio.	Sí tienen.	Sí	Sí
No metales	Sólidos Líquidos Gaseosos.	No tienen, a excepción del yodo.	No	No

Metales

Así como los elementos tienen propiedades físicas, también presentan propiedades químicas.

Las propiedades químicas de los elementos se manifiestan cuando se ponen en contacto con otras sustancias o cuando sufren cambios permanentes por la acción de alguna forma de energía.

Propiedades químicas de los metales

- a. Sus átomos tienen 1, 2 ó 3 electrones en su último nivel de energía. Los elementos se clasifican en la tabla periódica de acuerdo con sus propiedades químicas; de esta manera los elementos que forman los grupos IA, IIA y III A son metálicos; por tanto, los elementos del grupo I A tienen en su último nivel de energía un electrón, del grupo II A tendrán dos electrones y del III A tres electrones.
- b. Sus átomos pueden perder los electrones de su último nivel de energía y, al quedar con más cargas positivas, forman iones positivos llamados **cationes**.

Los elementos químicos así como la mayoría de las cosas de la naturaleza tienden al equilibrio o estabilidad.

Se dice que un elemento químico es estable eléctricamente cuando en su último nivel de energía tiene el número máximo de electrones (2 u 8) y su carga eléctrica es de cero. No obstante, como la mayoría de las cosas en química, hay sus excepciones.

Los elementos que presentan estas características son los del grupo 0 (18), llamado de los **gases raros o nobles**; ya que al carecer de carga eléctrica y tener estable su último nivel de energía no forman compuestos con los metales ni con la mayoría de los no metales.

La mayoría de las veces para que un elemento forme compuestos necesita tener carga eléctrica positiva o negativa y, por tanto, tener incompleto su último nivel de energía.

Por ejemplo, si el calcio presenta:

Ca	2 electrones en su primer nivel,
20 (+)	8 electrones en el segundo,
20 (N)	8 electrones en el tercero,
20 (-)	2 electrones en el tercero,

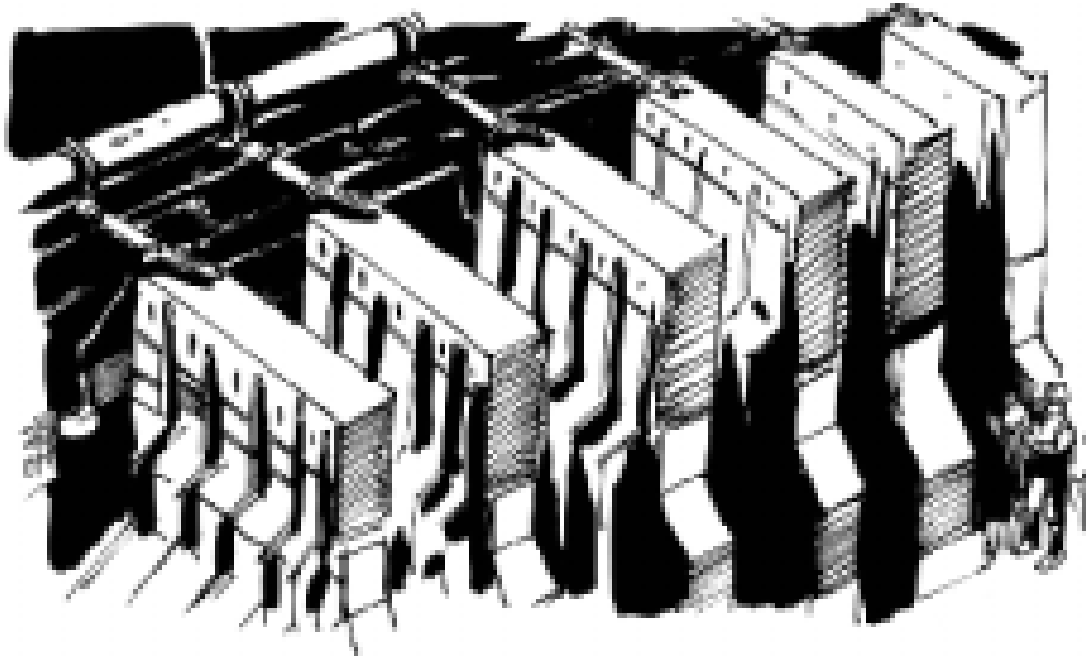


Figura 12. El aluminio se prepara actualmente por electrólisis.

se dice que es un elemento eléctricamente neutro, ya que el número de protones (+) es igual al número de electrones (-).

20 (+) y 20 (-)

Si el calcio como elemento metálico tiende a ceder los electrones de su último nivel, entonces cederá los 2 electrones de su cuarto nivel.

Ca
 20 (+) 2e⁻ 8e⁻ 8e⁻ cede 2e⁻
 20 (N)

quedando así: 20 (N) 20 (+) y 18 (-)

por tanto, la suma de cargas eléctricas da:

$$\frac{20 (+) + 18 (-)}{2 (+)}$$

y el átomo eléctricamente neutro se transforma en un ion positivo, también llamado catión:



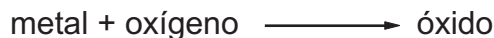
c. Sus partículas son monoatómicas. Es decir, están formadas por un solo átomo del elemento.

Al, Cu, Ca, Mg, Au.

d. Se combinan con el oxígeno formando óxidos.



Se llaman **óxidos** todas aquellas sustancias que se forman al reaccionar con el oxígeno con un metal.



e. Cuando se combina un óxido metálico con el agua se forman los **hidróxidos**, también llamados álcalis o bases.



