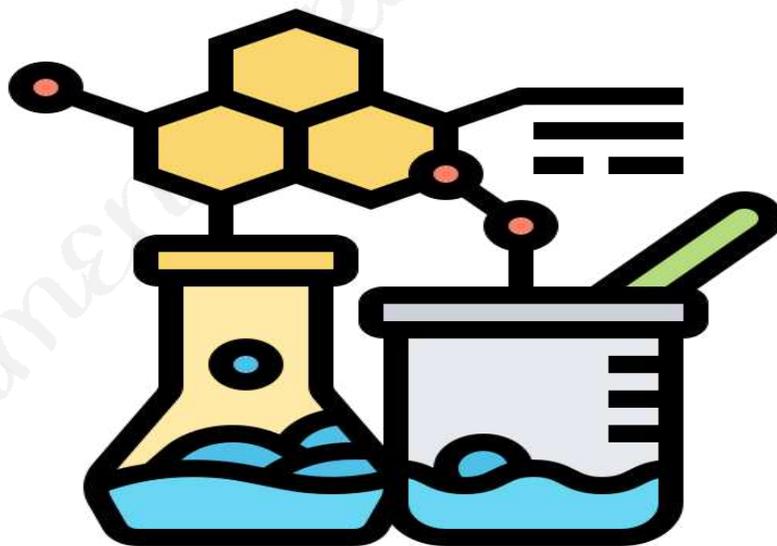


**RESÚMEN PAES
CIENCIA
QUÍMICA COMÚN**



ÍNDICE:

1.-ESTRUCTURA ATÓMICA	4
-ELEMENTOS, COMPUESTOS Y MEZCLAS.....	4
-TIPOS DE ELEMENTOS.....	5
-PROCEDIMIENTO DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS.....	7
-DECANTACIÓN.....	7
-FILTRACIÓN.....	8
-TAMIZADO.....	9
-DESTILACIÓN.....	10
-PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ELEMENTOS.....	11
-CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS.....	12
-MODELOS ATÓMICOS.....	13
-ÁTOMOS: PROTÓN, NEUTRÓN Y ELECTRÓN.....	16
-NÚMERO ATÓMICO.....	18
-NÚMERO MÁSCICO Y NÚMERO ATÓMICO.....	19
-TABLA PERIÓDICA.....	20
-IMAGEN TABLA PERIÓDICA.....	22
-METALES, NO METALES Y GASES INERTES.....	23
-PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS.....	24
-ENLACES QUÍMICOS.....	26
-TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS.....	27
-PROPIEDADES SUSTANCIAS COVALENTES.....	30
2.- QUÍMICA ORGÁNICA	31
-ÁTOMO DE CARBONO.....	31
-PROPIEDADES QUÍMICAS DEL CARBONO.....	33
-TETRAVALENCIA.....	33
-ORBITALES Y ENLACES QUÍMICOS.....	38
-FÓRMULA MOLECULAR.....	41
-FÓRMULA CONDENSADA.....	43
-MODELOS MOLECULARES DE ESFERAS.....	44
-MODELO MOLECULAR DE VARILLAS.....	45
-GRUPOS FUNCIONALES.....	46
-COMPUESTOS CICLÍCOS.....	48

3.- REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA	49
-COMPORTAMIENTO DE GASES	49
-EFECTO INVERNADERO Y CONTAMINACIÓN	50
-CONCEPTO DE MOL	51
-COMPONENTES DE UNA REACCIÓN QUÍMICA	54
-LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA	58
-LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES	60
-BALANCE DE UNA REACCIÓN QUÍMICA	62
-LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS	66
-REACTIVO LIMITANTE	71
-FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES	75
-SOLUCIÓN QUÍMICA	80
-TIPOS DE SOLUCIONES.....	81
-DILUCIÓN Y MEZCLA DE SOLUCIONES	84
-SOLUBILIDAD Y FACTORES QUE INFLUYEN EN ELLA	87
-FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD	89
-UNIDADES DE CONCENTRACIÓN	90
-UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICA	91
-UNIDADES DE CONCENTRACIÓN FÍSICAS.....	94
4.- PALABRAS DE MOTIVACIÓN	97

1.-ESTRUCTURA ATÓMICA

-ELEMENTOS, COMPUESTOS Y MEZCLAS

Un **elemento** es un material compuesto de un simple tipo de átomo, un **compuesto** es una sustancia formada por dos o más elementos que se combinan químicamente y una **mezcla** es la combinación de sustancias, iguales o no, que pueden ser separadas por métodos físicos.

	Elemento	Compuesto	Mezcla
Definición	Sustancia formada a partir de un átomo.	Sustancia formada por moléculas o iones unidos químicamente.	Conjunto de dos o más sustancias.
Técnica de separación	No se aplica	No se aplica	Filtración Decantación Destilación
Tipos	Metales Metaloides No metales	Orgánicos Inorgánicos	Homogénea Heterogénea
Ejemplos	Oro Azufre Neón	Agua Sal de mesa Glucosa	Aire Agua de mar Mayonesa

Elementos

El elemento es una sustancia química pura formada a partir de un átomo. Se caracteriza porque no puede dividirse o transformarse por una reacción química.

Los elementos descubiertos hasta la actualidad son 118 y se encuentran clasificados en la tabla periódica. Cada elemento se diferencia principalmente por el número atómico, que no es más que el número de protones que se encuentran en el núcleo del átomo.

-TIPOS DE ELEMENTOS

Metales: son los elementos caracterizados por conducir la electricidad, ser maleables y mostrar brillo. Por ejemplo: el oro Au, el hierro Fe, el sodio Na.

No metales: son los elementos caracterizados por no ser buenos conductores de la electricidad, no magnéticos y no maleables. Ejemplo: el oxígeno O, el cloro Cl y el neón Ne.

Metaloides: aquellos elementos que presentan algunas características de los metales y no metales. Ejemplo: arsénico As, silicio Si, boro B.

-Ejemplos de elementos

Carbono C: El carbono, cuyo símbolo es C, es el elemento clave de los compuestos orgánicos. Su número atómico es 6 y se encuentra también en el grafito y el diamante.

Hidrógeno H: El hidrógeno, cuyo símbolo es H, es el elemento más abundante en el Universo. Su número atómico es 1 y se encuentra en la naturaleza como un elemento diatómico H₂.

Compuestos

Un compuesto es una sustancia química pura formada por un conjunto particular de moléculas o iones que están unidos químicamente. Pueden ser:

compuestos moleculares unidos por enlaces covalentes;

sales unidas por enlaces iónicos;

compuestos metálicos con uniones metálicas;

compuestos complejos.

Tipos de compuestos

Compuestos inorgánicos: son aquellos compuestos en cuya composición no existen enlaces entre carbonos. Ejemplo: agua H₂O, ácido sulfúrico H₂SO₄, nitrato de plata AgNO₃.

Compuestos orgánicos: son aquellos compuestos donde el carbono es el elemento base de la construcción de la molécula. Ejemplo: el etanol H₃C-CH₂OH, las proteínas y los carbohidratos.

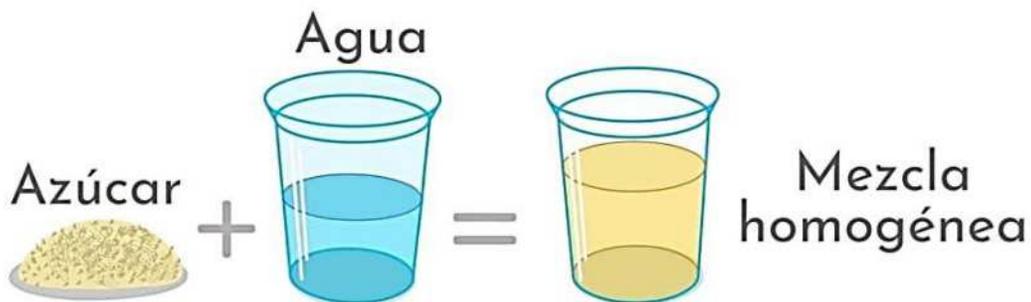
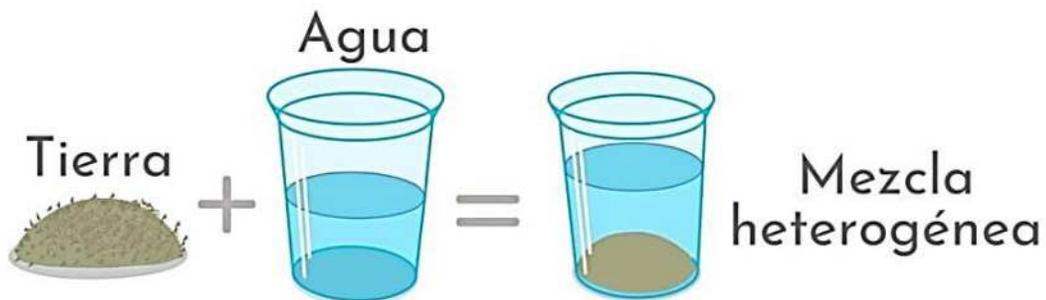
Mezclas

Una mezcla es la **combinación de diversos elementos y/o moléculas que no están unidas químicamente**. Se diferencia de las sustancias puras, como los elementos y los compuestos, en que los componentes pueden separarse por diversas técnicas físicas.

Tipos de mezclas

Mezcla homogénea: es aquella cuya composición es uniforme y cada parte tiene las mismas propiedades. Por ejemplo: la mezcla de agua y vinagre, la mezcla de alcohol y agua.

Mezcla heterogénea: es aquella en cuya composición se pueden distinguir las partes de la mezcla. Por ejemplo: la mezcla de aceite y vinagre, la mezcla de un jugo de frutas.



-PROCEDIMIENTO DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

De forma natural es muy difícil que las sustancias puras que constituyen una mezcla se separen. Para los químicos es fundamental obtener estas sustancias para identificar sus estructuras y sus propiedades físicas y químicas.

Existen distintos métodos para separar una mezcla en sus diferentes componentes. Dichos métodos son físicos ya que no alteran las propiedades de los componentes.

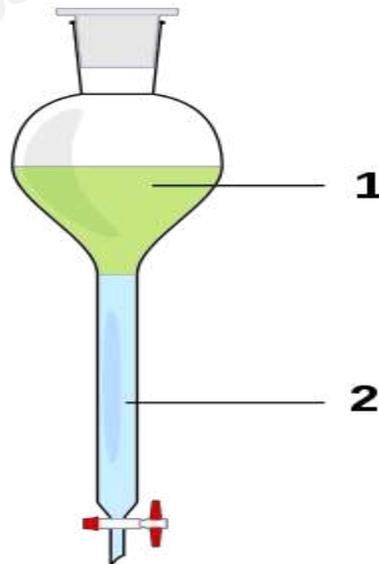
Al realizar cualquier separación de mezclas primero debemos saber sobre su estado físico, características y propiedades, para usar la técnica más adecuada.

Conoce los métodos de separación de mezclas.

-DECANTACIÓN

Se utiliza para separar dos líquidos con diferentes densidades o una mezcla constituida por un sólido insoluble en un líquido. Se trata de un método basado en la diferencia por densidades. Si tenemos una mezcla de sólido y un líquido que no disuelve dicho sólido, se deja reposar la mezcla y el sólido se va al fondo del recipiente. Si se trata de dos líquidos se coloca la mezcla en un embudo de decantación, se deja reposar y el líquido más denso queda en la parte inferior del embudo.

En nuestra casa tenemos muchos ejemplos de mezclas que separamos normalmente por este método, como el agua de tamarindo (la pulpa se va al fondo del recipiente después de un tiempo de reposo y al momento de servirla estamos decantando). También cuando queremos un caldo de pollo sin grasa, lo dejamos enfriar y por diferencia de densidades la grasa queda en la superficie y con una cuchara lo retiramos.



-FILTRACIÓN

Se trata de una operación que permite separar mezclas heterogéneas de un sólido insoluble en un líquido. Se hace pasar la mezcla a través de un papel filtro, el sólido se quedará en la superficie del papel y el otro componente pasará.

Es posible separar sólidos de partículas sumamente pequeñas. Utilizando papeles con el tamaño de los poros adecuados. Es uno de los métodos más simples de separación física, además de ser sencillo y barato. Seguramente lo has usado, al colar en la cocina algún elemento.

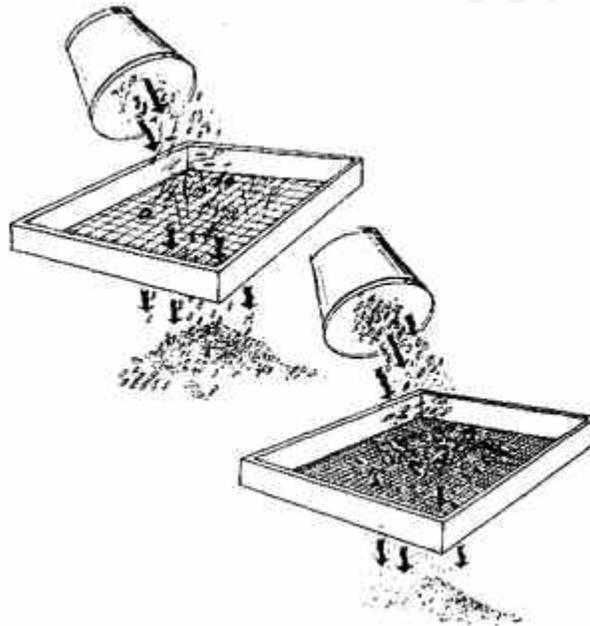


-TAMIZADO

El tamizado sirve para, separar dos o más compuestos sólidos con diferentes densidades y proporciones de tamaño, son llamadas mezclas heterogéneas.

Muy parecido al método de filtración, pero en otro tipo de mezclas. Es un método físico, aplicado a una gran variedad de minerales, y objetos de los que se necesita su separación. Se utiliza un colador, u originalmente denominado tamiz o cribado. La cual se basa de un método mecánico que consiste en pasar la mezcla seca por una herramienta de tamiz, que se distingue por tener orificios en su fondo.

Con la finalidad de permitir que el elemento más delgado y pequeño pase fácilmente agitando el colador y que los elementos del compuesto más grandes queden atrapados en su fondo.

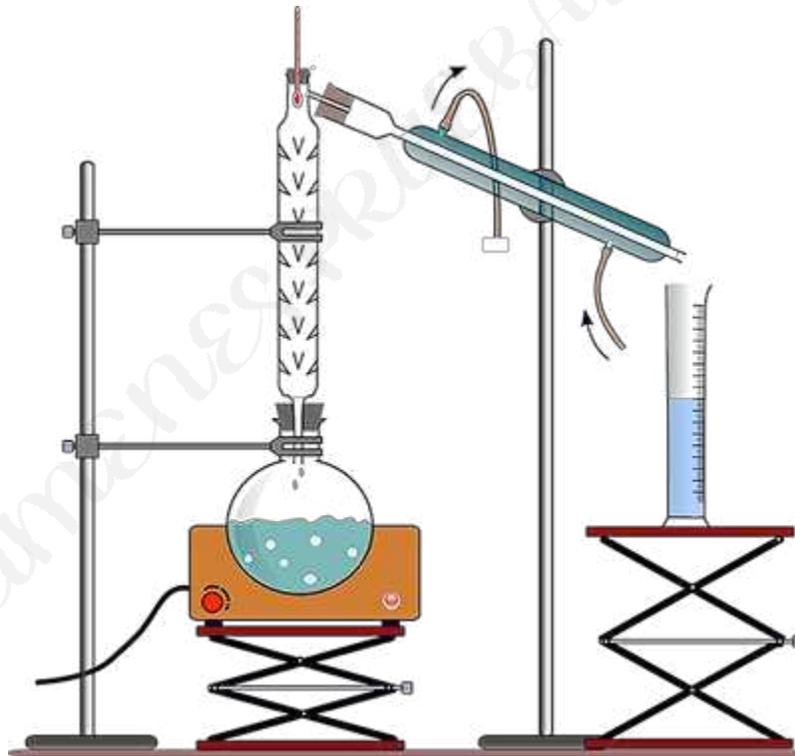


-DESTILACIÓN

Este método consiste en separar dos o más líquidos miscibles con diferentes puntos de ebullición, primero por medio de la evaporación posteriormente por la condensación de las sustancias. A través de esta operación se separan principalmente mezclas homogéneas de líquidos. Por ejemplo, la separación del agua que hierve a los 100 y de alcohol de vino de mesa que hierve a 78.

Para llevar a cabo esta operación se utiliza un equipo de destilación. En él se coloca la mezcla y se procede a calentarla. La sustancia con el menor punto de ebullición es la primera que se evapora y pasa por el refrigerante.

Es ahí donde se condensa y se recibe en estado líquido en un recipiente. Así sucesivamente, hasta que se destilan todas las sustancias puras que componen a la mezcla. Este método se utiliza para separar a las diferentes fracciones del petróleo. Por este procedimiento también puede separarse una mezcla de un sólido en un líquido, con la ventaja de que se pueden recuperar tanto el líquido como el sólido, a diferencia de la evaporación.



-PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ELEMENTOS

Este tipo de propiedades se clasifican en físicas cuando al determinar alguna de éstas no cambia la constitución íntima de la materia y químicas cuando sí la cambia.

Dentro de las propiedades específicas físicas podemos considerar la densidad, la solubilidad, el punto de ebullición, el punto de congelación, el punto de fusión, la elasticidad, la maleabilidad, la conductividad eléctrica y térmica, la dureza y el color, el sabor y el olor.

Punto de ebullición: El punto de ebullición es una propiedad que depende fuertemente de la presión ambiental. Un líquido sometido a una presión muy alta tendrá un punto de ebullición más alto que si lo sometemos a presiones más bajas, es decir, tardará más en pasar al vapor cuando está sometido a altas presiones.

Punto de fusión: es una propiedad física intensiva de la materia; esto quiere decir que no está ligada a la cantidad de sustancia o al tamaño del cuerpo. En el proceso de fusión, la materia sólida comienza a calentarse hasta alcanzar el punto de fusión, momento en el cual se produce su cambio de estado y se transforma en un líquido.

Masa: La masa es la propiedad física que expresa la cantidad de materia que contiene un cuerpo. En física, la masa se define como la medida de la resistencia de un objeto a la aceleración. Las unidades de medida son el gramo y sus múltiplos. Por ejemplo, 1 kilogramo de hierro, 10 gramos de oro o 0,1 miligramos de glucosa.

Volumen: El volumen es la medida del espacio que ocupa una sustancia o cuerpo. Las unidades de medida son el litro y sus múltiplos. Por ejemplo, 1 litro de leche, 500 mililitros de agua o 5 microlitros de mercurio.

Densidad: La densidad es la relación de la masa y el volumen de un cuerpo. Por ejemplo, el aluminio tiene una densidad de 2,7 gr/ml, esto es, 1 ml de aluminio tiene una masa de 2,7 gramos.

Temperatura: La temperatura es la medida de la agitación interna de un sistema. Se mide con ayuda de un termómetro y se usan diferentes escalas: Celsius, Kelvin o Fahrenheit.

-CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

Cambios físicos y químicos:

Cambio físico:

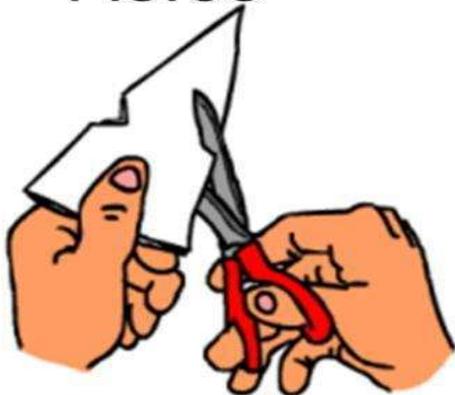
Ocurre cuando el tamaño, forma o estado de la sustancia cambia, pero sus propiedades se mantiene igual.

Cambio químico:

Ocurre cuando una o más sustancias se transforman en sustancias completamente nuevas que tiene propiedades diferentes.

Busca en tu libro en la página 80 ejemplos de cambios físicos y químicos y anótalos en tu cuaderno.

Cambio Físico



Cambio Químico



-MODELOS ATÓMICOS

1. Modelo atómico de Dalton 1808-1810

- ☑ Un átomo es la partícula más pequeña de un elemento que conserva sus propiedades.
- ☑ Un elemento es una sustancia que está formada por átomos iguales.
- ☑ Un compuesto es una sustancia que está formada por átomos distintos combinados en una relación numérica sencilla y constante.
- ☑ En una reacción química los átomos no se crean ni se destruyen, solo cambian las uniones entre ellos.

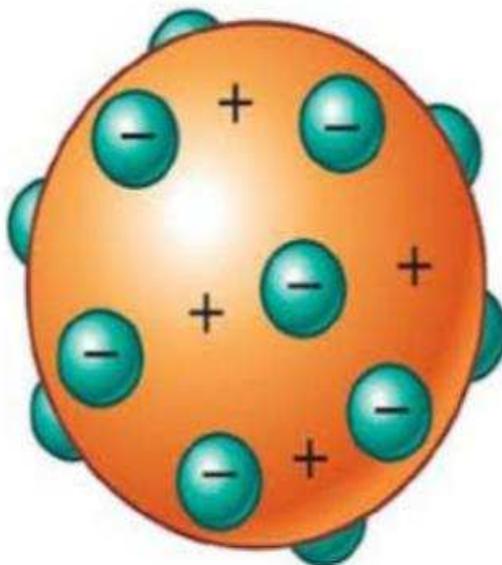
Teníamos la siguiente situación a principios del s. XIX:

Dalton determinara que la materia estaba formada por átomos.

Distintas experiencias demostraban que la materia podía ganar o perder cargas eléctricas. Por lo tanto, la pregunta era: ¿LAS CARGAS ELÉCTRICAS FORMAN PARTE DE LOS ÁTOMOS?

2. El modelo atómico de Thomson (modelo pudin de pasas)

J.J. Thomson encontró que en los átomos existe una partícula con carga eléctrica negativa, a la que llamó electrón. Pero como la materia solo muestra sus propiedades eléctricas en determinadas condiciones (la electrolisis, la adquisición de carga eléctrica cuando frotamos los cuerpos ...), debemos suponer que es neutra. Así: "El átomo es una esfera maciza de carga positiva en la que se encuentran incrustados los electrones"



3. El modelo atómico de Rutherford

Este científico descubrió el protón: partícula que tiene la misma carga que el electrón, pero positiva, y su masa es unas 1840 veces mayor que la del electrón. Postuló que:

El átomo tiene un núcleo central en el que están concentradas la carga positiva y prácticamente toda su masa.

La carga positiva de los protones es compensada con la carga negativa de los electrones, que están fuera del núcleo.

El núcleo contiene protones en número igual al de electrones del átomo.

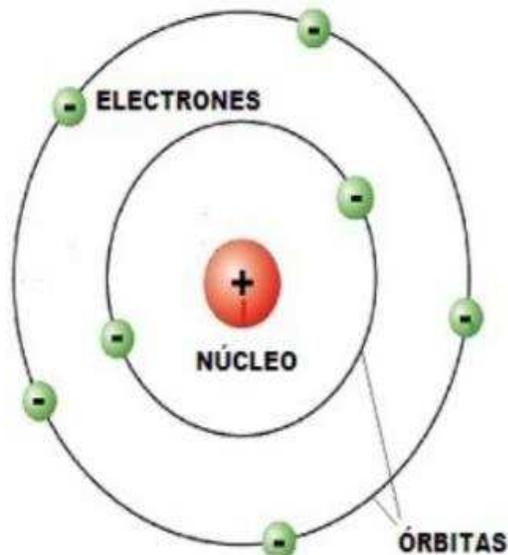
Los electrones giran a mucha velocidad en torno al núcleo y están separados de éste por una gran distancia.

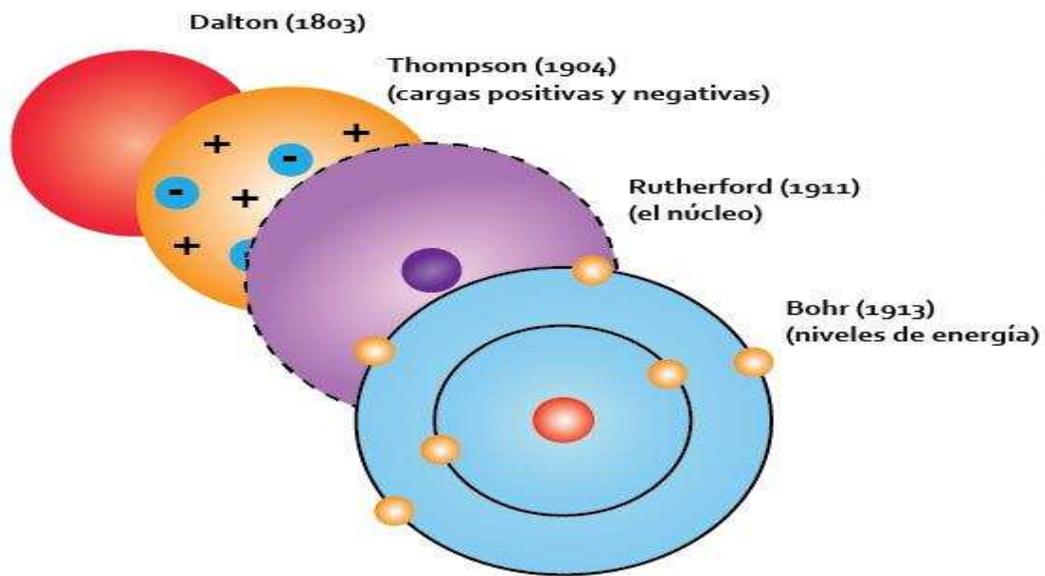
La suma de la masa de los protones y de los electrones no coincide con la masa total del átomo, por lo que Rutherford supuso que en el núcleo tenía que existir otro tipo de partículas. Posteriormente, James Chadwick descubrió estas partículas sin carga, y masa similar a la del protón, que recibieron el nombre de neutrones.

4. Modelo atómico de Bohr

Según Planck y Einstein, la energía de un sistema no puede aumentar o disminuir continuamente, sino a saltos. El electrón se mueve en unas órbitas circulares permitidas (niveles de energía), donde no admite ni absorbe energía.

La gran diferencia entre este y el anterior modelo es que en el de Rutherford los electrones giran describiendo órbitas que pueden estar a una distancia cualquiera del núcleo, mientras que en el modelo de Bohr sólo se pueden encontrar girando en determinados niveles.





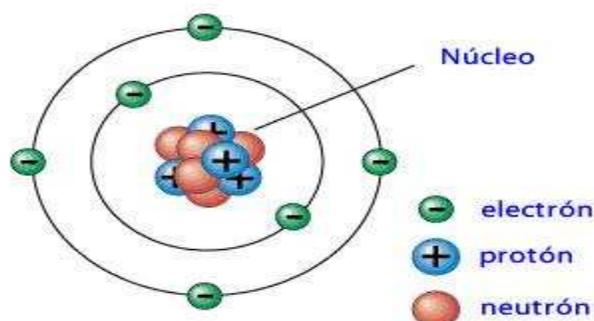
RESUMENES.PRW

-ÁTOMOS: PROTÓN, NEUTRÓN Y ELECTRÓN

¿Qué es un átomo?

Definimos **átomo** como la **partícula más pequeña en que un elemento puede ser dividido** sin perder sus propiedades químicas. Aunque el origen de la palabra átomo proviene del griego, que significa indivisible, los átomos están formados por partículas aún más pequeñas, las partículas subatómicas.

Generalmente, estas partículas subatómicas con las que están formados los átomos son tres: los **electrones**, los **protones** y los **neutrones**. Lo que diferencia a un átomo de otro es la relación que se establecen entre ellas.



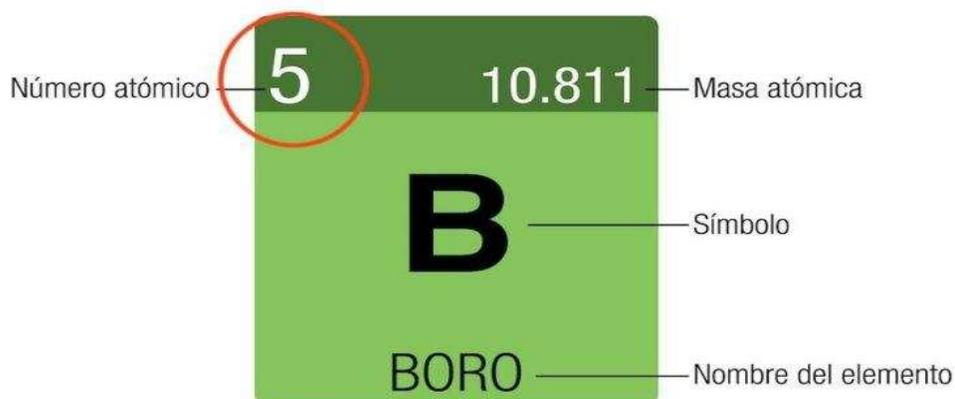
Los **electrones** tienen una carga negativa y son las partículas subatómicas más livianas que tienen los átomos. La carga de los **protones** es positiva y pesan unas 1.836 veces más que los electrones. Los únicos que no tienen carga eléctrica son los **neutrones** que pesan aproximadamente lo mismo que los protones.

Los **protones y neutrones** se encuentran **agrupados en el centro del átomo** formando el **núcleo atómico** del átomo. Por este motivo también se les llama **nucleones**. Los electrones aparecen orbitando alrededor del núcleo del átomo.

De este modo, la parte central del átomo, **el núcleo atómico**, tiene una **carga positiva** en la que se concentra **casi toda su masa**, mientras que en el exterior, alrededor del núcleo atómico, hay un cierto número de electrones, cargados negativamente. La carga total del núcleo atómico (positiva) es igual a la carga negativa de los electrones, de modo que la carga eléctrica total del átomo sea neutra.

Esta descripción de los electrones orbitando alrededor del núcleo atómico corresponde al sencillo **modelo de Bohr**. Según la mecánica cuántica cada partícula tiene una función de onda que ocupa todo el espacio y los electrones no se encuentran localizados en órbitas, aunque la probabilidad de presencia sea más alta a una cierta distancia del núcleo.

-NÚMERO ATÓMICO



¿Qué es el número atómico?

Tanto en física como en química, el número atómico es el número total de protones que componen el núcleo atómico de un elemento químico determinado.

Suele denotarse con la letra Z (proveniente de la palabra alemana *zahl*, "número") y colocarse como subíndice a la izquierda del símbolo químico del elemento en cuestión, justo debajo del número másico A (cantidad de nucleones en el núcleo, es decir, suma del número de protones y el número de neutrones). Por ejemplo:

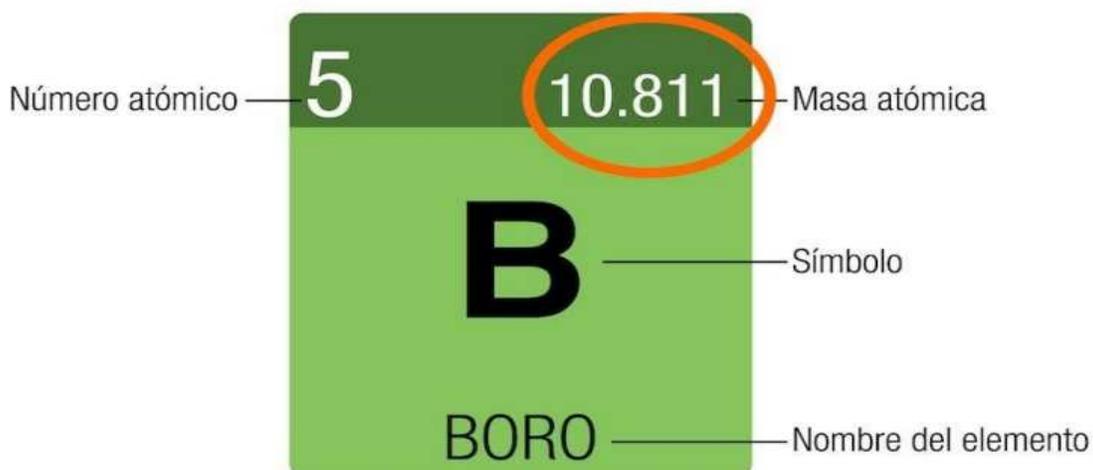
$^{23}_{11}\text{Na}$ (elemento: sodio, número atómico: 11, y número másico: 23).

Todos los átomos están compuestos de partículas subatómicas: algunas forman parte de su núcleo (protones y neutrones) y otras giran a su alrededor (electrones). Los protones tienen carga positiva, los neutrones tienen carga neutra y los electrones tienen carga negativa (electrones).

Dado que los átomos en la naturaleza son eléctricamente neutros, la cantidad de partículas positivas y negativas es la misma, de modo que si un átomo tiene $Z = 11$, tendrá once protones y once electrones alrededor.

Además, el número atómico permite organizar los elementos conocidos en la Tabla Periódica, van del menor al mayor número de protones en el núcleo a medida que se avanza por las filas y columnas de la tabla. Por ejemplo, el hidrógeno (H) tiene apenas un protón ($Z = 1$), mientras que el oganesón (Og) posee ciento dieciocho ($Z = 118$). Así se puede diferenciar elementos livianos de elementos pesados.

-NÚMERO MÁSIICO Y NÚMERO ATÓMICO



En la tabla periódica figura la masa atómica del isótopo más estable.

El número másico es la suma de los protones y los neutrones. Se denota con la letra A (del alemán *Atomgewicht*) como superíndice a la izquierda del símbolo químico (por ejemplo: ^{23}Na).

El número másico suele ser aproximadamente el doble que el número atómico ya que los neutrones brindan estabilidad al núcleo atómico, y superan así la natural repulsión entre protones de carga positiva. A diferencia del número atómico, el número másico varía en cada isótopo.

El número másico puede calcularse según la fórmula:

Número másico (A) = número atómico (Z) + número de neutrones (N).

No debe confundirse el número másico con la masa atómica. La masa atómica se mide en unidades u.m.a (unidad de masa atómica) o Da (dalton). Esta unidad se calcula a partir del átomo de carbono y cada u.m.a es una doceava parte de su masa. En la tabla periódica figura la masa atómica del isótopo más estable.

-TABLA PERIÓDICA

Actualmente, la tabla periódica se compone de 118 elementos distribuidos en 7 filas horizontales llamadas periodos y 18 columnas verticales, conocidas como grupos. Su descubridor, el químico ruso Dmitri Mendeléiev, no fue premiado con el Nobel por lo que es una de las contribuciones capitales en la historia de la química. A cambio, en 1955 recibió el honor de prestar su nombre al mendelevio (Md), el elemento químico de número atómico 101 en la tabla periódica.

¿Cuántos elementos tiene la tabla periódica?

Actualmente la tabla periódica actual cuenta con 118 elementos (94 de los cuales se dan de manera natural en la Tierra) sin embargo, los científicos están intentando sintetizar nuevos elementos artificiales, por lo que no se descarta que esta lista aumente en el futuro. De hecho, los grandes laboratorios de Japón, Rusia, Estados Unidos y Alemania compiten por ser los primeros en obtener los siguientes: el 119 y el 120

¿Como se organiza la tabla periódica?

La tabla periódica de los elementos está organizada de menor a mayor según su número atómico, es decir, el número total de protones que tiene cada átomo de ese elemento. Además, están distribuidos en 7 filas horizontales llamadas periodos y 18 columnas verticales conocidas como grupos, de modo que los elementos que pertenecen al mismo grupo tienen propiedades similares

¿Qué significa cada elemento de la tabla periódica?

Cada casilla de la tabla periódica corresponde a un elemento químico con unas propiedades determinadas. En dicha casilla se especifica su nombre, el símbolo químico del elemento, su número atómico (cantidad de protones), su masa atómica, la energía de ionización, la electronegatividad, sus estados de oxidación y la configuración electrónica. Gracias a los símbolos químicos se pueden abreviar los elementos de ciertas materias, como el agua, que está compuesta por dos moléculas de hidrógeno y una de oxígeno, es decir: H₂O

Grupos de la tabla periódica

Las 18 columnas verticales conforman los conocidos como grupos de la tabla periódica y son elementos que tienden a tener propiedades químicas similares. por ejemplo, la columna más a la izquierda de la tabla, la conocida como el grupo de los metales alcalinos, contiene elementos como el sodio, el potasio o el litio, todos ellos sólidos a temperatura ambiente, con puntos de fusión bajos, muy reactivos y con tendencia a ennegrecerse en contacto con el aire. Su nomenclatura ha cambiado, tanto a lo largo del tiempo como de los países donde se nombren.

Clasificación de los elementos de la tabla periódica:

- Grupo 1: metales alcalinos
- Grupo 2: metales alcalinotérreos
- Grupo 3: familia del escandio (tierras raras y actinidos)
- Grupo 4: familia del titanio
- Grupo 5: familia del vanadio
- Grupo 6: familia del cromo
- Grupo 7: familia del manganeso
- Grupo 8: familia del hierro
- Grupo 9: familia del cobalto
- Grupo 10: familia del níquel
- Grupo 11: familia del cobre
- Grupo 12: familia del zinc
- Grupo 13: térreos
- Grupo 14: carbonoideos
- Grupo 15: nitrogenoideos
- Grupo 16: calcógenos o anfígenos
- Grupo 17: halógenos
- Grupo 18: gases nobles

-PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS

Propiedades de los metales.

- Por regla general los metales tienen las siguientes propiedades:
- Son buenos conductores de la electricidad.
- Son buenos conductores del calor.
- Son resistentes y duros.
- Son brillantes cuando se frota o al corte.
- Son maleables, se convierten con facilidad en láminas muy finas.
- Son dúctiles, se transforman con facilidad en hilos finos.
- Se producen sonidos característicos (sonido metálico) cuando son golpeados.
- Tienen altos puntos de fusión y de ebullición.
- Poseen elevadas densidades; es decir, tienen mucha masa para su tamaño: tienen muchos átomos juntos en un pequeño volumen.
- Algunos metales tienen propiedades magnéticas: son atraídos por los imanes.
- Pueden formar aleaciones cuando se mezclan diferentes metales. Las aleaciones suman las propiedades de los metales que se combinan. Así, si un metal es ligero y frágil, mientras que el otro es pesado y resistente, la combinación de ambos daría una aleación ligera y resistente.
- Tienen tendencia a formar iones positivos.

Hay algunas excepciones a las propiedades generales enunciadas anteriormente:

- El mercurio es un metal pero es líquido a temperatura ambiente.
- El sodio es metal pero es blando (se raya con facilidad) y flota (baja densidad)

Propiedades de los no metales:

- Son malos conductores de la electricidad.
- Son malos conductores del calor.
- Son poco resistentes y se desgastan con facilidad.
- No reflejan la luz como los metales, no tienen el denominado brillo metálico. Su superficie no es tan lisa como en los metales.
- Son frágiles, se rompen con facilidad.
- Tienen baja densidad.
- No son atraídos por los imanes.
- Tienen tendencia a formar iones negativos.
- Hay algunas excepciones a las propiedades generales enunciadas anteriormente:
 - El diamante es un no metal pero presenta una gran dureza.
 - El grafito es un no metal pero conduce la electricidad.

Gases Nobles o Gases Inertes.

La característica fundamental es que en condiciones normales son inertes, no reaccionan con ningún elemento ni forman iones.

-ENLACES QUÍMICOS

¿Qué es un enlace químico?