Ejemplo:



7.7 CONTAMINACIÓN DE SUELOS POR METALES PESADOS

Corresponde a la sesión de GA 7.70 PESADOS Y PELIGROSOS

La denominación de **metales pesados** se otorga a un grupo particular de metales de transición, que por su peso molecular son más pesados que la mayoría de los metales comunes. Estos metales son quizás los venenos metabólicos más comunes. Estos incluyen elementos comunes tales como el plomo (Pb) y el mercurio (Hg), también otros menos comunes como el cadmio, el cromo (Cr) y el talio (Tl). En este grupo también se incluye también el peligroso arsénico (As), el cual a pesar de no ser un metal, tiene propiedades muy similares incluyendo la toxicidad.

Los metales pesados deben su toxicidad a su habilidad de reaccionar con algunas sustancias presentes en las enzimas y la poca habilidad de los organismos de deshacerse de ellos, lo que conduce a enfermedades crónicas.

Estos metales pueden encontrarse en pinturas, fertilizantes, termómetros, fungicidas, tuberías, el suelo y por ende, en ciertos alimentos, etc.

El plomo es quizás el metal más común, se utiliza en la fabricación de pinturas, aleaciones y en algunos casos como aditivo en la gasolina. Dentro de sus efectos, por mencionar algunos, causa daño cerebral y en general del sistema nervioso, disminución de la resistencia inmunológica a virus y bacterias, etc. A pesar de ser muy tóxico, no supera la toxicidad del mercurio y el cadmio. El mercurio, por ejemplo, puede generar ciertos tipos de cáncer, daños a los riñones y el hígado, defectos en los fetos en gestación, etc. Este elemento se puede encontrar formando parte en compuestos plaguicidas, o sólo en las calzas dentales o los termómetros.

El cadmio se encuentra en algunos pigmentos de la pintura amarilla y las pilas de níquel-cadmio, sus efectos tóxicos incluyen daño a los riñones y pérdida de glóbulos rojos de la sangre. Algo parecido sucede con el cromo, el cual se utiliza para recubrir metales para evitar la oxidación.

7.8 NO METALES

Corresponde a la sesión de GA 7.71 (85.2.Q) GANADORES

Se dice que los elementos no metálicos son ganadores. Esto se refiere a que ganan electrones para completar su último nivel de energía a 2 ó a 8 electrones; esta es una de sus características químicas.

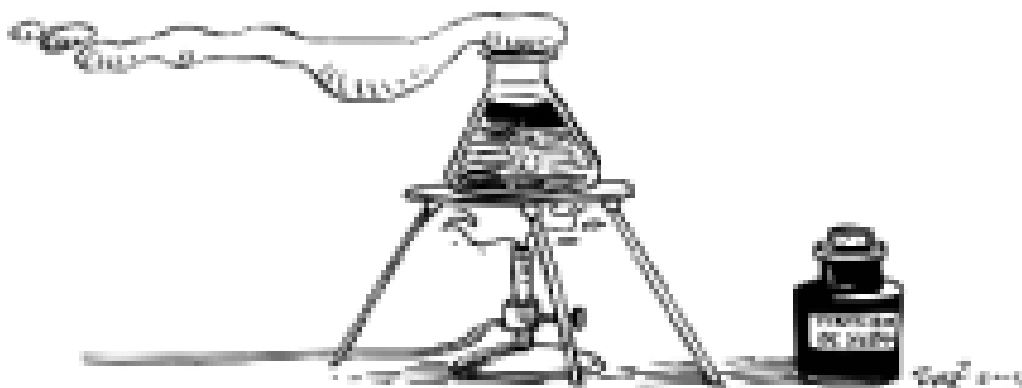


Figura 13. Vapores típicos de yodo.

Propiedades químicas de los no metales

- Sus átomos tienen en su última capa 4, 5, 6 ó 7 electrones. Esto se puede comprobar si se observan en la tabla periódica los grupos IV, V, VI, y VII A de los cuales forman parte los no metales.

Por ejemplo :

El carbono pertenece al grupo IV A, por lo que presentará en su último nivel de energía 4e⁻ (ver figura 14).

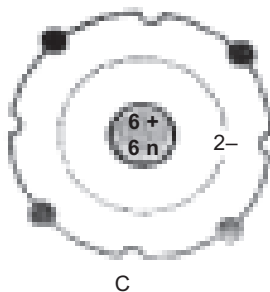


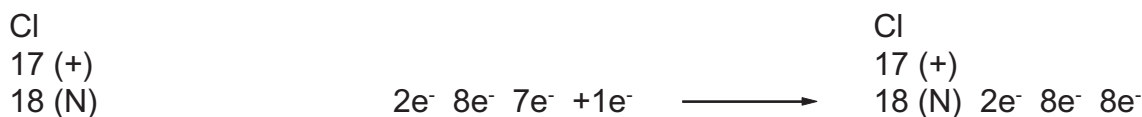
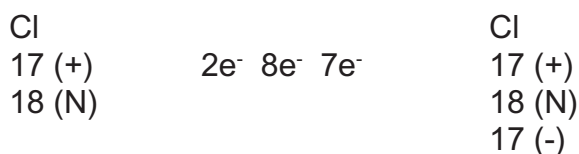
Figura 14. El carbono tiene cuatro electrones en su último nivel de energía y puede ganar o perder cuatro electrones para completar su nivel.

b. Sus átomos pueden ganar electrones en su último nivel de energía, por lo cual al tener más cargas negativas forman iones negativos llamados **aniones**.

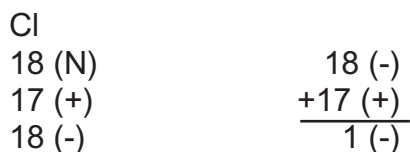
Los elementos no metálicos ganan electrones para completar su último nivel de energía a 8 electrones. Y si los electrones presentan carga eléctrica negativa, al completar su último nivel quedarán con carga eléctrica negativa.

Por ejemplo:

Cloro: pertenece al grupo VII A porque presenta en su último nivel de energía 7 electrones y tiende a ganar 1.



Suma de cargas eléctricas



Si la suma de las cargas eléctricas negativas nos da 1(-), entonces el cloro queda cargado con 1 carga eléctrica negativa que se representa así:



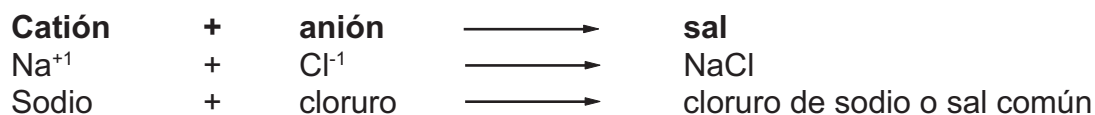
En general, los elementos químicos que ganan electrones y quedan con carga eléctrica negativa se les llama **aniones**.

c. Sus moléculas son diatómicas y poliatómicas; por ejemplo, el oxígeno existe en la naturaleza como molécula diatómica O_2 , el cual es el oxígeno que respiramos y también se presenta como ozono, que son tres átomos de oxígeno formando la molécula O_3 .

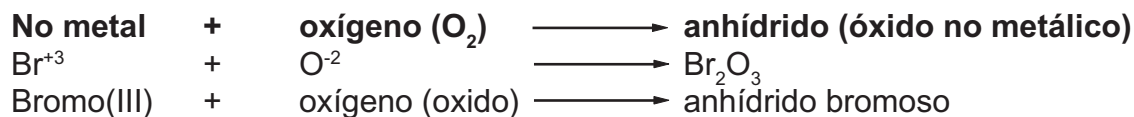
d. En general, se combinan con los metales formando sales.

Ya se mencionó que los metales forman cationes y los no metales aniones.

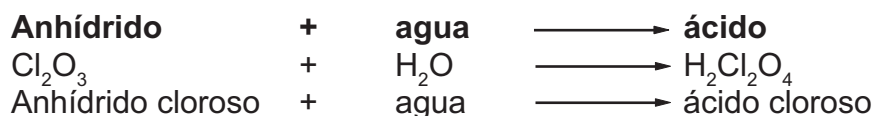
Cuando combinamos un anión con un catión, obtenemos una sal.



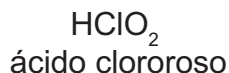
e. Los no metales se combinan con el oxígeno formando anhídridos.



f. Cuando un anhídrido se combina con el agua se forma un ácido.



g. Como todos los subíndices de la fórmula del ácido son divisibles entre 2, queda



7.9 FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

Corresponde a las sesiones de GA 7.72 (86.2.Q) ¿QUIÉN ES QUIÉN? y (87.2.Q) SE NEUTRALIZAN Y QUEDAN SALADOS

Existen en la actualidad más de 50.000 compuestos químicos inorgánicos en los que no interviene el carbono (Brandwein, 1988).

Se llaman compuestos químicos a las sustancias puras formadas por la combinación química de varios átomos (de distintos elementos) que se unen en forma tan íntima que no es posible distinguir sus propiedades individuales.

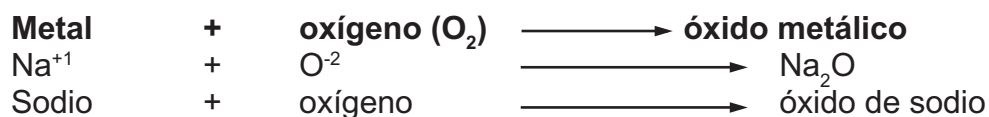
Esta gran cantidad de compuestos se ha ido agrupando, de acuerdo con sus propiedades químicas.

Recibe el nombre de **función química inorgánica** el grupo de compuestos similares que presentan un conjunto de propiedades comunes.

Entre las principales funciones químicas inorgánicas podemos mencionar la función óxido, función anhídrido, función hidróxido, función ácido y función sal.

Función óxido

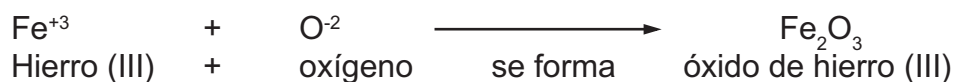
Cuando se hace reaccionar un metal con el oxígeno, se obtiene un óxido.



Nomenclatura

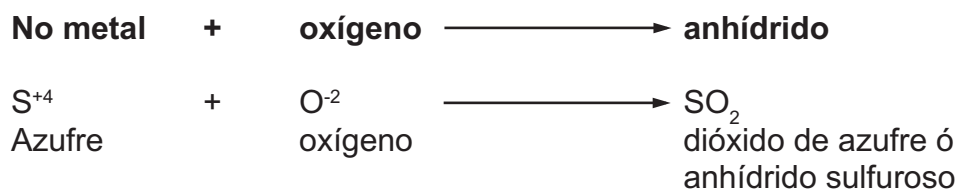
Para formar el nombre del óxido se escribe la palabra “óxido” seguida de la preposición “de” y después el nombre del metal. Cuando el metal presenta más de 2 valencias, se escribe entre paréntesis con número romano la valencia del metal con la que está reaccionando.

Por ejemplo, el hierro presenta valencia Fe⁺² y Fe⁺³. Al reaccionar el Fe⁺³ con el oxígeno se forma:



Función anhídrido

Cuando se combinan un no metal con el oxígeno se obtiene un anhídrido.



Nomenclatura

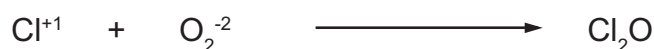
Para nombrar los anhídridos se escribe la palabra anhídrido, después el nombre del no metal con el prefijo o la terminación que le corresponda según la tabla 3 de valencias.

Tabla 3.