Un enlace químico es la fuerza que une a los átomos para formar compuestos químicos. Esta unión le confiere estabilidad al compuesto resultante. La energía necesaria para romper un enlace químico se denomina energía de enlace.

En este proceso los átomos ceden o comparten electrones de la capa de valencia (la capa externa de un átomo donde se determina su reactividad o su tendencia a formar enlaces), y se unen constituyendo nuevas sustancias homogéneas (no mezclas), inseparables a través de mecanismos físicos como el filtrado o el tamizado.

Es un hecho que los átomos que forman la materia tienden a unirse a través de diversos métodos que equilibran o comparten sus cargas eléctricas naturales para alcanzar condiciones más estables que cuando están separados. Los enlaces químicos constituyen la formación de moléculas orgánicas e inorgánicas y, por tanto, son parte de la base de la existencia de los organismos vivos. De manera semejante, los enlaces químicos pueden romperse bajo ciertas y determinadas condiciones.

Esto puede ocurrir sometiendo los compuestos químicos a altas temperaturas, aplicando electricidad o propiciando reacciones químicas con otros compuestos. Por ejemplo, si aplicamos electricidad al agua es posible separar las uniones químicas entre el hidrógeno y el oxígeno que la conforman, este proceso se denomina electrólisis. Otro ejemplo consiste en añadir grandes cantidades de energía calórica a una proteína, lo cual llevaría a desnaturalizarla (perder la estructura secundaria de una proteína) o romper sus enlaces.

-TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

Principales tipos de enlaces químicos entre átomos

A continuación, puedes ver cuáles son los tres principales tipos de enlace químico a través del cual los diferentes átomos se unen para formar las distintas moléculas. Una de las principales diferencias entre ellos son los tipos de átomos que se usen (metálicos y/o no metálicos, siendo los metálicos poco electronegativos y los no metálicos mucho).

1. Enlace iónico

El iónico es uno de los tipos de enlace químico más conocidos, siendo el que se forma cuando se unen un metal y un no metal (es decir, un componente con poca electronegatividad con uno con mucha).

El electrón más externo del elemento metálico se verá atraído por el núcleo del elemento no metálico, cediendo el segundo el electrón al primero. Se forman compuestos estables, cuya unión es electroquímica. En esta unión el elemento no metálico pasa a ser anión al quedar finalmente con carga negativa (tras recibir el electrón), mientras que los metales se vuelven cationes de carga positiva.

Un ejemplo típico de enlace iónico lo encontramos en la sal, o en compuestos cristalizados. Los materiales formados por este tipo de unión tienden a necesitar una gran cantidad de energía para fundirlos y suelen ser duros, si bien pueden comprimirse y quebrarse con facilidad. En general tienden a ser solubles y pueden disolverse con facilidad.

2. Enlaces covalentes

El enlace covalente es un tipo de enlace caracterizado porque los dos átomos a unirse poseen propiedades electronegativas semejantes o incluso idénticas. El enlace covalente supone que ambos átomos (o más, si la molécula la forman más de dos átomos) comparten entre sí los electrones, sin perder ni ganar en cantidad.

Este tipo de enlaces es el que suele formar parte de la materia orgánica, como por ejemplo la que configura nuestro organismo, y son más estables que los iónicos. Su punto de fusión es más bajo, hasta el punto de que muchos compuestos se encuentran en estado líquido, y no son por lo general conductores de la electricidad. Dentro de los enlaces covalentes podemos encontrar varios subtipos.

-Enlace covalente no polar o puro

Se refiere a un tipo de enlace covalente en que se unen dos elementos con el mismo nivel de electronegatividad y cuya unión no provoca que una de las partes pierda o gane electrones, siendo los átomos del mismo elemento. Por ejemplo, el hidrógeno, el oxígeno o el carbono son algunos elementos que pueden unirse a átomos de su mismo elemento para formar estructuras. No son solubles.

-Enlace covalente polar

En este tipo de enlace covalente, en realidad el más usual, los átomos que se unen son de distintos elementos. Ambos poseen una electronegatividad semejante, aunque no idéntica, con lo que tienen diferentes cargas eléctricas. Tampoco en este caso se pierden electrones en ninguno de los átomos, sino que los comparten.

-Enlace covalente bipolares

Dentro de este subgrupo también encontramos los enlaces covalentes bipolares, en que existe un átomo dador que comparte los electrones y otro u otros receptores que se benefician de dicha incorporación.

Cosas tan básicas e imprescindibles para nosotros como el agua o la glucosa se forman a partir de este tipo de enlace.

3. Enlace metálico

En los enlaces metálicos se unen entre sí dos o más átomos de elementos metálicos. Dicha unión se debe no a la atracción entre ambos átomos entre sí, si no entre un catión y los electrones que han quedado libres y ajenos haciendo que sea tal cosa. Los diferentes átomos configuran una red en torno a estos electrones, con patrones que se van repitiendo. Estas estructuras tienden a aparecer como elementos sólidos y consistentes, deformables pero difíciles de romper.

Asimismo, este tipo de enlace se vincula a la conductividad eléctrica propia de los metales, al ser sus electrones libres.



-PROPIEDADES SUSTANCIAS COVALENTES

Como más arriba se ha comentado, no existe un patrón homogéneo en las propiedades de las sustancias covalentes. Por el contrario, existe una gran variación en las propiedades de esas sustancias, de la misma manera que es muy variada su estructura.

En un repaso general a las propiedades de las sustancias covalente se debe recordar los siguiente:

-Las sustancias que forman moléculas tienen puntos de fusión y de ebullición bajos, aunque la presencia de puentes de hidrógeno puede elevar esos valores.

-Su solubilidad depende de la polaridad de la molécula: las polares, HCl o etanol, por ejemplo, son solubles en agua. Las apolares o las poco polares se disuelven en disolventes apolares (tetracloruro de carbono, tolueno, benceno...).

-Las sustancias moleculares en disolución no son conductoras de la electricidad, excepto en aquellos casos en que los enlaces polares se rompen y producen iones (es el caso de los ácidos y las bases).

-Las sustancias que forman redes covalentes son siempre sólidos insolubles, duros y frágiles.

-Los cristales covalentes no son conductores de la electricidad porque todos los electrones de valencia están formando enlaces; sólo algunas sustancias como el grafito y algunos polímeros si la conducen debido a la presencia de **enlaces deslocalizados**.

2.- QUÍMICA ORGÁNICA

-ÁTOMO DE CARBONO

El carbono es único en la química porque forma un número de compuestos mayor que la suma total de todos los otros elementos combinados.

Con mucho, el grupo más grande de estos compuestos es el constituido por carbono e hidrógeno. Se estima que se conoce un mínimo de 1.000.000 de compuestos orgánicos y este número crece rápidamente cada año. Aunque la clasificación no es rigurosa, el carbono forma otra serie de compuestos considerados como inorgánicos, en un número mucho menor al de los orgánicos.

Propiedades del carbono

Una de las propiedades de los elementos no metales como el carbono es por ejemplo que los elementos no metales son malos conductores del calor y la electricidad. El carbono, al igual que los demás elementos no metales, no tiene lustre. Debido a su fragilidad, los no metales como el carbono, no se pueden aplanar para formar láminas ni estirados para convertirse en hilos.

El estado del carbono en su forma natural es sólido (no magnético). El carbono es un elemento químico de aspecto negro (grafito) o incoloro (diamante) y pertenece al grupo de los no metales.

Usos del carbono

El carbono es el cuarto elemento más abundante en el universo. Si alguna vez te has preguntado para qué sirve el carbono, a continuación, tienes una lista de sus posibles usos:

- El uso principal de carbono es en forma de hidrocarburos, principalmente gas metano y el petróleo crudo. El petróleo crudo se utiliza para producir gasolina y queroseno a través de su destilación.
- La celulosa, un polímero de carbono natural que se encuentra en plantas, se utiliza en la elaboración de algodón, lino y cáñamo.
- Los plásticos se fabrican a partir de polímeros sintéticos de carbono.
- El grafito, una forma de carbono, se combina con arcilla para hacer el principal componente de los lápices. El grafito se utiliza también como un electrodo en la electrólisis, ya que es inerte (no reacciona con otros productos químicos).
- El grafito se utiliza también como lubricante, como pigmento, como un material de moldeo en la fabricación de vidrio y como moderador de neutrones en los reactores nucleares.

-PROPIEDADES QUÍMICAS DEL CARBONO

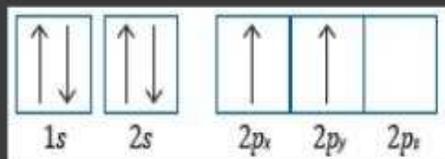
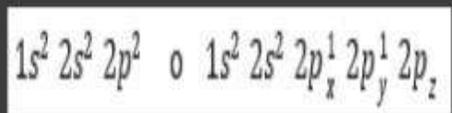
-Tetravalencia: La tetravalencia, de este modo, indica que el **elemento químico** tiene una tendencia a vincularse a través de cuatro enlaces covalentes. Esta particularidad está asociada a la estructura tetraédrica de las **moléculas**.

Las moléculas con dicha estructura presentan una geometría tal que existe un átomo en el centro y éste se enlaza químicamente con cuatro sustituyentes, uno en cada esquina de un **tetraedro**

-TETRAVALENCIA

Tetravalencia

El carbono tiene un número atómico de $Z = 6$. Como átomo neutro, tiene 6 protones y 6 electrones, por lo tanto, la configuración electrónica en su estado natural o basal es:



Hibridación del Carbono: La hibridación consiste en una mezcla de orbitales puros en un estado excitado para formar orbitales híbridos equivalentes con orientaciones determinadas en el espacio.

Hibridación sp^3 o tetraédrica

Para los compuestos en los cuales el carbono presenta enlaces simples, hidrocarburos saturados o alcanos, se ha podido comprobar que los cuatro enlaces son iguales y que están dispuestos de forma que el núcleo del átomo de carbono ocupa el centro de un tetraedro regular y los enlaces forman ángulos iguales de $109^\circ 28'$ dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. Esta configuración se explica si se considera que los tres orbitales $2p$ y el orbital $2s$ se hibridan para formar cuatro orbitales híbridos sp^3 .

Hibridación sp^2

En la hibridación trigonal se hibridan los orbitales $2s$, $2p_x$ y $2p_y$, resultando tres orbitales idénticos sp^2 y un electrón en un orbital puro $2p_z$.

El carbono hibridado sp^2 da lugar a la serie de los alquenos.

La molécula de eteno o etileno presenta un doble enlace:

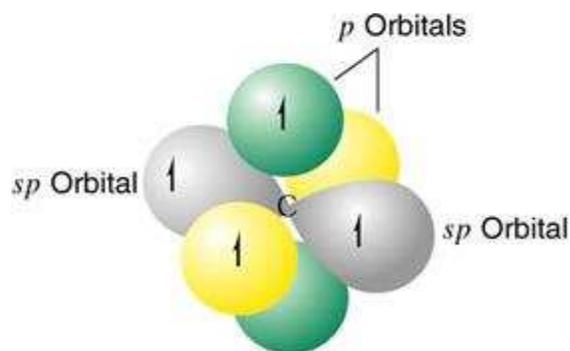
un enlace de tipo σ por solapamiento de los orbitales híbridos sp^2

un enlace de tipo π por solapamiento del orbital $2p_z$

El enlace π es más débil que el enlace σ lo cual explica la mayor reactividad de los alquenos, debido al grado de insaturación que presentan los dobles enlaces.

Hibridación sp

Los átomos que se hibridan ponen en juego un orbital s y uno p , para dar dos orbitales híbridos sp , colineales formando un ángulo de 180° . Los otros dos orbitales p no experimentan ningún tipo de perturbación en su configuración.



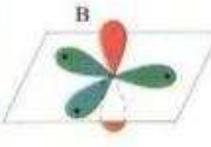
Un átomo de carbono hibridizado sp

El ejemplo más sencillo de hibridación sp lo presenta el etino. La molécula de acetileno presenta un triple enlace:

- un enlace de tipo σ por solapamiento de los orbitales híbridos sp
- dos enlaces de tipo π por solapamiento de los orbitales 2 p.

Tipos de hibridación del carbono

Tipo de hibridación	Orbitales	Geometría	Ángulos	Enlace
sp ³	4 sp ³	Tetraédrica	109° 28'	Sencillo
sp ²	3 sp ² 1 p	Trigonal plana	120°	Doble
sp	2 sp ² p	Lineal	180°	Triple

Tipo de hibridación	Orbitales que se hibridan	Tipos de enlace Simple, doble, triple	Tipos de hidrocarburos	Geometría	Ángulos de enlace
Sp ³	S, Px, Py, Pz	C-C simple	alcanos		109.5°
Sp ²	S, Px, Py	C=C doble	alqueno		120°
Sp	S, Px	C≡C triple	alquino		180°

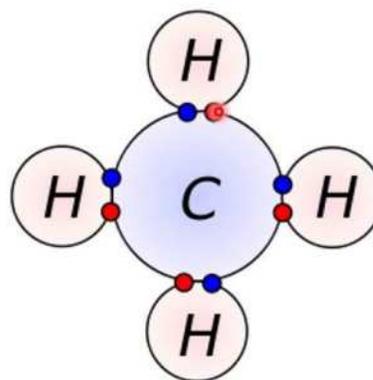
-Covalencia: El átomo de carbono que tiene 4 electrones en su último nivel de energía, no gana ni pierde electrones, sino al combinarse los comparte con otros átomos formando enlaces covalentes.

Igualdad de valencias: Propiedad del átomo de carbono, de representar en el centro de un tetraedro regular, con sus valencias dirigidas hacia los vértices a igual distancia del átomo de carbono (equidistantes), que tomó el nombre de "Isovalencia" o igualdad de sus valencias.

Autosaturación: Propiedad del átomo de carbono que lo distingue de los demás elementos y se refiere a la capacidad que tienen para unirse entre si, para formar cadenas carbonadas lineales o ramificados, cíclicas o abiertas compartiendo una, dos, tres pares de electrones de valencia (enlaces covalentes). El carbono satura sus valencias uniéndose consigo mismo una, dos o tres veces, dando lugar a enlaces simples, dobles o triples, y se representan por medio de líneas.

Propiedades del Carbono COVALENCIA

Un **enlace covalente** entre dos átomos se produce cuando estos átomos se unen, para completar su "octeto estable", y comparten electrones del último nivel



- Electrones del hidrógeno
- Electrones del carbono

PROPIEDADES DEL CARBONO

PROPIEDADES QUÍMICAS

- ◉ Covalencia: El átomo del carbono se une a otros átomos compartiendo electrones, es decir mediante enlace covalente.
- ◉ Tetravalencia: El átomo de carbono siempre hace intervenir sus cuatro electrones de valencia, por lo tanto su valencia es 4.
- ◉ Autosaturación: Los átomos de carbono tienen la cualidad de unirse entre sí mediante enlaces simples, dobles o triples.
- ◉ Hibridación: El carbono posee tres tipos de hibridación: sp^3 , sp^2 y sp .



-ORBITALES Y ENLACES QUÍMICOS

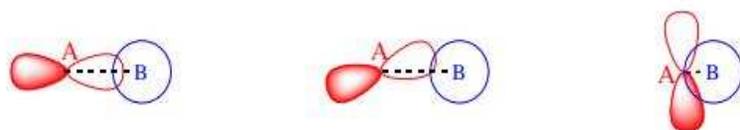
3.1 La descripción mecano-cuántica del enlace químico

La resolución exacta de la ecuación de Schrödinger es imposible para moléculas polielectrónicas, por lo que se precisa realizar algunas aproximaciones. Estas aproximaciones se basan en dos modelos alternativos.

La *teoría del enlace de valencia* construye la función de onda de la molécula vista como un conjunto de pares electrónicos *localizados* en un átomo o entre dos átomos. Se trata de la versión mecano-cuántica de las ideas de Lewis y comparte con ellas conceptos como la resonancia.

La *teoría de los orbitales moleculares* construye la función de onda de la molécula como un conjunto de *orbitales moleculares deslocalizados* por toda la molécula.

En ambas teorías, el *solapamiento* de orbitales atómicos juega un papel fundamental. Cuando participan orbitales direccionales, el solapamiento depende de la dirección de interacción:



Máximo Solapamiento

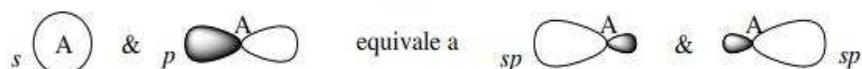
Solapamiento intermedio

Solapamiento nulo

3.2 La teoría del enlace de valencia (TEV)

La teoría de enlace de valencia supone que un enlace entre dos átomos se forma por el solapamiento de dos orbitales, uno de cada átomo, si el total de electrones que ocupan ambos orbitales es de dos.

Un enlace óptimo exige un máximo solapamiento entre los orbitales participantes, por lo que cada átomo debe tener orbitales adecuados dirigidos hacia los otros átomos con los que se enlaza. A menudo esto no es así, y en la formación de un enlace no participa un orbital atómico puro sino una mezcla (*hibridación*) de orbitales atómicos adecuada para que los orbitales híbridos se encuentren orientados en las direcciones de enlace. Por ejemplo, en una molécula lineal como BeCl_2 , los enlaces Be-Cl estarán previsiblemente formados por orbitales híbridos sp (50% s , 50% p) del berilio:



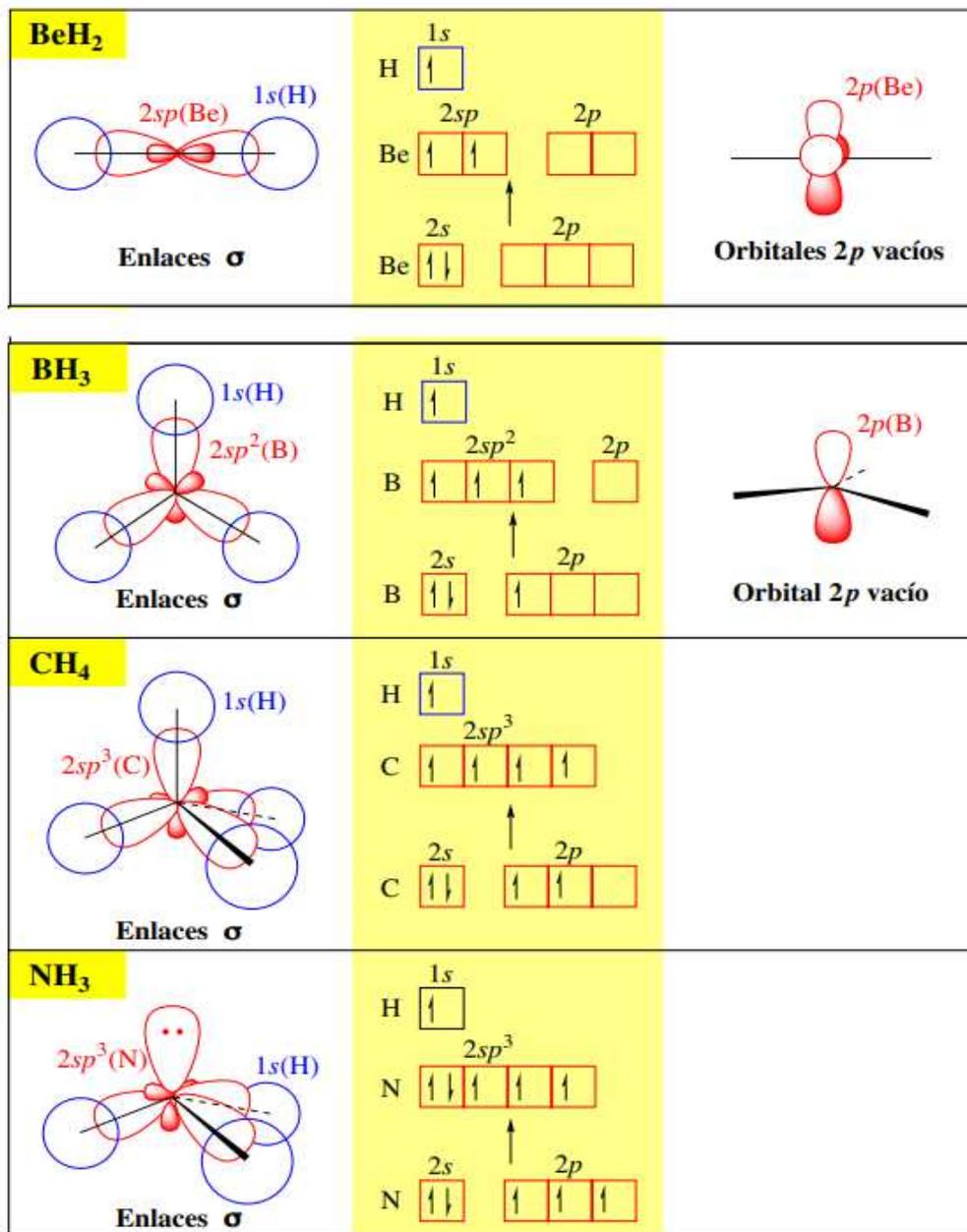
En la tabla 3.1, se da la hibridación necesaria para cada tipo de geometría. En los ejemplos, la hibridación dada es la de los orbitales del átomo central.

Tabla 3.1. Hibridación de orbitales atómicos y geometría electrónica

Geometría electrónica	Orbitales necesarios	Orbitales híbridos	Ejemplos
Lineal	$s + p$	sp	BeCl_2 , CO_2
Triangular plana	$s + p + p$	sp^2	BF_3 , SnCl_2 , C_2H_4
Tetraedro	$s + p + p + p$	sp^3 (o sd^3)	CH_4 , NH_3 , H_2O
Bipirámide trigonal	$s + p + p + p + d$	sp^3d (o spd^3)	PCl_5 , SF_4 , ClF_3 , I_3^-
Octaedro	$s + p + p + p + d + d$	sp^3d^2	SF_6 , BrF_5 , XeF_4

La energía de un orbital híbrido es la media aritmética de la de los orbitales mezclados. Es importante resaltar que la tabla anterior *predice* los orbitales híbridos que participarán en los enlaces a partir de la geometría de molécula (estimada por la VSEPR u obtenida experimentalmente), y no viceversa.

Enlaces sencillos. Se forman por solapamiento frontal de orbitales, llamado solapamiento σ .



Orbitales atómicos

En 1.927 pudo comprobarse experimentalmente la hipótesis de De Broglie al observarse un comportamiento ondulatorio de los electrones en los fenómenos de difracción.

Un electrón que se mueve alrededor de núcleo puede considerarse ligado a él y podemos describir su movimiento ondulatorio mediante la ecuación de ondas.

Con esta idea, Schrödinger realizó un estudio matemático del comportamiento del electrón en el átomo y obtuvo una expresión, conocida como ecuación de Schrödinger.

Podemos decir que un orbital atómico es una zona del espacio donde existe una alta probabilidad (superior al 90%) de encontrar al electrón. Esto supone considerar al electrón como una nube difusa de carga alrededor del núcleo con mayor densidad en las zonas donde la probabilidad de que se encuentre dicho electrón es mayor.

Para que la ecuación de Schrödinger tenga significado físico es necesario imponerle unas restricciones que son conocidas como números cuánticos, que se simbolizan de la misma forma que los obtenidos en el modelo atómico de Bohr:

Números cuánticos	
n:	número cuántico principal
l:	número cuántico del momento angular orbital
m:	número cuántico magnético
s:	número cuántico del spin electrónico.

Estos números cuánticos sólo pueden tomar ciertos valores permitidos:

Valores permitidos	
para n:	números enteros 1, 2, 3, ..
para l:	números enteros desde 0 hasta (n-1)
para m:	todos los números enteros entre +l y -l incluido el 0
para s:	sólo los números fraccionarios -1/2 y +1/2

Los valores del número cuántico n indican el tamaño del orbital, es decir su cercanía al núcleo.

Los valores del número cuántico l definen el tipo de orbital:

- Si $l = 0$ el orbital es del tipo s
- Si $l = 1$ los orbitales son del tipo p
- Si $l = 2$ los orbitales son del tipo d
- Si $l = 3$ los orbitales son del tipo f

-FÓRMULA MOLECULAR

Su composición no siempre coincide con la fórmula empírica. Para poder obtener la fórmula molecular necesitamos conocer el peso molecular del compuesto. La fórmula química siempre será algún múltiplo entero de la fórmula empírica (es decir, múltiplos enteros de los subíndices de la fórmula empírica).

EJEMPLO:

La Vitamina C (ácido ascórbico) posee un 40.92% de Carbono(C), 4.58 % de Hidrogeno(H), y un 54.50 % de Oxigeno(O), en masa. El peso molecular de este compuesto es de 176 una. ¿Cuáles serán su fórmula molecular o química y su fórmula empírica?

Esto nos dirá cuantas moles hay de cada elemento así:

I

Las cantidades molares de oxígeno y carbono parecen ser iguales, mientras que la cantidad relativa

de hidrogeno parece ser mayor. Como no podemos tener fracciones de átomo, hay que normalizar la cantidad relativa de hidrogeno y hacerla igual a un entero.

1.333 es como 1 y 1/3, así que si multiplicamos las proporciones de cada átomo por 3 obtendremos valores enteros para todos los átomos.

$$C = (1.0) \times 3 = 3$$

$$H = (1.333) \times 3 = 4$$

$$O = (1.0) \times 3 = 3$$

Es decir C₃H₄O₃

Esto corresponde a la fórmula empírica del ácido ascórbico.

II

Ahora corresponde calcular la fórmula molecular de este compuesto.

Si sabemos que el peso molecular de este compuesto es de 176 uma. ¿Cuál será el peso molecular de nuestra fórmula empírica?

Para calcular la masa molar o molecular, se deben sumar las masas atómicas de todos los átomos presentes en la fórmula química, es decir:

$(N^\circ \text{ de moléculas} \times \text{masa atómica}) + (N^\circ \text{ de moléculas} \times \text{masa atómica})$

=

Masa molecular.

Según lo señalado anteriormente, los resultados se expresarían de la siguiente manera:

$(3 \times 12.011) + (4 \times 1.008) + (3 \times 15.999) = 88.062 \text{ uma.}$

El peso molecular de nuestra fórmula empírica es significativamente menor que su masa molecular.

¿Cuál será la proporción entre los dos valores?

$(176 \text{ uma} / 88.062 \text{ uma}) = 2.0$

La fórmula empírica pesa esencialmente la mitad que la molecular. Si multiplicamos la fórmula empírica por dos, entonces la masa molecular será la correcta.

Entonces, la fórmula molecular será:

$2 \times C_3H_4O_3 =$

-FÓRMULA CONDENSADA

Presenta la cantidad total de átomos que participan en el compuesto, sin dejar ver los enlaces existentes. Se anota dicha cantidad de átomos por medio de un subíndice colocado al lado derecho del símbolo del elemento.

La **fórmula condensada** o molecular indica el tipo de átomos presentes en un compuesto molecular, y el número de átomos de cada clase. Sólo tiene sentido hablar de fórmula molecular en compuestos covalentes. Así la fórmula molecular de la glucosa es $C_6H_{12}O_6$, lo cual indica que cada molécula está formada por 6 átomos de C, 12 átomos de H y 6 átomos de O, unidos siempre de una determinada manera.

En química orgánica las fórmulas condensadas son las moleculares, es decir, las que indican el nº de átomos de cada elemento que forman la molécula.

Por ejemplo, para el propano se pueden plantear la fórmula semidesarrollada, que indica cómo están unidos los átomos, o la condensada, que sólo indica proporciones. La fórmula semidesarrollada es $CH_3-CH_2-CH_3$, y la **fórmula condensada** es C_3H_8 .

La **fórmula condensada** o molecular indica simplemente la proporción de átomos del compuesto.

Por ejemplo: la fórmula condensada del metano es CH_4 , la del etano es C_2H_6 y la del propano C_3H_8 entre muchas otras.

Fórmula Semi-desarrollada

En esta fórmula se representan los elementos del compuesto unidos a los átomos del carbono los cuales representan solo los enlaces Carbono – Ion – Carbono. Por ejemplo las fórmulas semi-desarrolladas de los compuestos de fórmula condensada mencionadas anteriormente son:

Para el CH_4 (metano), la fórmula semi desarrollada es CH_4 .

En este caso por tratarse de un solo átomo de carbono la fórmula molecular y la semi-desarrollada son las mismas, no así para el etanol y el propano.

Fórmula Desarrollada

En este tipo de fórmula se incluyen todos los enlaces Carbono – Ion – Hidrógeno. Véanse los siguientes ejemplos para los mismos compuestos tratados individualmente.

Para el metano la fórmula desarrollada es:

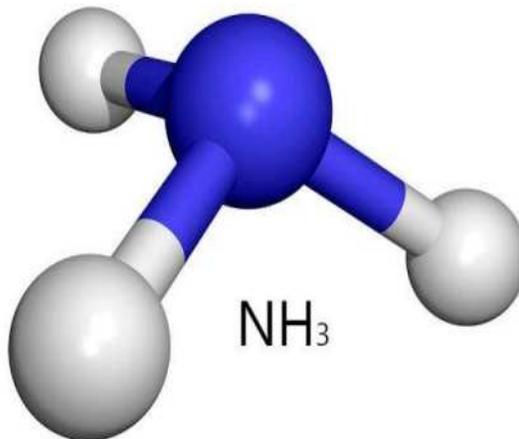
-MODELOS MOLECULARES DE ESFERAS

En 1865, el químico alemán August Wilhelm von Hofmann fue el primero en crear los modelos moleculares de barras y esferas. Usó los modelos en una conferencia en la Royal Institution of Great Britain (Real Institución de Gran Bretaña) que es una organización dedicada a la educación y la investigación científicas situada en Londres. Fue fundada en 1799 por los principales científicos británicos de la época, incluyendo a Henry Cavendish y a su primer presidente, George Finch, para «difundir el conocimiento y facilitar el acceso general a invenciones y desarrollos mecánicos y útiles; para enseñar, a través de cursos compuestos de conferencias filosóficas y experimentos, la aplicación de la ciencia en la vida común.»

Las bolas de distintos colores representan los átomos de los distintos elementos químicos, mientras que las barras (de tres tamaños distintos para distinguir los tres tipos de enlaces) representan los enlaces entre ellos. Estos modelos moleculares de esferas son también útiles para las mismas aplicaciones que los de varillas, aunque como abultan más, en general son mejores para, por ejemplo, para el estudio de la isomería Z-E o el estudio de la incapacidad de rotar del doble enlace C=C.

También es interesante utilizar un modelo molecular de esferas para mostrar, por ejemplo, la isomería de función, es decir, compuestos que tienen la misma fórmula química pero distintos grupos funcionales y, por tanto, distintas propiedades y disposición de los átomos.

En general, estos modelos moleculares son bastante útiles para ver lo que ocurre durante una reacción química, cómo se rompen los enlaces de los reactivos y se forman enlaces nuevos en los productos.

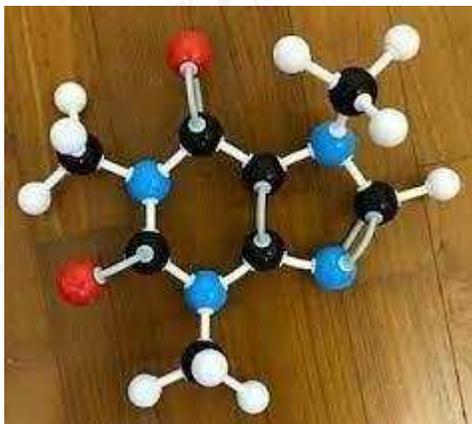


-MODELO MOLECULAR DE VARILLAS

El modelo molecular de varillas es muy adecuado para comprobar la isomería, ya que **permite centrarse en la estructura molecular**. Por ejemplo, para estudiar las dos conformaciones más habituales del ciclohexano (ciclohexano bote y ciclohexano silla).

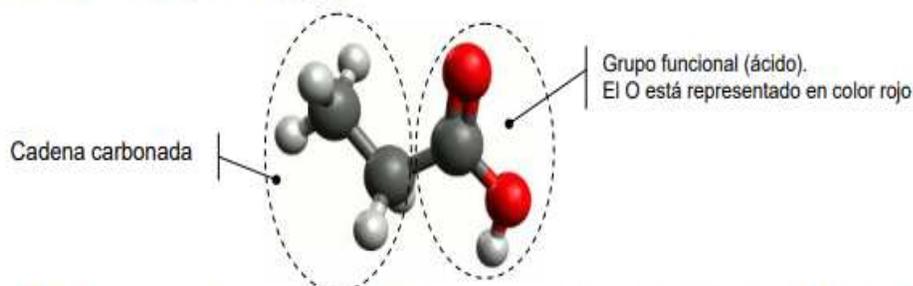
A parte de la diferencia que presentan ambas conformaciones claramente, el hecho de que haya que hacer un pequeño esfuerzo manual para lograr que la estructura del ciclohexano pase de la conformación tipo bote a la conformación tipo silla puede ser una buena analogía para mostrar que, en efecto, se requiere superar cierta barrera energética para pasar de una a otra conformación, tal y como podríamos ver en un diagrama energético de interconversión de ambas conformaciones. La diferencia de energía entre la primera conformación indicada (bote) y la segunda (silla) es de unos 28 kJ/mol.

El modelo molecular de varillas es también **útil para estructuras cristalinas con un gran número de átomos**. La periodicidad del cristal se observa mejor si construimos un trocito de cristal más amplio y no una única celda unidad, y los sets de modelos moleculares de varillas en general incluyen un mayor número de átomos que los de barras y esferas. De esta forma se puede **comprobar cuál es la celda unidad de una estructura y la periodicidad que da la estructura cristalina** al sólido.



-GRUPOS FUNCIONALES

La parte carbonada constituye el esqueleto fundamental de las moléculas orgánicas. En esta estructura básica se pueden insertar átomos distintos del carbono (principalmente oxígeno y nitrógeno) que forman los **grupos funcionales con oxígeno o nitrógeno**



Es evidente que la introducción de átomos tales como el oxígeno o el nitrógeno va a condicionar la aparición de **centros reactivos en las moléculas**, ya que su elevada electronegatividad va a polarizar los enlaces dando lugar a diversos efectos electrónicos que caracterizarán la reactividad del grupo.

Grupos funcionales que contienen oxígeno: (R o R' indican radicales de alquilo)

- **Alcohol.** El grupo funcional característico es el **grupo hidroxilo, -OH**, que puede sustituir a uno de los hidrógenos unidos al carbono: **$R-CH_2OH$** .
- **Éter.** El grupo funcional de los éteres está constituido **por un átomo de oxígeno enlazado a dos radicales de alquilo: $R-O-R'$**

- **Aldehído o Cetona.** El grupo funcional es el **carbonilo: un oxígeno unido mediante un doble enlace al carbono.**



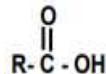
Si la sustitución se realiza en **un carbono de final de cadena, primario, ($-CH_3$)** el compuesto es un **aldehído**.



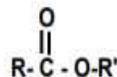
Si la sustitución se hace en un **carbono secundario ($-CH_2-$)**, tendremos una **cetona**.



- **Acido.** El grupo funcional es el **carboxilo: combinación de un grupo carbonilo y un hidroxilo sobre un carbono final de cadena (primario)**



- **Éster.** El grupo funcional es el **éster: un grupo carboxilo en el que el hidrógeno se ha sustituido por un radical de alquilo**



Grupos funcionales que contienen nitrógeno: (R o R' indican radicales de alquilo)

- **Amina.** El grupo funcional característico es el **grupo amina**, -NH₂, que puede sustituir a uno de los hidrógenos unidos al carbono: **R-NH₂**.
- **Nitrilo.** El grupo funcional es el **nitrilo**, en el que **un nitrógeno se une mediante triple enlace a un carbono (primario)**.
- **Amida.** El grupo funcional es el **amida**, en el que **el grupo hidroxilo de un ácido se sustituye por un grupo amina**.



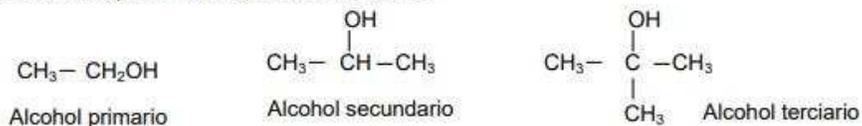
Grupos funcionales con oxígeno o nitrógeno



Grupo funcional: -OH (hidroxilo). Presentan isomería de posición

Los alcoholes resultan de la sustitución de uno o más átomos de hidrógeno de un hidrocarburo por grupos hidroxilo (-OH). Si la sustitución tiene lugar en un hidrocarburo alifático se obtienen los alcoholes propiamente dichos y si es aromático se obtienen los **fenoles**.

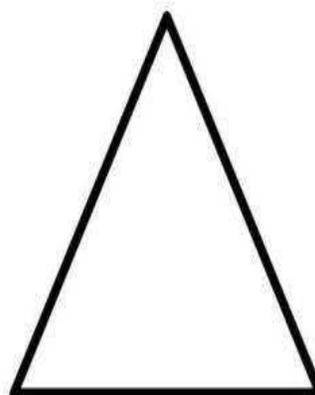
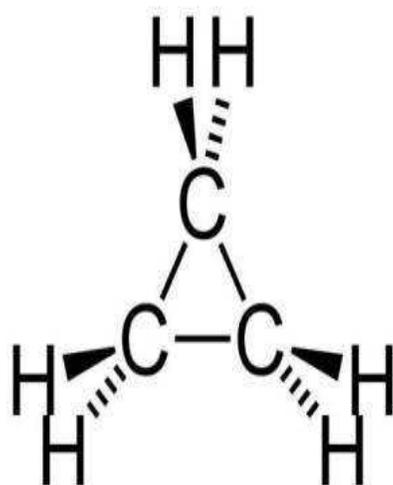
Los alcoholes se pueden clasificar en primarios, secundarios o terciarios en función de que el grupo -OH se encuentre unido a un carbono primario, secundario o terciario:



-COMPUESTOS CICLÍCOS

Los hidrocarburos cíclicos son aquellos compuestos orgánicos que se forman cuando los átomos se combinan para formar un anillo o una estructura de cadena cerrada. Estos compuestos constituyen una versión de los alcanos, alquenos y alquinos que en lugar de tener largas cadenas de carbonos, tienen una estructura cíclica o de anillo.

Este anillo no tiene que ser circular. Esa es la belleza de los hidrocarburos cíclicos; pueden formar una variedad de formas diferentes dependiendo de cuántos átomos de carbono están unidos entre sí. Los hidrocarburos alicíclicos son los más simples y se suelen representar mediante el uso de polígonos, por ejemplo, el ciclopropano forma un triángulo, lo que se debe a que solo se utilizan tres átomos de carbono para formar el anillo.



3.- REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

-COMPORTAMIENTO DE GASES

Contaminantes atmosféricos y sus efectos ambientales / Ficha temática

El aire es una mezcla de gases, compuesto principalmente por Nitrógeno (N_2) con alrededor de un 78%, luego Oxígeno (O_2) con un 21%, Argón (Ar) con un 1% y Carbono (C) con un 0.03%. Esta mezcla de gases no es posible de ver, es decir, es invisible a nuestros ojos, pero si puede sentirse por medio de la presión que esta ejerce sobre nosotros, la cual es denominada “presión atmosférica”, definida como la presión que ejerce una columna de aire en razón a una superficie.