TABLA DE VALENCIAS						
Grupo	IV	V	VI	VII	Prefijo	Terminación
Valencia (-) general	-4	-3	-2	-1		
Valencias (+)		+3	+2	+1	<i>Hipo</i>	-oso
	+2	+5	+4	+3		-oso
	+4	+7	+6	+5		-ico
				+7	<i>Per</i>	-ico

Por ejemplo:

El cloro presenta una valencia negativa de (-1) y tiene 4 valencias positivas (+1, +3, +5, +7), que son las que puede utilizar para unirse con el oxígeno, que usualmente tiene valencia -2; así: el cloro con valencia +1, al combinarse con el oxígeno



forma el Cl_2O ; ahora, para darle nombre, se utiliza la tabla y se observa que para la valencia de +1 del cloro, lleva el prefijo **hipo** y la terminación **oso**. Por tanto, el nombre para el Cl_2O es anhídrido hipocloroso.

Función hidróxido

Cuando se combina un óxido metálico con agua se obtiene un hidróxido



El radical que caracteriza a los hidróxidos es el $(\text{OH})^{-1}$.

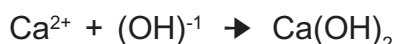
Se llama radical al grupo de 2 ó más átomos que funcionan con una sola valencia.

El radical $(\text{OH})^{-1}$ actúa con una sola valencia y recibe el nombre de radical hidróxido.

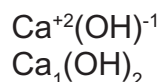
Nomenclatura

Una forma simplificada para formar los hidróxidos es combinando directamente el metal con el radical $(\text{OH})^{-1}$.

Por ejemplo, para escribir la fórmula del hidróxido de calcio



Por cuanto se cruzan las valencias



El subíndice 1 no se escribe, por lo cual queda:



Para nombrar el $\text{Ca}(\text{OH})_2$, se escribe la palabra “hidróxido”, la preposición “de” y el nombre del metal. Si el metal tiene varias valencias, se escribe entre paréntesis con número romano la valencia con que actuó el metal.

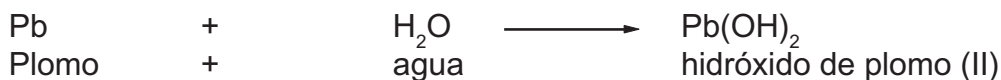
Por ejemplo: el plomo presenta dos valencias: Pb^{+2} y Pb^{+4} . Para escribir la fórmula del hidróxido de plomo (II), se procede así:



$\text{Pb}^{+2}(\text{OH})^{-1}$ se cruzan las valencias y queda

$\text{Pb}_1(\text{OH})_2$, es decir: $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

La reacción de manera normal, se representa así:



Otro ejemplo es el siguiente:



$\text{Na}^{+1}(\text{OH})^{-1}$

$\text{Na}_1(\text{OH})_1$, es decir:

NaOH hidróxido de sodio.

Propiedades de las bases o hidróxidos

- Tienen sabor a lejía (jabón). El jabón contiene algunos compuestos que son hidróxidos.
- Al reaccionar con los ácidos, se neutralizan con desprendimiento de energía para producir una sal, más agua.
- Al contacto con la piel causan gran comezón.

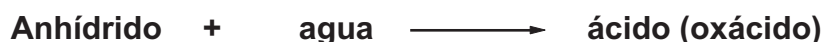
La soda cáustica (que se utiliza para limpiar las pegaduras de la cocina) y la cal, son hidróxidos.

La soda cáustica es NaOH, y la cal es $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

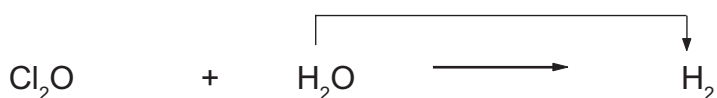
- Son untuosos al tacto y resbalosos.

Función ácido

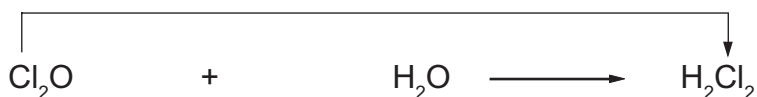
Los anhídridos, al combinarse con agua, forman **ácidos** (oxiácidos).



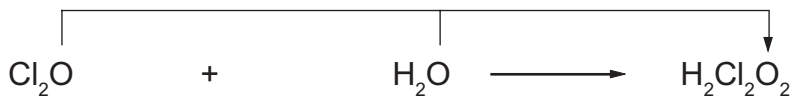
Para formar la fórmula del ácido se escribe primero el número total de hidrógenos; por ejemplo:



Después se escribe el total de elementos no metálicos, en este ejemplo, el total de cloros:



Por último se escribe el total de oxígenos:



Si todos los subíndices del número compuesto tienen mitad o tercera parte se les saca y se anota la fórmula simplificada:



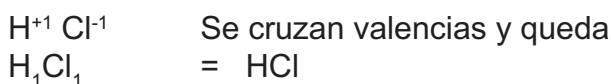
Nomenclatura

Para darle nombre al HClO se escribe la palabra “ácido”, después el nombre del elemento no metálico con los prefijos y terminaciones que le correspondan, según la valencia con que actúa (consultar tabla 3). En este ejemplo el nombre sería: HClO, **ácido hipocloroso**, ya que el cloro actúa con valencia de +1.

Existe también otro grupo de ácidos, pero éstos no presentan oxígeno en su molécula. Este grupo recibe el nombre de **hidrácidos**.

Se obtienen cuando se combinan elementos no metálicos con el hidrógeno. Como el hidrógeno usualmente presenta valencia positiva de uno (+1), la valencia de los no metales, esta vez, debe ser negativa.

Por ejemplo, para formar un hidrácido se combina el hidrógeno con el cloro; la valencia negativa del cloro es -1; por tanto:



Para darle nombre al HCl se escribe la palabra ácido, seguida del nombre del no metal con la terminación hídrico; entonces HCl es ácido clorhídrico.

Propiedades de los ácidos

En ácidos, como el acético del vinagre y el tartárico de las uvas, se observan las siguientes propiedades características:

- Tienen sabor agrio; ejemplo: el jugo de limón, que tiene ácido cítrico.
- Reaccionan con las bases o hidróxidos produciendo sal y agua.
- Olor picante intenso.
- Al contacto con la piel causan ardor y pueden causar quemaduras.
- Son muy corrosivos, es decir, degradan a los metales formando sales y liberando hidrógeno.