Los gases, que son estados de agregación de la materia y que no tiene forma ni volumen propio, poseen ciertas propiedades, como por ejemplo la “compresibilidad”, ya que pueden disminuir el espacio que ocupan cuando la presión aumenta o la temperatura disminuye, esto último porque el movimiento de las partículas disminuye. También la gran capacidad de expandirse y ocupar todo el volumen del recipiente que los contenga, cuando factores como el volumen y la temperatura aumentan (independientemente uno del otro) o cuando la presión disminuye. Disminuyen su volumen al pasar a los estados líquido y sólido, ya que las partículas se acercan y ordenan más (siendo mayor esto en estado sólido que líquido). Por último, los gases difunden, es decir, recorren espacios mezclándose con otras sustancias, pero sin reaccionar con ellas.

Las partículas en los gases se disponen de tal forma que están muy separadas una de las otras, disminuyendo las fuerzas de cohesión que pudieran mantenerlas unidas. El movimiento que adquieren es enorme en comparación con el estado líquido y sólido, son mucho menos organizadas u ordenadas.



-EFECTO INVERNADERO Y CONTAMINACIÓN

Para poder explicar en profundidad cuáles son los gases de efecto invernadero primero hay que ir a la raíz y explicar lo que son. Los **gases de efecto invernadero** son aquellos gases que se acumulan en la atmósfera de la Tierra y que absorben la energía infrarroja del Sol. Esto crea el denominado **efecto invernadero**, que contribuye al aumento de temperatura global del planeta.

Los principales gases de efecto invernadero

El **vapor de agua**. Surge como consecuencia de la evaporación. La cantidad de vapor de agua en la atmósfera depende de la temperatura de la superficie del océano. La mayor parte se origina como resultado de la evaporación natural, en la que no se interviene la acción del hombre.

Dióxido de carbono (CO₂). Si preguntamos cuáles son los gases de efecto invernadero, el CO₂ es el primero que viene a la mente. De los gases de efecto invernadero, este es el más importante porque es el que más se asocia a actividades humanas, y el principal responsable de este efecto. La concentración en la atmósfera se debe al uso de combustibles fósiles para procesos industriales y medios de transporte. Su emisión procede de los procesos de combustión (petróleo, carbón, madera) o bien de las erupciones volcánicas o los incendios forestales.

Metano (CH₄). Su origen se encuentra en las fermentaciones producidas por bacterias anaerobias especializadas que se encuentran en zonas pantanosas, cultivos como el arroz y en las emisiones desde el tracto intestinal del ganado. También se produce por los escapes de depósitos naturales y conducciones industriales.

Óxido nitroso (N₂O). Gas de efecto invernadero provocado principalmente por el uso masivo de fertilizantes nitrogenados en la agricultura intensiva. También lo producen otras fuentes como las centrales térmicas, los tubos de escape de automóviles y los motores de aviones, la quema de biomasa y la fabricación de nailon y ácido nítrico.

Los clorofluorocarbonos (CFC). Son compuestos químicos artificiales que se encuentran presentes en pequeñas concentraciones en la atmósfera pero que son extremadamente potentes en el **efecto invernadero** que provocan. Tienen múltiples usos industriales en sistemas de refrigeración, como componentes de aerosoles, producción de aluminio y aislantes eléctricos entre otros.

El ozono troposférico (O₃). También originado por la quema de fuentes de energía contaminantes.

-CONCEPTO DE MOL

El mol se define de la siguiente forma: "el mol, símbolo mol, es la unidad SI de cantidad de sustancia de una entidad elemental, la cual puede ser un átomo, molécula, ion, electrón, o cualquier otra partícula o un grupo específico de tales partículas; su magnitud se establece mediante la fijación del valor numérico de la constante N_A de Avogadro que es $6,02214076 \times 10^{23}$ (*), cuando es expresado en la unidad SI mol^{-1} ."

(*) valor establecido hasta el momento.

Esta definición será acordada en la 26ª Conferencia General de pesas y medidas en noviembre de 2018. Reemplaza la definición anterior de 1971, que definió el mol como "la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kilogramos de carbono 12".

Las cantidades utilizadas para caracterizar una muestra de una sustancia química pura X son:

n - la cantidad de sustancia en la muestra de X;

N - el número de entidades elementales de la sustancia X en la muestra;

m - la masa de las N entidades elementales;

$A_r(X)$ - la masa atómica o molecular relativa de X (en caso de que X sea un elemento o compuesto, respectivamente)

M_u - la constante de masa molar

Las ecuaciones que relacionan estas cantidades son:

$$n = \frac{m}{A_r(X) * M_u} \quad (1)$$

$$n = \frac{N}{N_A} \quad (2)$$

Actualmente, la realización más precisa de la definición del mol, es el resultado de un experimento que condujo a la determinación de la constante de Avogadro. Este experimento fue llevado a cabo en el marco de la Coordinación Internacional de Avogadro y fue fundamental para determinar los mejores valores experimentales de las constantes de Avogadro y de Planck.

Implicó la determinación del número de átomos ^{28}Si (N) en un cristal único de Silicio enriquecido en ^{28}Si , usando medidas de interferometría volumétrica y de rayos X, a través de la siguiente ecuación:

$$N = \frac{8V_s}{a(^{28}\text{Si})^3} \quad (3)$$

donde:

V_s es el volumen del cristal, 8 es el número de átomos por unidad de celda del cristal y $a(^{28}\text{Si})$ es el parámetro de red de la unidad de celda cúbica del cristal. La ecuación (3) es estrictamente válida solo para el caso de un cristal ^{28}Si prácticamente puro (el grado de enriquecimiento del monocristal fue superior al 99,995 %), en el cual todas las entidades elementales fueron

¿Como ha llegado Avogadro a establecer que en un átomo de carbono-12 existen 6.022×10^{23} átomos?

Para convertir una u.m.a (unidad de masa atómica) en gramos, es necesario multiplicar la masa atómica relativa del átomo $\times 1.67 \times 10^{-24}$ g/uma

Entonces:

$$12\text{g} : (12 \text{ uma/atomo} \times 1.67 \times 10^{-24} \text{ g/uma}) = 6.022 \times 10^{23}$$

Observando esta fórmula, se puede también deducir que **1 mol, corresponde numericamente a la masa relativa expresada en gramos.**

Ejemplo: ¿A cuántos gramos corresponde 1 mol de H₂?

Masa molecular relativa del H₂ = 1,01 uma $\times 2 = 2,02$ uma

Recordando la deducción hecha anteriormente:

2,02 uma = 1 mol de H₂ = 2,02 gramos = 6.022×10^{23} moléculas de H₂. Es decir, a 1 mol de H₂, corresponden 2,02 gramos (que, a su vez, corresponde numéricamente a la masa molecular expresada en gramos. De hecho, la masa molecular es 2,02 u.m.a)

¿Y si quisiéramos saber cuántos átomos componen ese mol de H₂? Es suficiente multiplicar $6.022 \times 10^{23} \times 2$, ya que la molécula de H₂ está formada por 2 átomos de H.

Para los cálculos estequiométricos, será oportuno utilizar como unidad de medida «g/mol» en lugar de la u.m.a

La **fórmula general** es la siguiente:

$n = \text{masa (en gramos)} : \text{masa atómica (o molecular)}$

$$n = \frac{m}{\text{M.A.R o M.M.R}}$$

n = mol

m = masa en gramos

M.A.R = masa atómica

M.M.R = masa molecular

-COMPONENTES DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Las características de las reacciones químicas son:

- Durante una reacción química hay acomodación de los átomos participantes, mediante el rompimiento de algunos enlaces y la formación de otros nuevos.
- Cumplen la ley de la conservación de la materia. En consecuencia, la cantidad de átomos es la misma antes, durante y después de la reacción.
- Los átomos son los mismos durante todo el proceso. Es decir, no se crean, se transforman ni se destruyen. Excepto en procesos nucleares de fusión o fisión. Las reacciones “normales” afectan, principalmente, a las capas de valencia de los átomos.
- Las reacciones químicas también cumplen la ley de conservación de la energía. La cantidad de energía de activación, más la energía en los reactivos, es igual a la energía en los productos más la energía liberada. En conclusión, las reacciones químicas son procesos termodinámicos.

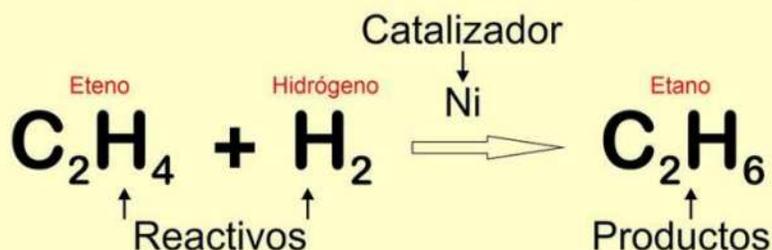
Componentes de una reacción química

Los **componentes de una reacción química** son los reactivos, los productos y el catalizador cuando es necesario. Los **reactivos o reactantes**, son las sustancias iniciales. Los **productos** son las sustancias finales. Las que se forman durante el proceso. El **catalizador** es una sustancia o forma de energía específica, cuya función es disminuir la energía de activación necesaria y, además, no se gasta en la reacción. No siempre se requiere un catalizador.

Representación de las reacciones químicas

Para representar una reacción, los reactantes se escriben al lado izquierdo separados por el signo de suma (+); los productos van al lado derecho separados, también, por el signo más (+). En medio de reactivos y productos se dibuja una flecha que, por lo general, indica la dirección más probable de la reacción. Las reacciones reversibles tienen dos flechas. Una hacia la derecha sobre otra hacia la izquierda. Sobre la flecha se indican los catalizadores (figura 1).

Componentes de una reacción química



Los reactivos son las sustancias iniciales; los productos son las sustancias finales; sobre la flecha se representan los catalizadores si los hay. La flecha se lee como “forma” o “produce”. por lo tanto, la reacción del ejemplo se lee: eteno e hidrógeno producen etano, en presencia de níquel.

Clasificación de las reacciones químicas

Las reacciones químicas se clasifican de acuerdo con la reacomodación de los átomos (Tabla 1) o de acuerdo con la energía que absorben o liberan.

Tabla 1. Clasificación de las reacciones químicas.		
Tipo de reacción	Definición	Ejemplo
Adición o síntesis	Dos o más sustancias se combinan para formar una única sustancia. $A + B \rightarrow AB$	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ Hidrógeno y oxígeno se combinan para formar agua.
Descomposición	Una molécula se descompone en dos o más sustancias. $AB \rightarrow A + B$	$\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + 2\text{O}_2$ El perclorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.
Desplazamiento	Un elemento o ion, es desplazado por otro en un compuesto. $AB + C \rightarrow AC + B$	$2\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ El hidrógeno es desplazado por el magnesio de su enlace con el cloro.
Doble desplazamiento	Dos sustancias intercambian posiciones de sus respectivos compuestos. $AB + CD \rightarrow AC + BD$	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ El sodio desplaza al hidrógeno de su enlace con el cloro y, además, el hidrógeno desplaza al sodio de su unión con el grupo OH.

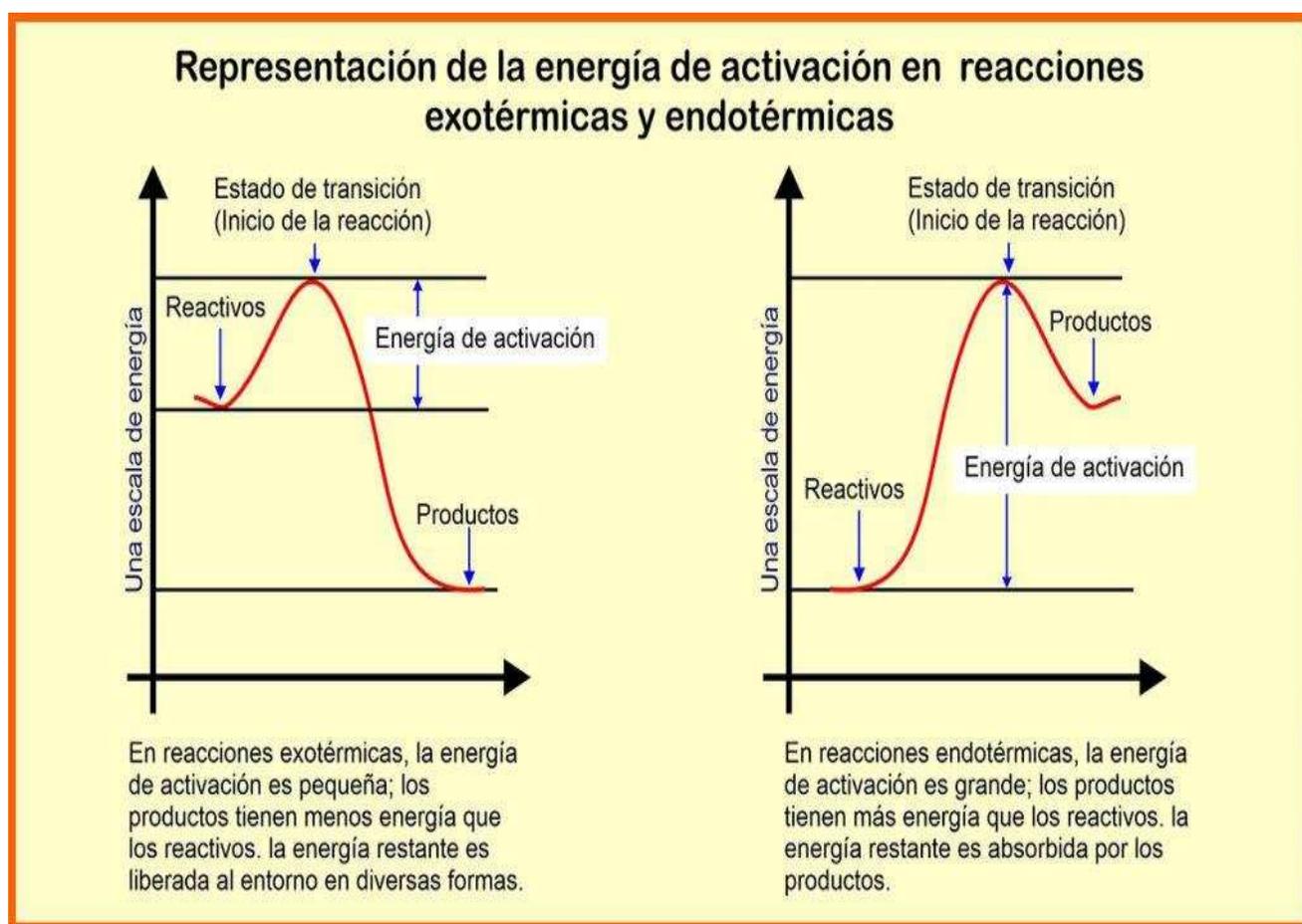
Reacciones endotérmicas

Las reacciones endotérmicas son aquellas que requieren gran cantidad de energía de activación para llevarse a cabo. La energía de activación es la mínima cantidad de energía necesaria para desencadenar una reacción química. Por ejemplo, en la cocción de los alimentos se consume energía para transformar las sustancias orgánicas que los componen y facilitar así, la digestión al consumirlos. Es decir, parte de la energía suministrada se usa para romper enlaces. Se espera que este tipo de reacciones no ocurra espontáneamente.

Reacciones exotérmicas

Las reacciones exotérmicas son aquellas que requieren baja energía de activación y en cambio liberan mayor cantidad de energía durante el proceso. La combustión, por ejemplo, es exotérmica porque la pequeña cantidad de energía en un cerillo o en una chispa eléctrica, puede ser suficiente para desencadenar la reacción de un combustible, liberando gran cantidad de energía. Estas reacciones ocurren de manera casi espontánea.

La figura 2 muestra la energía de activación en los tipos de reacciones.



¿Qué factores afectan la velocidad de una reacción?

Los factores que afectan la velocidad de una reacción son:

- **Pureza de los reactivos.** Ciertamente, mientras mayor sea la pureza de los reactivos, mayor es la velocidad de la reacción.
- **Estado de los reactivos.** Pocas veces, las reacciones ocurren en estado sólido y si ocurren lo hacen de manera muy lenta. Piense en el proceso de oxidación de una estructura metálica, por ejemplo. La mayoría de las reacciones ocurren en estado líquido o gaseoso.
- **Concentración.** Las reacciones que ocurren en solución, por ejemplo, se desarrollan más rápidamente, si dichas soluciones contienen los reactivos en mayores concentraciones.
- **Temperatura.** La mayoría de las reacciones se desarrollan mejor a temperaturas altas que a temperaturas bajas.
- **Presión.** La presión es particularmente importante en reacciones que se desarrollan en estado gaseoso. El aumento de la presión favorece la reacción en la dirección de menor volumen. Por ejemplo la reacción $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ indica que participan 4 volúmenes de reactivos (3 de hidrógeno y uno de nitrógeno), para formar 2 volúmenes de amoníaco. En consecuencia, el aumento de la presión sobre esta reacción, favorece la formación de amoníaco.
- **Catalizadores.** Como se escribió más arriba, un catalizador disminuye la energía de activación necesaria para que se desarrolle una reacción. Un catalizador ni reacciona ni se gasta en el proceso. Los catalizadores pueden ser sustancias o ciertas formas de energía. La luz ultravioleta, por ejemplo, es usada como catalizador en muchos procesos de química orgánica.

-LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

La ley de conservación de la materia, conocida también como ley de conservación de la masa o simplemente como ley Lomonósov-Lavoisier (en honor a los científicos que la postularon), es un principio de la química que plantea que la materia no se crea ni se destruye durante una reacción química, solo se transforma.

Esto significa que las cantidades de las masas involucradas en una reacción determinada deberán ser constantes, es decir, la cantidad de reactivos consumidos es igual a la cantidad de productos formados, aunque se hayan transformado los unos en los otros.

Este principio fundamental de las ciencias naturales fue postulado por dos científicos de manera simultánea e independiente: el ruso Mijaíl Lomonósov en 1748 y el francés Antoine Lavoisier en 1785. Llama la atención que esto ocurriera antes del descubrimiento del átomo y la postulación de la teoría atómica, con la cual es mucho más sencillo explicar e ilustrar el fenómeno.

La excepción a la regla la constituyen las reacciones nucleares, en las que es posible convertir masa en energía y viceversa.

Junto a la equivalencia entre masa y energía, la ley de la conservación de la materia fue clave para la comprensión de la química contemporánea.

Antecedentes de la Ley de conservación de la materia

La química de aquellos años entendía los procesos de reacción de manera muy distinta a la actual, en algunos casos llegando a afirmar lo contrario a lo que plantea esta ley.

En el siglo XVII Robert Boyle experimentaba al pesar metales antes y después de dejarlos oxidar. Este científico atribuía el cambio en el peso de estos metales a la ganancia de materia, ignorando que el óxido metálico que se formaba provenía de la reacción del metal con el oxígeno del aire.

Descubrimiento de la Ley de conservación de la materia

Las experiencias que llevaron a Lavoisier al descubrimiento de este principio tienen que ver con uno de los principales intereses de la química de la época: la combustión. Calentando diversos metales, el francés se dio cuenta de que ganaban masa al calcinarse si se dejaban expuestos al aire, pero que su masa permanecía idéntica si estaban en envases cerrados.

Así, dedujo que esa cantidad extra de masa provenía de algún lado. Propuso, entonces, su teoría de que la masa no era creada, sino tomada del aire. Por ende, en condiciones controladas, puede medirse la cantidad de masa de los reactivos antes del proceso químico y la cantidad de masa posterior, que deben ser necesariamente idénticas, aunque ya no lo sea la naturaleza de los productos.

Ejemplo de la Ley de conservación de la materia

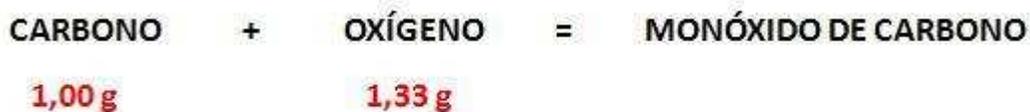
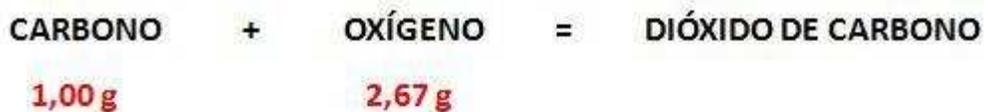
Un perfecto ejemplo de esta ley lo constituye la combustión de hidrocarburos, en la que puede verse al combustible arder y “desaparecer”, cuando en realidad se habrá transformado en gases invisibles y agua.

Por ejemplo, al quemar metano (CH_4) tendremos la siguiente reacción, cuyos productos serán agua y gases invisibles, pero de una cantidad de átomos idéntica que los reactivos:

-LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

Dalton se dio cuenta de que podía generalizar la Ley de las Proporciones Definidas de Proust de forma que incluyera el caso de los elementos que al reaccionar forman más de un compuesto.

Por ejemplo, cuando reaccionan carbono y oxígeno se pueden formar dos compuestos distintos según sean las condiciones de reacción: dióxido de carbono (ambiente con exceso de oxígeno) y monóxido de carbono (ambiente pobre en oxígeno). Ambas reacciones, por separado, cumplen la Ley de las Proporciones Definidas de Proust, pero cuando se las considera conjuntamente surge una importante novedad que descubrió Dalton.



$$\frac{2,67}{1,33} = \frac{2}{1}$$

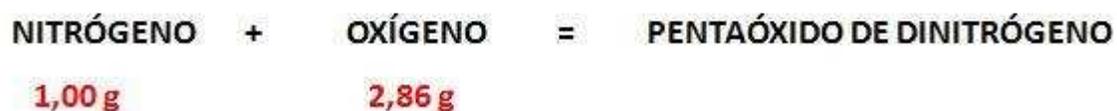
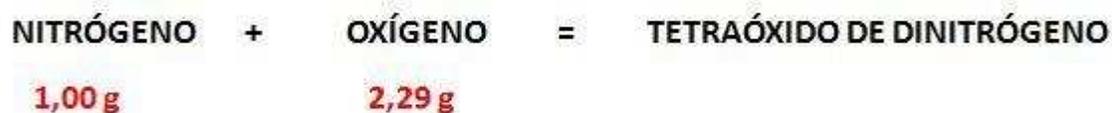
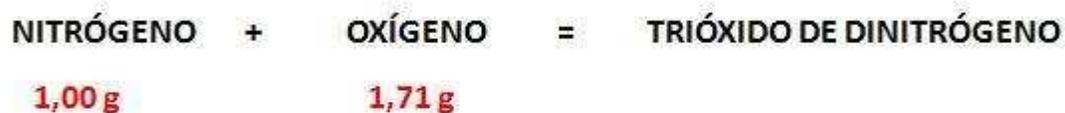
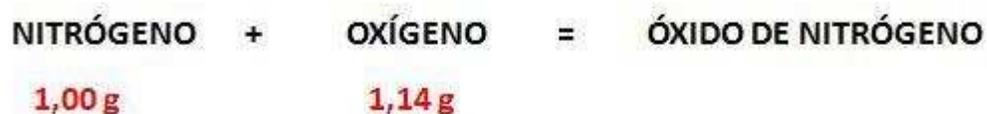
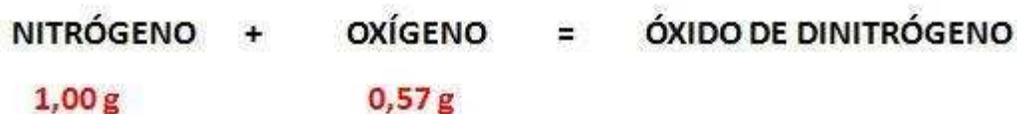
Relación sencilla entre números enteros

Cuando reaccionan carbono y oxígeno se forman dos óxidos diferentes. En el primer caso (dióxido de carbono) por cada gramo de carbono se combinan 2,67 g de oxígeno. En el segundo caso (monóxido de carbono) por cada gramo de carbono se combinan 1,33 g de oxígeno. Como podemos ver 2,67 es el doble de 1,33.

Ley de las proporciones múltiples de Dalton.

Cuando dos elementos forman más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con la misma masa del otro elemento están en una relación sencilla, expresable por un cociente de números enteros.

Otros ejemplos de aplicación de la ley de las proporciones múltiples son las reacciones entre el hierro y el oxígeno, o las reacciones entre el nitrógeno y el oxígeno.



$$0,57 : 1,14 : 1,71 : 2,29 : 2,86 = 1 : 2 : 3 : 4 : 5$$

Relación sencilla entre números enteros

-BALANCE DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

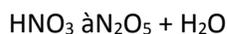
MÉTODO DE TANTEO

REGLAS:

- Subíndice: Se escribe ligeramente abajo del símbolo químico y denota cuantos átomos de cada elemento hay
- Coeficientes: Son números enteros positivos que anteceden a las fórmulas e indican el número de elementos y afectan a todos los miembros de dicha fórmula.
- Los subíndices de las fórmulas no pueden ser alterados.
- Los coeficientes alteran e influyen en los subíndices
- Los coeficientes se multiplican por los respectivos subíndices
- Se debe cumplir con la ley de conservación de la masa (mismos átomos y misma masa en productos y reactivos)
- Mismo tipo y cantidad de cada elemento en ambos lados de la reacción
- Si un compuesto o elemento no tiene coeficiente, se sobreentiende que es uno (no es común escribir el uno)
- Cuando no hay subíndice se sobreentiende que es uno.
- Las fórmulas de las sustancias no se pueden separar ni alterar en sus subíndices.
- Los coeficientes deben de ser los números menores posibles.
- Balancear al final Hidrógenos y Oxígenos.
- Balancear los elementos con mayor número de átomos o subíndices más grandes

PASOS:

1.- Verificar si la ecuación esta balanceada



H-1 H-2

N-1 N-2

O-3 O-6

2.- Empezar a balancear elementos que más veces se repitan y con subíndices más grandes

3.- Proponer el coeficiente más pequeño para cada fórmula química y que iguale el número de átomos en reactivos y productos.



2-H-2

2-N-2

6-O-5+1=6

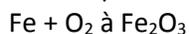
MÉTODO ALGEBRAICO

REGLAS:

- Si hay paréntesis se quitan
- Las literales son mayúsculas y en orden alfabético. Se les asigna un valor de 1 a 4.
- La línea de reacción se sustituye por el signo = en las ecuaciones algebraicas propuestas
- Si hay coeficientes fraccionarios se multiplican por un número que de coeficientes enteros

PASOS:

1.- Comprobar que la ecuación no está balanceada



2.-Asignar una literal a cada fórmula química



3.-Plantear para cada elemento una ecuación química

$$\text{Ecuación 1} \quad \text{A} = 2\text{C}$$

$$\text{Ecuación 2} \quad 2\text{B} = 3\text{C}$$

4.-Elegir la literal que más veces se repita y asignarle un valor.

$$\text{C}=1$$

5.-Sustituir el valor de la literal en las ecuaciones algebraicas

$$\text{Ecuación 1} \quad \text{A} = 2\text{C}$$

$$\text{A} = 2(1)$$

$$\text{A} = 2$$

$$\text{Ecuación 2} \quad 2\text{B} = 3\text{C}$$

$$2\text{B} = 3(1)$$

$$\text{B} = \frac{3}{2}$$

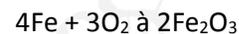
6.-Si algunos de los valores de las literales son números fraccionarios se multiplican todos por un número entero, ya que los coeficientes son números enteros positivos.

$$\text{A}=2 \quad \times 2 = 4$$

$$\text{B}=\frac{3}{2} \times 2 = \frac{6}{2} = 3$$

$$\text{C}=1 \quad \times 2 = 2$$

7.-Colocar los coeficientes a cada fórmula química y comprobar si queda balanceada la ecuación.



$$4\text{-Fe-4}$$

$$6\text{-O-6}$$

MÉTODO DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

-Número de oxidación

-Oxidación

-Reducción

-Determinación de números de oxidación

Para calcular el número de oxidación se realiza por el método de visualización, la suma de todos los números de oxidación de los elementos que forman un compuesto es igual a cero.

Compuestos binarios

+3 -2

Fe_2O_3

Compuestos ternarios

+1+6-2

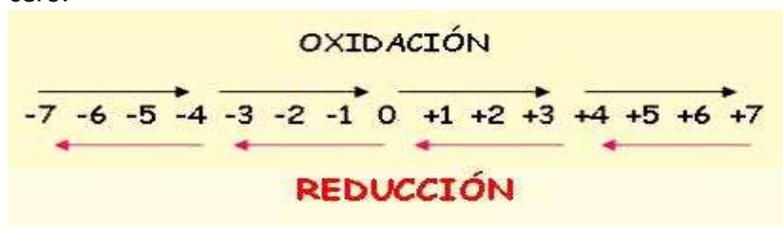
H_2SO_4

Compuestos ternarios con paréntesis, se quitan

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{Al}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$

REGLAS

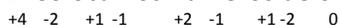
- 1.- El número de oxidación de cualquier elemento libre o sin combinar es cero.
- 2.- El número de oxidación del H es +1 excepto cuando forme hidruros (metal+H) en este caso será de -1.
- 3.- El número de oxidación del O será de -2 excepto cuando forme peróxidos, en estos casos será de -1. *Peróxido: Combinaciones binarias de oxígeno con un metal. Enlaces oxígeno-oxígeno con oxígeno con estado de oxidación -1.
- 4.- Cuando la transferencia de electrones se da en elementos diatómicos se duplica la cantidad de electrones transferidos.
- 5.- Los átomos de oxígeno e hidrógeno como casi nunca cambian se balancean por tanteo.
- 6.- En muchos casos calcular el valor del número de oxidación corresponde a la valencia de un elemento químico.
- 7.- La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos de un compuesto es cero.



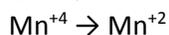
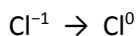
PASOS

*Comprobar si la reacción esta balanceada

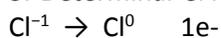
1.-Colocar los números de oxidación de cada elemento en la reacción.



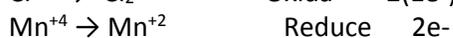
2.-Identificar los elementos que cambian su número de oxidación en reactivos y productos.



3.-Determinar el número de electrones transferidos



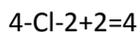
4.- Señalar cual elemento se oxida y cual se reduce



5.- Elaborar la tabla para determinar los factores que serán los coeficientes

Elemento	e- transferidos	Factor	Total
Cl ⁻¹ → Cl ⁰	2e ⁻	1	2
Mn ⁺⁴ → Mn ⁺²	2e ⁻	1	2

6.- Colocar los coeficientes en cada formula química y comprobar el balanceo y terminar de equilibrar la reacción con ayuda del método de tanteo.



-LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS

¿Qué son las leyes estequiométricas?

Las leyes estequiométricas describen la composición de las diferentes sustancias, con base en las relaciones (en masa) entre cada especie que interviene en la reacción.

Toda la materia existente está formada por la combinación, en diferentes proporciones, de los distintos elementos químicos que conforman la tabla periódica. Estas uniones se rigen por ciertas leyes de combinación conocidas como leyes de estequiometría o leyes ponderales de la química.

Las 4 leyes estequiométricas

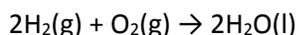
Cuando se desea determinar la forma en que se combinan dos elementos a través de una reacción química, deben tomarse en cuenta las cuatro leyes que se describen a continuación.

1.-Ley de la conservación de la masa (o "Ley de la conservación de la materia")

Esta ley está basada en el principio de que la materia no puede ser creada ni destruida, es decir, solo puede transformarse.

Esto significa que para un sistema adiabático (donde no existe transferencia de masa ni energía desde o hacia los alrededores) la cantidad de materia presente debe permanecer de manera constante en el tiempo.

Por ejemplo, en la formación del agua a partir de oxígeno e hidrógeno gaseosos se observa que existe la misma cantidad de moles de cada elemento antes y después de la reacción, por lo que se conserva la cantidad total de materia.



Ejercicio:

P.- Demostrar que la reacción anterior cumple con la ley de la conservación de la masa.

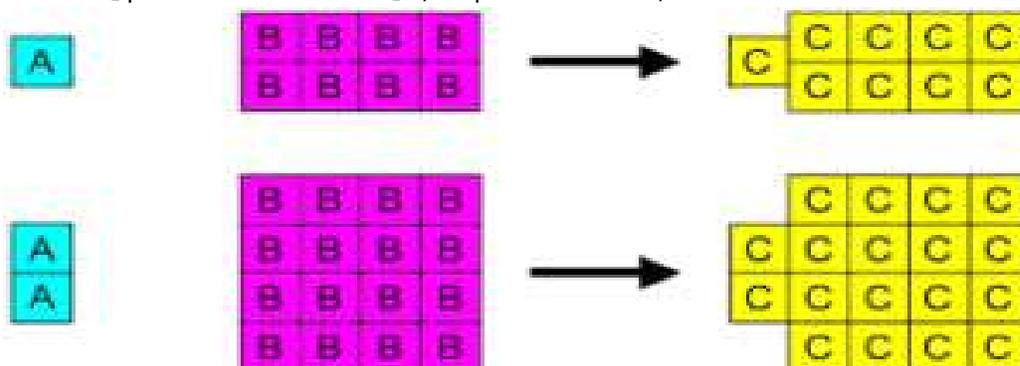
R.- En primer lugar, se tienen las masas molares de los reactantes: $\text{H}_2=2$ g, $\text{O}_2=32$ g y $\text{H}_2\text{O}=18$ g.

Luego, se suma la masa de cada elemento en cada lado de la reacción (balanceada), resultando:

$2\text{H}_2+\text{O}_2 = (4+32)$ g = 36 g en el lado de los reactantes y $2\text{H}_2\text{O} = 36$ g en el lado de los productos. Así se ha demostrado que la ecuación cumple con la ley mencionada.

2.-Ley de las proporciones definidas (o "Ley de las proporciones constantes")

Se fundamenta en que cada sustancia química se forma a partir de la combinación de sus elementos constituyentes en relaciones de masas definidas o fijas, las cuales son únicas para cada compuesto. Se da el ejemplo del agua, cuya composición en estado puro será invariablemente de 1 mol de O_2 (32g) y 2 moles de H_2 (4g). Si se aplica el máximo común divisor se encuentra que reacciona un mol de H_2 por cada 8 moles de O_2 o, lo que es lo mismo, se combinan en razón 1:8.



Ejercicio:

P.- Se tiene un mol de ácido clorhídrico (HCl) y se desea saber en qué porcentaje se encuentra cada uno de sus componentes.

R.- Se conoce que la razón de unión de estos elementos en esta especie es 1:1. Y la masa molar del compuesto es aproximadamente 36,45 g. Del mismo modo, se sabe que la masa molar del cloro es 35,45 g y la del hidrógeno es 1 g.

Para calcular la composición porcentual de cada elemento se divide la masa molar del elemento (multiplicado por su cantidad de moles en un mol del compuesto) entre la masa del compuesto y se multiplica este resultado por cien.

$$\text{Así: \%H} = [(1 \times 1) \text{g} / 36,45 \text{g}] \times 100 = 2,74\%$$

$$\text{y \%Cl} = [(1 \times 35,45) \text{g} / 36,45 \text{g}] \times 100 = 97,26\%$$

De esto se infiere que, sin importar de dónde provenga el HCl, en su estado puro siempre estará formado por 2,74% de hidrógeno y 97,26% de cloro.

3.-Ley de las proporciones múltiples

Según esta ley, si se da una combinación entre dos elementos para generar más de un compuesto, entonces la masa de uno de los elementos se une con una masa invariable del otro, conservando una relación que se manifiesta a través de números enteros pequeños.

Se dan como ejemplo el dióxido y el monóxido de carbono, que son dos sustancias constituidas por los mismos elementos, pero en el dióxido se relacionan como $O/C=2:1$ (por cada átomo de C hay dos de O) y en el monóxido su relación es $1:1$.

Ejercicio:

P.- Se tienen los cinco óxidos distintos que se pueden originar de manera estable combinando oxígeno y nitrógeno (N_2O , NO , N_2O_3 , N_2O_4 y N_2O_5).

R.- Se observa que el oxígeno en cada compuesto va en aumento, y que con una proporción fija de nitrógeno (28 g) se tiene una relación de 16, 32 (16×2), 48 (16×3), 64 (16×4) y 80 (16×5) g de oxígeno respectivamente; es decir, se tiene una razón simple de 1, 2, 3, 4 y 5 partes.

4.-Ley de las proporciones recíprocas (o "Ley de las proporciones equivalentes")

Se basa en la relación existente entre las proporciones en las cuales se combina un elemento en diferentes compuestos con elementos distintos.

Dicho de otra manera, si una especie A se une a una especie B, pero A también se combina con C; se tiene que, si los elementos B y C se unen, la relación en masa de estos se corresponde con las masas cada uno cuando se unen en particular con una masa fija del elemento A.

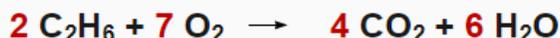
Ejercicio:

P.- Si se tienen 12g de C y 64g de S para formar CS_2 , además se tienen 12g de C y 32g de O para originar CO_2 y por último 10g de S y 10g de O para producir SO_2 . ¿Cómo se puede ilustrar el principio de proporciones equivalentes?

R.- La proporción de las masas de azufre y oxígeno en combinación con una masa definida de carbono es igual a $64:32$, es decir $2:1$. Entonces, la proporción de azufre y oxígeno es de $10:10$ al unirse directamente o, lo que es lo mismo, $1:1$. Así que las dos relaciones son múltiplos sencillos de cada especie.

EJERCICIO DETALLADO

Una ecuación química ajustada admite varias interpretaciones. Veamos el siguiente ejemplo:



- La primera es la interpretación cualitativa: el etileno (C_2H_6) reacciona con el oxígeno (O_2) para dar dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).
- La interpretación cuantitativa puede expresarse de varias formas. Así, a nivel microscópico, la ecuación nos indica que cada 2 moléculas de etileno que reaccionan con 7 moléculas de oxígeno producen 4 moléculas de dióxido de carbono y 6 moléculas de agua. Observa, como se comprueba al representar gráficamente este proceso, que el número total de átomos de cada elemento antes y después de la reacción es el mismo.

Además de conocer el número de moléculas de cada sustancia que reaccionan o se producen en el transcurso de la reacción química, es posible establecer otras interpretaciones cuantitativas a partir de la ecuación ajustada.



Así, considerando que el mol es la magnitud del Sistema Internacional para expresar cantidad de materia, y que 1 mol de cualquier sustancia equivale siempre a $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas de la misma, podemos escribir, observando los coeficientes estequiométricos, la siguiente interpretación cuantitativa:



Cada **2 moles de etano (C_2H_6)** que reaccionan con **7 moles de oxígeno (O_2)**, se producen **4 moles de dióxido de carbono (CO_2)** y **6 moles de agua (H_2O)**.

Pero todavía queda una relación más por obtener, la **relación de estequiometría en masa**, quizás la más importante, pues permite realizar cálculos de cantidades reaccionantes o producidas en los procesos tanto de laboratorio como industriales. Pero para obtener esta última relación es preciso calcular previamente la masa molecular de cada sustancia. Fíjate cómo se hace:

Cálculo de la relación de estequiometría en masa



Consultando la tabla periódica, obtenemos las masas atómicas de los elementos que participan en la reacción, expresadas en unidades de masa atómica (u).