Ejemplos de ácidos son: el ácido nítrico (HNO_3), el líquido que usan las baterías de carros, que es ácido sulfúrico diluido (H_2SO_4) y ácido muriático (HCl) que es ácido clorhídrico diluido.

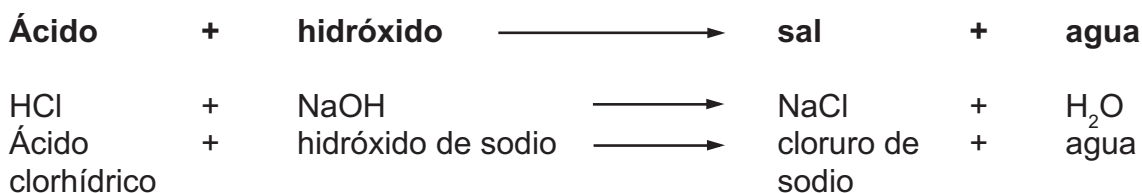
Lluvia ácida

La combustión incompleta de la gasolina, del gas o en general combustibles fósiles, produce gran cantidad de anhídridos de azufre y nitrógeno, los cuales quedan flotando en la atmósfera del lugar; cuando comienza a llover, estos anhídridos se combinan con el agua de lluvia formando la lluvia ácida.

No obstante, siempre ha existido la lluvia ácida debido a los gases naturales producidos principalmente por los volcanes. La cuestión es que ahora se liberan muchos más gases que agravan este problema. Entre los principales efectos causados por la lluvia ácida se pueden mencionar daños a construcciones de piedra caliza, acidificación de lagos y lagunas con la consecuente muerte de algunos peces, cambios en el pH del suelo y problemas en el flujo de nutrientes y daño a algunas especies vegetales, entre otros.

Función sal

Recibe el nombre de neutralización la reacción química que se lleva a cabo entre un ácido y un hidróxido. Ambos son químicamente muy activos y al reaccionar entre sí se obtiene sal y agua.



Existen varios tipos de sales, de las cuales mencionaremos a las **oxisales** y a las **sales haloideas**.

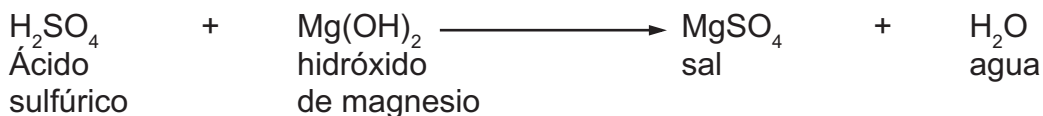
Las oxisales son las que se obtienen cuando el ácido que se neutraliza es oxiácido y las haloideas se obtienen cuando el ácido es un hidrácido el que se neutraliza.

Para nombrar las oxisales se debe utilizar la tabla 4:

Tabla 4.

Nomenclatura de las sales			
ÁCIDOS		SALES	
Prefijo	Terminación	Prefijo	Terminación
Hipo	-oso	Hipo	-ito
	-oso		-ito
	-ico		-ato
Per	-ico	Per	-ato

Por ejemplo:



Se forma MgSO_4 , sulfato de magnesio.

Nomenclatura

Para darle nombre, consultando la tabla, se observa que el nombre del ácido no lleva prefijo, y que su terminación es *ico*; por tanto, se cambia por la terminación *ato* y el nombre de la sal queda **sulfato de magnesio**, MgSO_4 .

Cuando la sal que se forma no lleva oxígeno, su terminación es *uro*.

Por ejemplo:



Se forma el NaCl ; para darle nombre, se escribe el nombre del no metal con la terminación *uro*, después la preposición “de”, y al final el nombre del metal, llamándose **cloruro de sodio** (NaCl).

Propiedades de las sales

Las propiedades de las sales se pueden identificar de diversas maneras, de las cuales mencionaremos una, según Mosqueira (1988):

Primero, por su solubilidad en el agua, de acuerdo con las siguientes reglas:

1. Todos los nitratos, acetatos y cloratos son solubles.
2. La mayoría de las sales de sodio, potasio y amonio son solubles.
3. La mayoría de los cloruros, bromuros y yoduros son solubles, con excepción de los de plata, plomo y mercurio.
4. La mayor parte de los sulfatos son fácilmente solubles, con excepción de los de bario, estroncio y plomo, que son sólo muy ligeramente solubles, y el de calcio, que es poco soluble.
5. Todos los silicatos son insolubles, con excepción de los metales alcalinos.
6. Los fosfatos alcalinos son solubles, excepto el de litio. Los demás fosfatos son insolubles.
7. Todos los carbonatos, excepto los de los metales alcalinos y el de amonio, son ligeramente solubles.
8. Algunos sulfuros son ligeramente solubles.
9. De la misma manera podemos decir que casi todas las sales de los metales alcalinos y los alcalinotérreos son blancas; en cambio, en todos los demás elementos presentan algún color.