Carbono - Masa atómica C = 12u
Hidrógeno - Masa atómica H = 1u
Oxígeno - Masa atómica O = 16 u



Con estos datos, calculamos la masa molecular de cada sustancia:

Masa molecular $C_2H_6 = 2 \text{ át C} \cdot 12 \text{ u} + 6 \text{ át de H} \cdot 1 \text{ u} = 30 \text{ u}$
Masa molecular $O_2 = 2 \text{ át O} \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u}$
Masa molecular $CO_2 = 1 \text{ át C} \cdot 12 \text{ u} + 2 \text{ át de O} \cdot 16 \text{ u} = 44 \text{ u}$
Masa molecular $H_2O = 2 \text{ át H} \cdot 1 \text{ u} + 1 \text{ át de O} \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$



Si la masa molecular es la masa de una molécula, expresada en unidades de masa atómica, la masa molar es la cantidad en gramos de sustancia que corresponde a 1 mol de la misma. Ambos datos coinciden numéricamente, por lo que podemos decir:

Masa molar $C_2H_6 = 30 \text{ g/mol}$	Cada 30 gramos de C_2H_6 tenemos 1 mol
Masa molar $O_2 = 32 \text{ g/mol}$	Cada 32 gramos de O_2 tenemos 1 mol
Masa molar $CO_2 = 44 \text{ g/mol}$	Cada 44 gramos de CO_2 tenemos 1 mol
Masa molar $H_2O = 18 \text{ g/mol}$	Cada 18 gramos de H_2O tenemos 1 mol



Una vez que hemos calculado la masa molar de cada sustancia, y teniendo en cuenta que si reaccionan 2 moles de C_2H_6 con 7 moles de O_2 se producen 4 mol de CO_2 y 6 moles de H_2O , podemos escribir esta relación de estequiometría en masa, del siguiente modo:

REACTIVOS

2 moles de C_2H_6 corresponden a	$2 \text{ mol} \cdot 30 \text{ g/mol} = 60 \text{ g } C_2H_6$
7 moles de O_2 corresponden a	$7 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 224 \text{ g } O_2$

PRODUCTOS

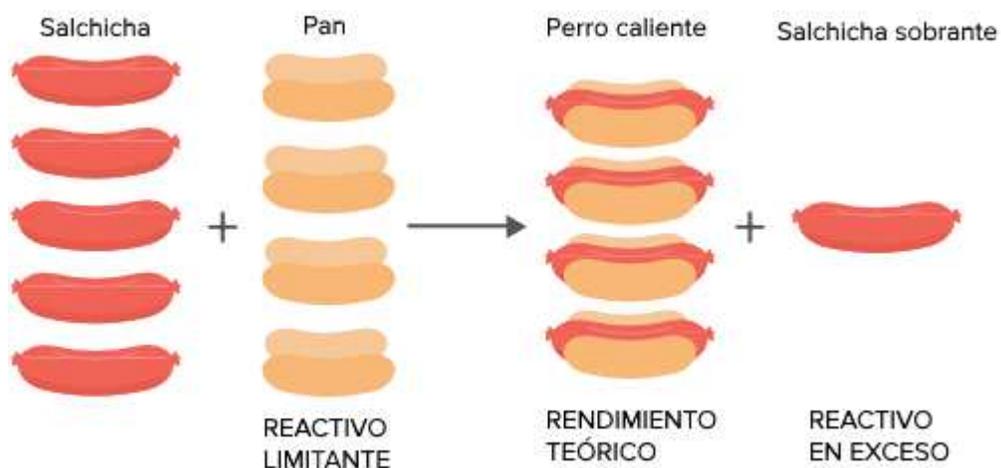
4 moles de CO_2 corresponden a	$4 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 176 \text{ g } CO_2$
6 moles de H_2O corresponden a	$6 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 108 \text{ g } H_2O$



Cada **60 g de etano (C_2H_6)** que reaccionan con **224 g de oxígeno (O_2)**, se producen **176 g de dióxido de carbono (CO_2)** y **108 g de agua (H_2O)**.

-REACTIVO LIMITANTE

Es un acertijo clásico: tenemos cinco salchichas y cuatro panes. ¿Cuántos perritos calientes podemos hacer?



Una reacción con cinco salchichas y cuatro panes reaccionaría para formar cuatro perritos calientes completos y sobraría una salchicha. Los panes son el reactivo limitante y la salchicha que sobra es el reactivo en exceso. Los cuatro perritos calientes completos son el rendimiento teórico.

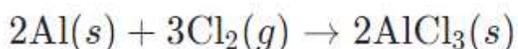
Suponiendo que las salchichas y los panes se combinan en una tasa de uno a uno, estaremos limitados por el número de panes porque es lo que se nos va a acabar primero. En esta situación poco ideal llamaríamos a los panes el **reactivo limitante**.

En una reacción química, el reactivo limitante es el reactivo que determina cuánto producto se va a obtener. A veces decimos que los otros reactivos están *en exceso* porque va a sobrar algo cuando el reactivo limitante se haya utilizado por completo. La cantidad máxima de producto que se puede producir se llama el **rendimiento teórico**. En el caso de las salchichas y los panes, nuestro rendimiento teórico son los cuatro perritos calientes completos, puesto que tenemos cuatro salchichas. ¡Pero ya es suficiente de perritos calientes! En el siguiente ejemplo vamos a identificar el reactivo limitante y vamos a calcular el rendimiento teórico de una reacción química real.

Consejo para resolver el problema: el primer paso y el más importante para hacer cualquier cálculo de estequiometría —como encontrar el reactivo limitante o el rendimiento teórico— es *empezar con una ecuación balanceada*. Como nuestros cálculos utilizan proporciones basadas en los coeficientes estequiométricos, nuestras respuestas serán incorrectas si los coeficientes no están bien.

Ejemplo 1: encontrar el reactivo limitante

En la siguiente reacción, ¿cuál es el reactivo limitante si empezamos con 2.80g de Al y 4.25g de Cl₂?



Primero revisemos si nuestra reacción está balanceada: tenemos dos átomos de Al y seis de Cl a ambos lados de la flecha, ¡así que estamos listos! En este problema conocemos la masa de ambos reactivos y nos gustaría saber cuál va a ser el primero en agotarse. Lo que haremos será convertir todo a moles, después vamos a utilizar la relación estequiométrica de la reacción balanceada para encontrar el reactivo limitante.

Paso 1: convertir las cantidades a moles.

Podemos convertir las masas de Al y Cl₂ a moles usando los pesos moleculares:

$$\text{moles de Al} = 2.80 \text{ g de Al} \times \frac{1 \text{ mol de Al}}{26.98 \text{ g de Al}} = 1.04 \times 10^{-1} \text{ mol de Al}$$

(Convertir los g de Al a moles de Al).

Paso 2: encontrar el reactivo limitante mediante la relación estequiométrica.

Ahora que las cantidades que conocemos están en moles, hay varias formas de encontrar el reactivo limitante. Aquí te vamos a enseñar tres métodos. Todos dan la misma respuesta, así que puedes escoger el que más te guste. Los tres métodos usan la relación estequiométrica de formas ligeramente distintas.

MÉTODO 1: el primer método consiste en calcular la relación molar verdadera de los reactivos y compararla con la relación estequiométrica de la ecuación balanceada.

$$\begin{aligned} \text{Proporción real} &= \frac{\text{moles de Al}}{\text{moles de Cl}_2} = \frac{1.04 \times 10^{-1} \text{ mol de Al}}{5.99 \times 10^{-2} \text{ mol de Cl}_2} = \\ &= \frac{1.74 \text{ mol de Al}}{1 \text{ mol de Cl}_2} \end{aligned}$$

La proporción real nos dice que tenemos 1.74 moles de Al por cada 1 mol de Cl₂. En comparación, la relación estequiométrica de la reacción balanceada se muestra a continuación:

$$\text{Relación estequiométrica} = \frac{2 \text{ mol de Al}}{3 \text{ mol de Cl}_2} = \frac{0.67 \text{ mol de Al}}{1 \text{ mol de Cl}_2}$$

Esto significa que necesitamos, al menos, 0.67 moles de Al por cada mol de Cl₂. Debido a que nuestra proporción real es *mayor que* nuestra relación estequiométrica, tenemos más Al del que necesitamos para reaccionar con cada mol de Cl₂. Por lo tanto, Cl₂ es nuestro reactivo limitante y Al está en exceso.

MÉTODO 2: un método más del tipo de prueba y error para averiguar cuál es el reactivo limitante consiste en escoger uno de los reactivos –no importa cuál – y simular que ese es el reactivo limitante. Así podemos calcular los moles del otro reactivo con base en los moles del que se supone que es nuestro reactivo limitante. Por ejemplo, si simulamos que Al es el reactivo limitante, calcularíamos la cantidad requerida de Cl_2 como sigue:

$$\text{moles de Cl}_2 = 1.04 \times 10^{-1} \text{ mol de Al} \times \frac{3 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol de Al}} = 1.56 \times 10^{-1} \text{ mol de Cl}_2$$

Con base en estos cálculos, necesitaríamos 1.56×10^{-1} moles de Cl_2 si Al fuera el reactivo limitante. Como tenemos 5.99×10^{-2} moles de Cl_2 , que es menos que 1.56×10^{-1} moles de Cl_2 , nuestros cálculos nos dicen que se nos agotaría el Cl_2 antes de que todo el Al reaccionara. Por lo tanto, el Cl_2 es nuestro reactivo limitante.

-FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

La composición porcentual

La composición elemental de un compuesto define su identidad química, y las fórmulas químicas son la forma más concisa de representar esta composición elemental. Cuando se desconoce la fórmula de un compuesto, la medición de la masa de cada uno de sus elementos constitutivos es a veces el primer paso en el proceso de la determinación experimental de la fórmula. Los resultados de estas mediciones permiten el cálculo de la composición porcentual del compuesto, definida como el porcentaje de masa de cada elemento en el compuesto. Por ejemplo, considere un compuesto gaseoso que contiene solamente carbono e hidrógeno. El porcentaje de composición de este compuesto se puede representar en la siguiente manera:

$$\%H = \frac{\text{mass H}}{\text{mass compound}} \times 100\% \quad (3.2.1)$$

$$\%C = \frac{\text{mass C}}{\text{mass compound}} \times 100\% \quad (3.2.2)$$

Si el análisis de una muestra de 10,0 g de este gas indica que contiene 2,5 g de H y 7,5 g de C, el porcentaje de composición se calcularía a ser 25% de H y 75% de C:

$$\%H = \frac{2.5 \text{ g H}}{10.0 \text{ g compound}} \times 100\% = 25\% \quad (3.2.3)$$

$$\%C = \frac{7.5 \text{ g C}}{10.0 \text{ g compound}} \times 100\% = 75\% \quad (3.2.4)$$

Ejemplo 3.2.1: CÁLCULO Del porcentaje de COMPOSICIÓN

El análisis de una muestra de 12,04 g de un compuesto líquido que contenía carbono, hidrógeno y nitrógeno mostró que estaba hecho de 7.34 g C, 1.85 g H y 2.85 g N. ¿Cuál es la composición porcentual de este compuesto?

Solución

Para calcular la composición porcentual, dividimos la masa experimentalmente de cada elemento por la masa total del compuesto y luego lo convertimos a un porcentaje:

$$\%C = \frac{7.34 \text{ g C}}{12.04 \text{ g compound}} \times 100\% = 61.0\%$$

$$\%H = \frac{1.85 \text{ g H}}{12.04 \text{ g compound}} \times 100\% = 15.4\%$$

$$\%N = \frac{2.85 \text{ g N}}{12.04 \text{ g compound}} \times 100\% = 23.7\%$$

Los resultados del análisis indican que el compuesto es 61.0% C, 15.4% H y 23.7% N en masa.

Determinando el porcentaje de composición de la fórmula de masa

El porcentaje de composición también es útil para evaluar la abundancia relativa de un elemento dado en diferentes compuestos de fórmulas conocidas. Por ejemplo, considere los fertilizantes comunes que contienen nitrógeno amoníaco (NH_3), nitrato de amonio (NH_4NO_3), y urea ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$). El elemento nitrógeno es el ingrediente activo en fertilizantes de agricultura, por eso el porcentaje de masa de nitrógeno en el compuesto es una preocupación práctica y económica para los consumidores que eligen entre estos fertilizantes. Para estas aplicaciones, el porcentaje de composición de un compuesto se deriva fácilmente de su masa de fórmula y las masas atómicas de sus elementos constituyentes. Una molécula de NH_3 contiene un átomo de N que pesa 14,01 amu y tres átomos de H que pesan un total de $(3 \times 1,008 \text{ amu}) = 3,024 \text{ amu}$. Por eso, la fórmula de amoníaco es $(14,01 \text{ amu} + 3,024 \text{ amu}) = 17,03 \text{ amu}$, y su composición porcentual es:

$$\%N = \frac{14.01 \text{ amu N}}{17.03 \text{ amu NH}_3} \times 100\% = 82.27\% \quad (3.2.5)$$

$$\%H = \frac{3.024 \text{ amu N}}{17.03 \text{ amu NH}_3} \times 100\% = 17.76\% \quad (3.2.6)$$

Este mismo enfoque se puede tomar cuando se consideran un par de moléculas, una docena de moléculas, o un mol de moléculas, etc. La última cantidad es más conveniente y simplemente involucraría el uso de masas molares en lugar de masas atómicas y de fórmula, como se demuestra en el Ejemplo (\PageIndex{2}). Siempre que sabemos la fórmula química de la sustancia en cuestión, podemos fácilmente obtener el porcentaje de composición de la fórmula masa o masa molar.

Ejemplo 3.2.2: DETERMINANDO el porcentaje de COMPOSICIÓN DE UNA FÓRMULA MOLECULAR

La aspirina es un compuesto con la fórmula molecular $C_9H_8O_4$. ¿Cuál es su composición porcentual?

Solución

Para calcular el porcentaje de composición, necesitamos saber las masas de C, H, y O en una masa conocida de $C_9H_8O_4$. Es conveniente considerar 1 mol de $C_9H_8O_4$ y usar su masa molar (180,159 g/mol, determinada de su fórmula química) para calcular los porcentajes de cada uno de sus elementos:

$$\%C = \frac{9 \text{ mol C} \times \text{molar mass C}}{\text{molar mass } C_9H_8O_4} \times 100 = \frac{9 \times 12.01 \text{ g/mol}}{180.159 \text{ g/mol}} \times 100 = \frac{108.09 \text{ g/mol}}{180.159 \text{ g/mol}} \times 100$$

$$\%C = 60.00 \% C$$

$$\%H = \frac{8 \text{ mol H} \times \text{molar mass H}}{\text{molar mass } C_9H_8O_4} \times 100 = \frac{8 \times 1.008 \text{ g/mol}}{180.159 \text{ g/mol}} \times 100 = \frac{8.064 \text{ g/mol}}{180.159 \text{ g/mol}} \times 100$$

$$\%H = 4.476 \% H$$

$$\%O = \frac{4 \text{ mol O} \times \text{molar mass O}}{\text{molar mass } C_9H_8O_4} \times 100 = \frac{4 \times 16.00 \text{ g/mol}}{180.159 \text{ g/mol}} \times 100 = \frac{64.00 \text{ g/mol}}{180.159 \text{ g/mol}} \times 100$$

$$\%O = 35.52\%$$

Tenga en cuenta que estos porcentajes suman a 100.00% cuando se redondean adecuadamente.

La determinación de fórmulas empíricas

Como se mencionó antes, el enfoque más común para determinar la fórmula química de un compuesto es primero medir las masas de sus elementos constituyentes. Sin embargo, debemos tener en cuenta que las fórmulas químicas representan los números relativos, no las masas, de los átomos en la sustancia. Por lo tanto, cualquier dato derivado experimentalmente de masa se debe usar para derivar los números correspondientes de átomos en el compuesto. Para lograr esto, podemos usar masas molares para convertir la masa de cada elemento a un número de moles. Luego, consideramos los moles de cada elemento en relación uno con el otro, convirtiendo estos números a una proporción de números enteros que se pueden usar para derivar la fórmula empírica de la sustancia. Considere una muestra de compuesto determinado a contener 1,71 g C y 0,287 g H. Los números correspondientes de átomos (en moles) son:

$$1.71 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 0.142 \text{ mol C} \quad (3.2.7)$$

$$0.287 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 0.284 \text{ mol H} \quad (3.2.8)$$

Por lo tanto, podemos representar este compuesto con la fórmula $\text{C}_{0.142}\text{H}_{0.284}$. Por supuesto, según la convención aceptada, las fórmulas contienen subíndices de números enteros, que se pueden lograr con dividiendo cada subíndice por el subíndice más pequeño:

$$\text{C} \frac{0.142}{0.142} \text{ H} \frac{0.284}{0.142} \text{ or } \text{CH}_2 \quad (3.2.9)$$

(Recuerde que los subíndices de "1" no se escriben, sino que se asumen si no hay otro número presente).

La fórmula empírica para este compuesto es CH_2 . Esta puede ser, o no ser la *fórmula molecular* del compuesto; sin embargo, necesitaríamos información adicional para hacer esa determinación (como veremos más adelante en esta sección).

Considere como otro ejemplo una muestra de un compuesto que se determina a contener 5,31 g Cl y 8,40 g O. Siguiendo el mismo enfoque se obtiene una fórmula empírica tentativa de:

$$\text{Cl}_{0.150}\text{O}_{0.525} = \text{Cl} \frac{0.150}{0.150} \text{ O} \frac{0.525}{0.150} = \text{ClO}_{3.5} \quad (3.2.10)$$

En este caso, dividiendo por el subíndice más pequeño todavía nos deja un subíndice decimal en la fórmula empírica. Para convertir esto a un número entero, debemos multiplicar cada uno de los subíndices por dos, reteniendo la misma proporción de átomos y obteniendo Cl_2O_7 como la fórmula empírica final.

Procedimiento

En resumen, las fórmulas empíricas se derivan de masas de elementos medidas experimentalmente a través de:

1. Derivando el número de moles de cada elemento a partir de su masa.
2. Dividiendo la cantidad molar de cada elemento por la cantidad molar más pequeña para producir subíndices tentativos para una fórmula empírica.
3. Multiplicando todos los coeficientes por un número entero, si es necesario, para asegurar que se obtenga la proporción más pequeña de subíndices de números enteros

Figura 3.2.1 enseña este procedimiento en un diagrama de flujo para una sustancia conteniendo los elementos A y X.

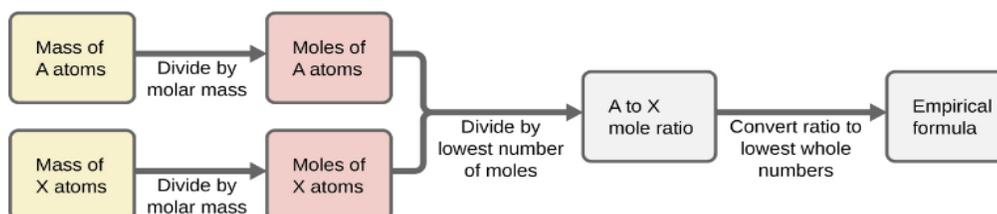


Figura 3.2.1: La fórmula empírica de un compuesto se puede derivar de las masas de todos los elementos en la muestra.

Ejemplo 3.2.3: Determinando la Fórmula Empírica a partir de Masas de Elementos

Una muestra de la mineral hematita negra (Figura 3.2.2), un óxido de hierro presente en muchos minerales de hierro, contiene 34,97 g de hierro y 15,03 g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de la hematita?



Figura 3.2.2: La hematita es un óxido de hierro que se usa en joyería. (crédito: Mauro Cateb)

Solución

Para este problema, se nos da la masa en gramos de cada elemento. Comience por encontrando el número de moles de cada uno:

$$34.97 \text{ g Fe} \left(\frac{\text{mol Fe}}{55.85 \text{ g}} \right) = 0.6261 \text{ mol Fe}$$

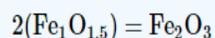
$$15.03 \text{ g O} \left(\frac{\text{mol O}}{16.00 \text{ g}} \right) = 0.9394 \text{ mol O}$$

Después, obtenga la relación molar de hierro a oxígeno dividiendo por el número menor de moles:

$$\frac{0.6261}{0.6261} = 1.000 \text{ mol Fe}$$

$$\frac{0.9394}{0.6261} = 1.500 \text{ mol O}$$

La relación es de 1.000 mol de hierro a 1.500 moles de oxígeno ($\text{Fe}_1\text{O}_{1.5}$). Finalmente, multiplique la proporción por dos para obtener los subíndices de números enteros más pequeños posibles mientras mantiene la proporción correcta de hierro a oxígeno:



La fórmula empírica es Fe_2O_3 .