GLOSARIO DE TÉRMINOS CIENTÍFICOS Y TECNOLÓGICOS

Ácido:	De acuerdo con Arrhenius, sustancia que produce iones hidrogenión (H^+) cuando reacciona con agua.
Aeroembolia:	Situación en la cual se forman burbujas de aire en la sangre, las cuales pueden romper vasos sanguíneos y causar hemorragias.
Aerosol:	Mezcla de un líquido disperso en un gas.
Agua:	Sustancia química conformada por los elementos hidrógeno y oxígeno.
Alcalino.	Relativo a los elementos alcalinos. Proveniente de la palabra árabe <i>al aqali</i> que significa las cenizas, ya que es allí donde primero se encontraron.
Alcalinotérreo.	Relativo a los elementos del grupo 2 de la tabla periódica.
Alotropía:	Capacidad que posee una sustancia de encontrarse en la naturaleza en diferentes formas físicas. Las sustancias que presentan alotropía se conocen como alótropos.
Anfóteros:	Sustancias que dependiendo del medio y/o las condiciones puede comportarse como ácido o base.
Antiguo Egipto:	Período histórico en el cual reinaban los faraones y el Imperio egipcio se extendía mucho más de los límites geográficos actuales.
Amperio (A):	Unidad de intensidad de la corriente eléctrica, equivalente al paso de un culombio por segundo.
Atmósfera:	Cobertura gaseosa de una planeta.
Atmósfera de presión:	Presión ejercida por una columna de mercurio de 76 cm ó 760 mm.
Base:	Sustancia que neutraliza ácidos; puede ser óxido o hidróxido.
Batería:	Nombre asignado a una celda electroquímica. Generalmente este término se utiliza para celda que produce mayor cantidad de energía eléctrica que una pila.
Batería AA:	Relativo a la pequeña batería de uso común en juguetes, radios, etc. El doble A (AA) se refiere a un tamaño estándar.

Big Bang:	Teoría de la gran explosión que explica el origen del universo.
Biodegradable:	Material que se descompone en sustancias más elementales por acción de bacterias y hongos en el ambiente.
Calor:	Energía transferida a un cuerpo debido a una diferencia en la temperatura.
Caries:	Erosión de la corteza de los dientes causada por bacterias o sustancias corrosivas.
Celda electrolítica:	Celda electroquímica en la cual se lleva a cabo una reacción no espontánea favorecida por el paso de una corriente eléctrica.
Celda voltaica o electroquímica:	Celda electroquímica que genera una corriente eléctrica como producto de oxidaciones y reducciones sucesivas.
Cemento:	Mezcla coloidal de un líquido disperso en un sólido, el cual se endurece después de un tiempo.
CFC:	Abreviatura de unas sustancias conocidas como clorofluorocarbonos, los cuales contribuyen a la destrucción de la capa de ozono.
Cibernética:	Teoría de los sistemas de control que se sirve de las analogías entre las máquinas y el sistema nervioso de los animales y el ser humano.
Ciclo del agua:	Proceso geoquímico de utilización y reutilización del agua en la naturaleza.
Comburente:	Que produce combustión o la activa.
Combustible:	Sustancia capaz de combinarse con un cuerpo oxidante (combustible). Que puede arder.
Compuesto:	Sustancia formada por dos o más átomos diferentes que se encuentran enlazados químicamente.
Concentración:	Relación de la cantidad de soluto en un solvente.
Condensación:	Proceso físico en el cual un gas se convierte en un líquido.
Conducción eléctrica:	Paso de corriente por un elemento conductor como consecuencia del desplazamiento de los electrones.

Conductor eléctrico:	Material que gracias a su composición y estructura permite el paso de una corriente eléctrica a través de él.
Contaminación.	Estado en el cual prevalecen factores o materiales nocivos para el ambiente y los seres vivos.
Convección:	Transmisión de calor en un fluido por movimiento de capas desigualmente calientes.
Densidad.	Relación entre la masa y el volumen de un cuerpo.
Descubrir:	Acción de sacar a la luz algo o mostrar algo que no era evidente. Crear o producir.
Despolarizante:	Material utilizado para evitar la polarización.
Detergente:	Sustancia utilizada para la limpieza. Puede ser de origen orgánico, inorgánico o mixto.
Diamante:	Forma alotrópica del carbono de alta dureza y transparencia.
Disociación:	Proceso mediante el cual hay una separación de cargas eléctricas en una especie química.
Electrodeposición:	Deposición de un material sobre un electrodo debido a los procesos de oxidación y/o reducción.
Electrólisis:	Proceso químico de descomposición mediante el uso de una corriente eléctrica.
Electrólito:	Sustancia que conduce la corriente eléctrica en solución o en estado líquido.
Electrón:	Partícula subatómica ubicada en la periferia del átomo con carga eléctrica negativa.
Electroquímica:	Rama de la química que trata con el papel de la electricidad en los procesos químicos.
Elemento:	Sustancia pura conformada por un solo tipo de átomos, cuya descomposición no es posible mediante métodos fisicoquímicos ordinarios.
Emulsión:	Mezcla coloidal de un líquido disperso en otro líquido. Por ejemplo, aceite en agua, a través de un agente emulsificante.

Enfermedad neumática:	Enfermedad que presentan los buzos al sumergirse a grandes profundidades y luego ascender rápidamente. Este fenómeno sucede ya que los gases son más solubles a altas presiones y se forman burbujas al ascender, es decir, su solubilidad disminuye,
Enlace químico:	Atracción electrostática entre los núcleos y electrones de átomos adyacentes en la formación de moléculas.
Equiponderable:	Relativo a algo que es equivalente en otro contexto o situación.
Erosión:	Proceso de destrucción del suelo debido a la pérdida de minerales y materia orgánica, ocasionada por el agua, el viento y otros factores.
Escritura cuneiforme:	Escritura en forma de caracteres de cuña o clavo, que utilizaron antiguos pueblos de Asia.
Estado:	Grado o modo de agregación de moléculas de un cuerpo.
Etruscos:	Cultura que se estableció en lo que hoy se llama Italia; no se sabe de dónde venían, ni cual era la lengua que hablaba.
Evaporación:	Proceso físico en el cual un líquido se convierte en un gas.
Explorar:	Acción de buscar, indagar.
Explotar:	Sacar beneficio de algo o destruir mediante una explosión.
Fase:	Estado, forma de agregación de la materia.
Fibras ópticas:	Material sintético a base de vidrio utilizado en la conducción de energía.
Filtración:	Proceso físico de separación de materiales, en el cual un sólido insoluble se separa mediante un medio poroso de un líquido.
Fórmula química:	Conjunto de símbolos químicos utilizados para designar compuestos químicos.
Fuerza electromotriz:	Diferencia potencial entre dos electrodos en una celda voltaica expresada en voltios, V.
Fuerza electrostática:	Fuerza debida a la propiedad eléctrica de cuerpos en reposo.
Función química:	Átomo o grupo de átomos que confieren propiedades generales a un compuesto químico.

Galeno:	Filósofo griego (130-200 d.C) a quien se le conoce como el padre de la medicina. En su honor a los médicos se les dice igualmente galenos.
Gas noble:	Relativo a los elementos del grupo 18 (VIIIA ó 0). Se creía que estos gases no reaccionaban con nada por eso se denominaron nobles.
Gas:	Estado de la materia en donde las partículas se encuentran muy separadas unas de las otras permitiendo un mayor movimiento, por consiguiente una mayor energía cinética.
Gel:	Mezcla coloidal en la cual un líquido se encuentra disperso en un sólido.
Grupo:	Columna vertical de elementos en la tabla periódica. Actualmente hay 18 grupos.
Halógeno:	Relativo a los elementos del grupo 17 de la tabla periódica, su nombre se deriva de las palabras griegas, <i>halos</i> y <i>gen</i> , que significarían sal y nacer. Es decir, formador de sal.
Hipócrates:	(460 - 367 a.C.). Célebre filósofo griego quien hizo aportes significativos a la medicina, incluido el juramento hipocrático, que los médicos predicen al momento de graduarse.
Ingenio:	Espíritu de invención, facultad para discurrir o crear con prontitud y facilidad.
Invernadero:	Lugar acondicionado para que tenga una temperatura superior a la temperatura externa.
Iones:	Átomos o grupos de átomos con carga eléctrica positiva o negativa.
Isótopos radiactivos:	Átomos de un mismo elemento con núcleos inestables, que emiten radiación bien sea del tipo alfa, beta o gamma.
Kelvin:	Escala de temperatura absoluta. Recibe este nombre por un científico inglés conocido con Lord Kelvin.
Labio leporino:	El labio leporino es un defecto congénito de las estructuras que forman la boca. Es una hendidura o separación en el labio y/o en el paladar, como resultado de que los dos lados del labio superior no crecieron a la vez.

Líquido:	Estado de agregación en el cual las partículas presentan cierto grado de libertad en el movimiento debido a una mayor distancia entre partículas comparadas con el estado sólido.
Manto freático:	Acumulado de agua en el subsuelo sobre una capa impermeable que puede aprovecharse por medio de pozos.
Máquina o arteificio:	Conjunto de aparatos combinados para recibir cierta forma de energía, transformarla y restituirla en otra más adecuada, o para producir un efecto determinado.
Masa atómica (A):	Relativo a la cantidad de neutrones y protones en un núcleo atómico.
Materia:	Todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.
Materia prima:	Sustancia(s) y/o material(es) utilizado(s) en la fabricación de algo.
Material:	Relativo a cualquier tipo de materia (sustancias puras o mezclas).
Material diatérmico:	Relativo a un material aislante. En algunos casos, estos materiales están compuestos de dos tipos diferentes de materiales, uno conductor del calor y otro no.
Menisco cóncavo:	Figura con forma de medialuna que tiene, respecto del que mira, la superficie más deprimida en el centro que por las orillas.
Menisco convexo:	Figura en forma de medialuna que tiene, respecto del que mira, la superficie más prominente en el medio que en los extremos.
Metabolismo:	Conjunto de reacciones químicas para procesar sustancias.
Mezcla heterogénea:	Tipo de mezcla en el que a simple vista se observan dos o más fases.
Mezcla homogénea:	Tipo de mezcla en el que a simple vista se observa una sola fase.
Mezcla:	Agregación de dos o más sustancias diferentes que pueden separarse mediante procesos físicos.
Micela:	Partícula de diámetro comprendido entre una y cien milimicras.
Molaridad:	Unidad de concentración en química que expresa las moles de soluto (cantidad de sustancia) por litro de solución.

Molécula:	Dos o más átomos enlazados químicamente.
Nebulosa:	Masa de materia cósmica celeste, difusa y luminosa, que tiene aspecto de nube.
Neurona:	Célula que conforma la unidad estructural del sistema nervioso.
Neutrón:	Partícula subatómica generalmente encontrada en el núcleo con carga eléctrica neutra.
Nivel de energía:	Región en la periferia del núcleo en donde es posible encontrar los electrones girando.
Nomenclatura:	Relativo a un sistema para nombrar o asignar fórmulas a las sustancias químicas.
Número atómico:	Relativo a la cantidad de protones en el núcleo atómico.
Odontología:	Parte de la medicina que estudia los dientes y el tratamiento de sus dolencias.
Ohmio (Ω):	Unidad en el Sistema Internacional de resistencia eléctrica que se produce entre dos puntos de un conductor cuando una diferencia de potencial constante de un voltio, aplicada entre ellos, produce una corriente de un amperio.
Oxidación:	Proceso químico en el cual las especies químicas pierden electrones, ganan oxígeno o pierden hidrógeno.
Óxido ácido o anhídrido:	Óxido que al reaccionar con agua forma soluciones ácidas.
Oxido básico:	Óxido que al reaccionar con agua forma soluciones alcalinas.
Ozono:	Sustancia química conformada por tres átomos de oxígeno.
Período:	Química: fila horizontal de elementos en la tabla periódica. Actualmente hay 7 períodos.
pH:	El potencial de hidrogeniones $[H^+]$ es un número que varía de 0 a 14 y sirve para determinar el carácter ácido o básico de una solución. Cero (0) es fuertemente ácido, 7 neutro y 14 fuertemente básico.
Pila:	Nombre asignado a una celda voltaica.
Polar:	Relativo a tener polos (negativo y positivo).

Polarización:	Relativo al estado de la materia en el que se distinguen dos polos eléctricos opuestos (positivo y negativo).
Poliatómico:	Relativo a más de un átomo en la estructura.
Polimerización:	Proceso mediante el cual se forman moléculas grandes (polímeros) a partir de moléculas más simples (monómeros).
Potencia disipada:	La rapidez con la que un mecanismo consume energía o realiza un trabajo.
Precipitación:	Formación de un sólido que se separa o se produce en una reacción química o una solución.
Presión:	Fuerza ejercida por unidad de área.
Procesos físicos:	Procesos o cambios en los cuales no se altera la composición de los materiales, ni se forman nuevas sustancias.
Procesos químicos:	Procesos o cambios en los cuales se altera la composición de los materiales y se producen nuevas sustancias con propiedades diferentes.
Propiedad periódica:	Propiedad atribuida al hecho de que se repite a un intervalo específico de elementos.
Propiedad química:	Propiedad resultante de la interacción de materiales con formación de nuevas especies químicas.
Protón:	Partícula subatómica del núcleo atómico con carga eléctrica positiva. El número de éstos en el núcleo define el número atómico (Z).
Purificación:	Conjunto de técnicas de separación y/o descomposición química que buscan obtener productos aislados.
Radiación:	Emisión de partículas u ondas de energía.
Radiaciones solares:	Radiaciones electromagnéticas (energía) provenientes del Sol.
Rayos ultravioleta:	Tipo de radiación electromagnética.
Reacción química:	Proceso en el cual hay un cambio químico, es decir, rompimiento y formación de enlaces mediante formación de nuevas especies químicas.

Reducción:	Proceso químico en el cual las especies químicas ganan electrones, pierden oxígeno o ganan hidrógeno.
Residuos:	Aquello secundario que queda después de un proceso de producción.
Resina acrílica polimerizada:	Tipo de polímero con buena dureza y alta fragilidad.
Sal:	Compuesto químico formado por un metal y un anión proveniente de un ácido.
Sedimentación:	Deposición de materiales sólidos.
Semirreacción:	Ecuación química intermedia que describe la oxidación y/o la reducción.
Sintético:	Relativo a algo que es elaborado artificialmente en el laboratorio por el ser humano.
Sistema solar:	Grupo de planetas, satélites, etc., con un sol.
Sol:	Estrella más grande del sistema solar. Relativo a algo que brilla.
Sólido:	Estado de agregación en el cual las partículas permanecen muy juntas con muy baja energía cinética.
Solución:	Nombre otorgado a mezclas homogéneas.
Solución diluida:	Mezcla que en donde la cantidad de soluto es muy pequeña comparada con la del solvente.
Solución saturada:	Mezcla que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad de solvente a una temperatura dada.
Solución sobresaturada:	Mezcla que temporalmente contiene una mayor cantidad de soluto que puede disolverse.
Solvente:	Denominación para una sustancia que disuelve otra.
Suelo:	Parte superficial de la corteza terrestre.
Superconductores:	Materiales con capacidad aumentada para conducir energía.
Sustancia:	Relativo a materias puras (elementos o compuestos).

Sustancias inorgánicas o minerales:	Materiales que no tienen como base en su estructura química el átomo de carbono.
Sustancias orgánicas:	Materiales que tienen como base en su estructura química el átomo de carbono.
Sustancias radiactivas:	Materiales que producen radiación espontánea o inducida.
Tabla periódica:	Instrumento que agrupa los elementos químicos con base en ciertas características.
Tecnociencia:	Término relativo a las relaciones existentes entre la tecnología y la ciencia y los productos que de ésta se derivan.
Temperatura:	Cantidad física que da cuenta de la energía cinética media de un cuerpo.
Teoría:	Conjunto de principios que explican algún fenómeno o hecho.
Valencia:	Poder de combinación de un elemento, medido por el número de átomos de hidrógeno, cloro o potasio con que se combina o por el que puede sustituirse un átomo de dicho elemento.

BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

ALONSO, Marcelo y FINN, Edward J. *Física*, Editorial Addison-Wesley Iberoamericana, Wilmington, Delaware, U.S.A., 1995.

CÁRDENAS, Fidel. HELVES, Carlos, *Química y ambiente*, Editorial McGraw Hill, Bogotá, Colombia, 2000.

HEWITT, Paul G., *Física conceptual*, Segunda edición, Editorial Addison-Wesley, México, 1998.

MANCO, Félix. *Química 10 y 11*, Octava edición, Editorial Migema Ediciones, Bogotá, Colombia, 2001

MARCH, Robert H., *Física para poetas*, Novena edición, Editorial Siglo XXI Editores, México, 1997.

MONDRAGÓN, César H., y otros. *Química I y II*, Editorial Santillana, Bogotá, Colombia, 2001.

PERELMAN, Yakop. *Física recreativa Libro 1*, Editorial Mir., Moscú, Fondo Editorial Suramericana, Bogotá, Colombia, 1990.

_____, *Física recreativa Libro 2*, Editorial Mir., Moscú, Fondo Editorial Suramericana, Bogotá, Colombia, 1990.

POVEDA V. Julio César. *Química 10*, Educar Editores, Bogotá, Colombia, 1997.

SEARS, Francis W.; ZEMANSKY, Mark W. y YOUNG, Hugh D., *Física universitaria.*, Addison-Wesley Iberoamericana, Wilmington, Delaware, U.S.A., 1988.

PEDROZO, Julio Armando, TORRENEGRA, Rubén Darío. *Exploremos la química*, Ed. Prentice Hall, Bogotá, Colombia, 2000.

FUENTE DE ILUSTRACIONES (COLOMBIA)

JARAMILLO DE OLARTE, LUCÍA, Aves de Colombia: 167 especies... ¡Déjelas volar!, ATA, Fondo Filantrópico, Instituto de Cultura Hispánica, Bogotá, 1993.

ILUSTRACIONES ORIGINALES

Henry González