-SOLUCIÓN QUÍMICA

Qué es Solución química:

Una solución química es la mezcla homogénea de una o más sustancias disueltas en otra sustancia en mayor proporción.

Una solución química es compuesta por soluto y solvente. El soluto es la sustancia que se disuelve y el solvente la que lo disuelve.

Las soluciones químicas pueden presentar los tres estados de la materia: líquida, física y gaseosa. A su vez, sus solutos y sus solventes también pueden presentar esos tres estados.

La mezcla del alcohol en el agua, por ejemplo, es una solución líquida de soluto y solvente líquido. El aire está compuesto de nitrógeno, oxígeno y otros gases resultando en una mezcla gaseosa. Por otra parte, las amalgamas de un soluto sólido como el oro con un solvente líquido como el mercurio da una solución sólida.

Concentración de soluciones químicas

La concentración química determinará en unidades físicas de peso, volumen o partes por millón (ppm) el porcentaje que el soluto presenta en la solución. La concentración de soluciones se expresa a través de su molaridad (mol/lit), molalidad (mol/kg) y fracción molar (mol/mol).

El conocimiento de la concentración en una solución química es importante, ya que, determinará la cantidad de soluto y solvente presentes para determinar los factores de cambio y recrear la solución para su uso o estudio posterior.

Tipos de soluciones químicas

Los tipos de soluciones químicas se dividen en grado de solubilidad del soluto en la solvente llamada también disoluciones.

- Las disoluciones pueden ser diluidas, concentradas o saturadas:
- Las soluciones diluidas presentan un bajo porcentaje de soluto en relación con el solvente.
- Las soluciones concentradas tienen un gran porcentaje de soluto en el solvente.
- Las soluciones saturadas son aquellas que no admiten más soluto en el disolvente.

-TIPOS DE SOLUCIONES

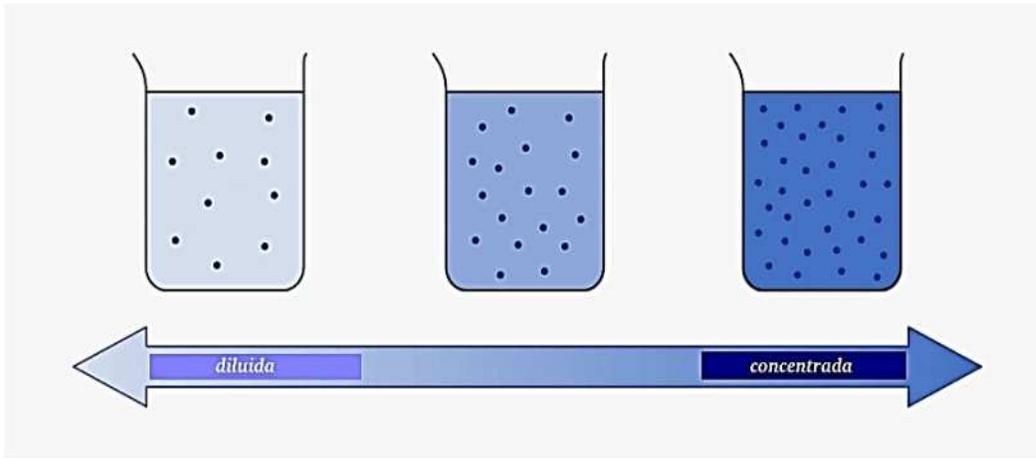
Hay diversos factores que afectan a las soluciones, como el soluto, la fase en el que se encuentran, y por supuesto, la solubilidad. Por lo que en función de estas características se definen varios tipos de soluciones.



Como vimos anteriormente, la **concentración** de una solución **expresa el grado de solubilidad** de la misma, por lo que juega un papel importante a la hora de definir el tipo de solución. Así, dependiendo de la capacidad del solvente de aceptar una cantidad de soluto, las soluciones pueden ser clasificadas en:

- **Insaturadas:** son aquellas en donde es posible seguir añadiendo más soluto a la solución, es decir que no se ha alcanzado la máxima solubilidad del solvente.
- **Saturadas:** son soluciones en las que dada una temperatura, el soluto ya no se disuelve completamente en el solvente.
- **Sobresaturadas:** en estas soluciones, el soluto está presente en una cantidad excesiva y se deposita en el fondo del recipiente a través del proceso de **cristalización**.

Según la cantidad de soluto

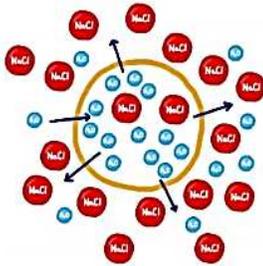


Clasificación de las soluciones de acuerdo a la cantidad de soluto

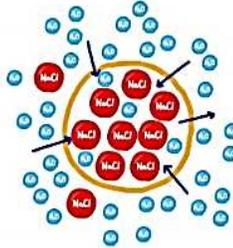
- **Diluidas:** son soluciones en la que la cantidad de soluto es muy poca con respecto a la cantidad de solvente.
- **Concentradas:** contienen una gran cantidad de soluto, pero no la suficiente para alcanzar el grado máximo de saturación, por lo que el solvente puede seguir aceptando más soluto.

Según su osmolaridad

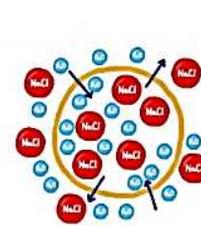
HIPERTÓNICA



HIPOTÓNICA



ISOTÓNICA



Tipos de soluciones osmóticas

Este es un tipo especial de solución que está presente en las células y es de importancia en estudios de medicina y biología. En este tipo de soluciones los solutos son **crystaloides o coloides**, y el solvente es una sustancia acuosa. La osmolaridad es una unidad de concentración de las sustancias involucradas que cuantifica cómo los **moles del soluto** afectan la **presión osmótica de la sustancia**. Así, teniendo en cuenta este factor, las soluciones puede ser divididas en:

- **Hipotónicas:** son soluciones en las que los solutos fuera de la membrana osmótica tienen una baja concentración en comparación con las sustancias de adentro, esto origina una diferencia de presiones que hace que la solución acuosa pase a través de la membrana haciendo que esta aumente su tamaño.
- **Hipertónicas:** Al contrario del caso anterior, en las soluciones hipertónicas la concentración de soluto es mayor fuera de la membrana que dentro de esta.
- **Isotónicas:** en este tipo de soluciones la concentración del soluto dentro y fuera de la membrana osmótica es la misma, por lo que la presión osmótica se mantiene en equilibrio en ambos lados.

-DILUCIÓN Y MEZCLA DE SOLUCIONES

Dilución:

- La adición de solvente , como agua a una solución hace que esta se diluya, disminuyendo la concentración molar del soluto. Para calcular la nueva concentración se recurre al hecho de que la cantidad de sustancia permanece invariable en la disolución, puesto que sólo se agrega solvente.

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

- Donde C_1 y V_1 son la concentración y volumen de la solución inicial respectivamente; C_2 y V_2 la concentración y volumen de la solución diluida



Partiendo de disoluciones concentradas, se pueden obtener otras menos concentradas por dilución.

Para ello se toma una parte de la disolución concentrada y se le añade disolvente. El número de moles de soluto no cambia.

Número de moles = $M \times V$ (litros) $M_{\text{inicial}} V_{\text{inicial}} = M_{\text{final}} V_{\text{final}}$

Ejemplo:

Queremos preparar
250mL 0.10M de CuSO_4

Tenemos CuSO_4 1.0M

$$V_{\text{inicial}} = \frac{(0.1\text{M})(250\text{mL})}{1.0\text{M}}$$

$$V_{\text{inicial}} = 25\text{mL}$$



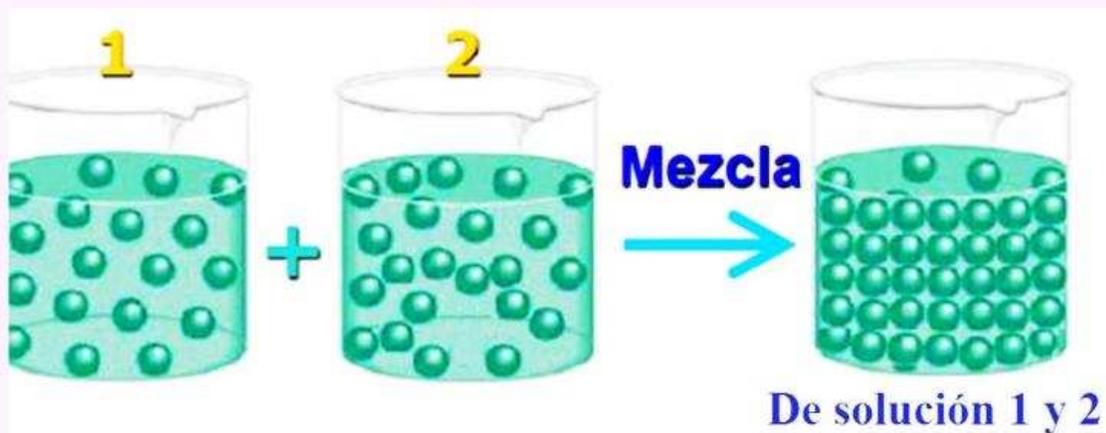
RESUMENES

Mezcla de soluciones:

- Este tipo de soluciones de igual soluto produce también modificaciones en la concentración. Si analizamos la situación, veremos que no sólo estamos aumentando la cantidad de soluto, sino también la de solvente

$$C = \frac{n_A + n_B}{V_T}$$

- Donde V_T es el volumen total de la nueva solución



-SOLUBILIDAD Y FACTORES QUE INFLUYEN EN ELLA

En química, la solubilidad es la capacidad de un cuerpo o de una sustancia determinada (llamada *soluto*) de disolverse en un medio determinado (llamado *solvente*); es decir, es **la cantidad máxima de un soluto que un solvente puede recibir** en determinadas condiciones ambientales.

El soluto es la sustancia que se disuelve en un determinado solvente. Puede ser un sólido, un líquido o un gas. Por lo general, el soluto se encuentra en menor cantidad que el solvente en una disolución.

El disolvente o solvente es la sustancia en la que se disuelve un determinado soluto. Por lo general, el solvente se encuentra en mayor cantidad que el soluto en una disolución.

La solubilidad **se puede expresar mediante unidades de concentración**, como la molaridad o la molalidad, por ejemplo.

La concentración molar (referida a la molaridad) se define como la cantidad de moles de soluto por litro de disolución (o unidad equivalente), y se calcula de la siguiente forma:

$$M(X) = \frac{n(X)}{V(X)}$$

Donde:

- **$M(X)$** . Molaridad de la sustancia X expresada en mol/L.
- **$n(X)$** . Cantidad de sustancia de la sustancia X expresada en moles (mol).
- **$V(X)$** . Volumen de disolución expresado en litros (L) o unidades equivalentes.

La concentración molal (referida a la molalidad) se define como el número de moles de soluto en un kilogramo de disolvente, y se calcula de la siguiente forma:

$$m(X) = \frac{n(X)}{m(\text{disolvente expresada en kg})}$$

Donde:

- **$m(X)$** . Es la molalidad de la sustancia X expresada en mol/(kg de solvente).
- **$n(X)$** . Es la cantidad de sustancia de la sustancia X expresada en moles (mol).
- **$m(\text{disolvente expresada en kg})$** . Es la masa de disolvente expresada en kg.

Sin embargo, la solubilidad no es una característica universal de todas las sustancias. Algunas se disuelven con facilidad, otras más difícilmente y algunas, simplemente no se disuelven.

Todo depende también de cuáles sean las sustancias que estemos mezclando. El agua, referida comúnmente como el solvente universal, no puede disolver del todo al aceite, por ejemplo.

Pero incluso cuando un solvente logra disolver un soluto, lo hace hasta cierto punto, debido a lo que las disoluciones se pueden clasificar en:

- **Saturadas**. Cuando no se puede disolver más soluto, es decir, cuando la disolución tiene el máximo de soluto que admite el solvente.
- **Insaturadas**. Cuando se puede seguir disolviendo más soluto en la disolución.
- **Sobresaturadas**. Cuando la disolución tiene más soluto del que puede disolver. Una disolución sobresaturada se puede lograr modificando ciertas condiciones, como por ejemplo la temperatura, para lograr que se disuelva más soluto que el máximo que admite la disolución.

-FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

Es posible alterar la solubilidad de una sustancia aumentando la temperatura.

En principio, la solubilidad de una sustancia depende de con cuál otra la estemos mezclando. A grandes rasgos, las sustancias se clasifican en:

- **Hidrosolubles.** Son aquellas que pueden disolverse más fácilmente (o del todo) en agua.
- **Liposolubles.** Son aquellas que pueden disolverse más fácilmente en aceites.

Por otra parte, la solubilidad de las sustancias depende de los siguientes factores:

Temperatura. La mayoría de los sólidos aumenta su solubilidad en agua al aumentar la temperatura, aunque existen algunas excepciones. También los compuestos orgánicos, por lo general, aumentan su solubilidad al aumentar la temperatura. Este aumento de solubilidad al aumentar la temperatura se debe a que aumentan las interacciones entre las partículas del soluto y el solvente, por lo que se pueden romper las fuerzas intermoleculares entre ellos. Por otra parte, los solutos gaseosos tienen un comportamiento distinto, pues al aumentar la temperatura aumenta su solubilidad en solventes orgánicos, pero disminuye en agua debido a que el gas tiende a escapar del líquido con el aumento de la temperatura.

Por ejemplo, un vaso de agua disuelve una cantidad determinada de azúcar, hasta que el exceso empieza a precipitarse en el fondo. Si calentamos dicho vaso de agua, notaremos cómo el exceso empieza a desaparecer, aumentando la solubilidad del soluto en el solvente.

Presión. La presión influye en la solubilidad de los solutos gaseosos principalmente. Al aumentar la presión de un soluto gaseoso, aumenta su solubilidad en un cierto solvente.

Naturaleza del soluto y el solvente. Las sustancias con la misma polaridad son solubles entre sí, de lo que surge la frase: "semejante disuelve lo semejante". Sin embargo, cuando un soluto y un solvente tienen polaridades distintas, son completamente insolubles entre sí, aunque siempre existe un rango de polaridades intermedias en el que pueden ser parcialmente solubles un soluto y un disolvente.

La polaridad es una propiedad de los compuestos químicos que tienen la tendencia a separar las cargas eléctricas en su estructura.

Las moléculas polares están constituidas por átomos cuya electronegatividad es muy diferente, mientras que las moléculas apolares están formadas por átomos con igual electronegatividad.

Pero la polaridad de una molécula también está determinada por la simetría de su estructura, por lo que pueden existir moléculas formadas por átomos cuya electronegatividad es diferente, pero están dispuestos de tal manera en la estructura molecular, que se anulan sus dipolos y finalmente la molécula es apolar.

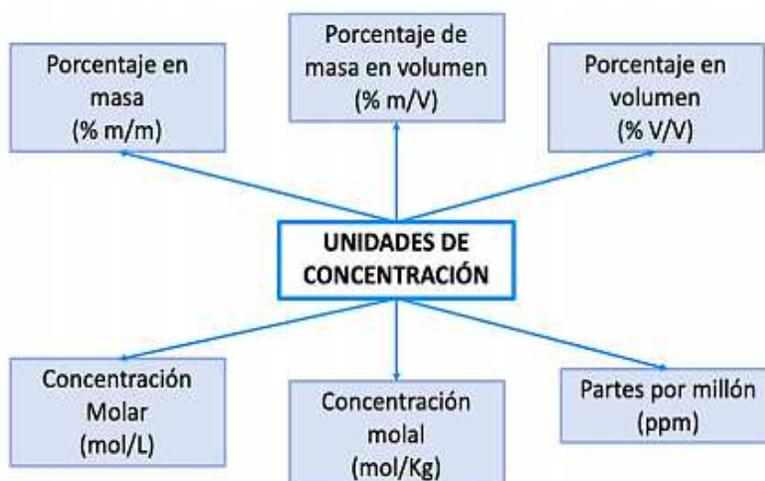
Agitación. Agitar o revolver las disoluciones aumenta la solubilidad del soluto, pues contribuye a una mayor interacción entre el soluto y el solvente.

-UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Para expresar de forma exacta la cantidad de soluto y disolvente, los químicos han convenido el uso de diferentes **unidades de concentración**. Estas se clasifican en **unidades físicas de concentración** y **unidades químicas de concentración**.

En la primera, se utiliza **masa y volumen** como unidades de medida, encontrando a los porcentajes como **porcentaje en masa (% m/m)**, **porcentaje masa-volumen (% m/v)** y **porcentaje en volumen (% v/v)**. En cambio, en el segundo tipo de unidades, se utiliza el **mol** como unidad de medida, teniendo por ejemplo a la **concentración molar, la concentración molal y la fracción molar**.

Por esto, la concentración se puede expresar en distintas unidades, tal cual se representan en la imagen 2:



-UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICA

- **UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN**

En segundo lugar hablaremos de las unidades que utilizan al "mol", como unidad química relevante en la formación de disolución. Siendo la **concentración molar**, la más utilizada en el estudio químico.

1. **Concentración molar o molaridad (M):** La molaridad es la cantidad de sustancia o cantidad de moles (n) de soluto que hay en 1 L de disolución. Se calcula a partir de la siguiente ecuación:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{V_{\text{disolución}}(\text{L})}$$

Ejemplo:

"En 3000 ml de mezcla hay 5,67 moles de sal. ¿Cuál será la molaridad (M) de dicha mezcla?"

Datos:

$n_{\text{soluto}} = 5,67$ moles

$V_{\text{disolución}} = 3000 \text{ ml} = 3\text{L}$

$$M = \frac{5,67 \text{ mol}}{3 \text{ L}} = 1,89 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) = 1,89 \text{ M}$$

Respuesta:

La molaridad de la disolución es de 1,89 M, esto quiere decir que en 1 L de la mezcla hay 1,89 moles de sal.

2. **Molalidad o concentración molar (m):** La molalidad corresponde a la cantidad de sustancia o moles (n) de soluto en 1 kg de disolvente. Para calcular la concentración molar se emplea la ecuación:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}}(\text{kg})}$$

Ejemplo:

"Se formó una disolución de azúcar y agua. Se tenían 5 Kg de agua y se calcularon los moles de azúcar obteniéndose 5,89 moles. ¿Cuál es la molalidad (m) de la mezcla?"

Datos:

$n_{\text{soluto}} = 5,89$ moles

$m_{\text{disolvente}} = 5$ L

$$m = \frac{5,89 \text{ mol}}{5 \text{ Kg}} = 1,178 \left(\frac{\text{mol}}{\text{Kg}}\right) = 1,178 \text{ m}$$

Respuesta:

La molaridad de la disolución es de 1,89 M, esto quiere decir que en 1 Kg de disolvente hay 1,89 moles de sal.

3. **Fracción molar (X)*:** La fracción molar es la relación entre la cantidad de materia (mol) del soluto y la cantidad de materia (mol) total ($n_{\text{soluto}} + n_{\text{disolvente}}$) y se calcula aplicando la siguiente ecuación:

$$X = \frac{n_{\text{soluto}} (\text{mol})}{n_{\text{totales}} (\text{mol})} = \frac{n_{\text{soluto}} (\text{mol})}{n_{\text{soluto}} (\text{mol}) + n_{\text{disolvente}} (\text{mol})}$$

*Esta una unidad no se utiliza en gran medida pues solo compara cantidades de moles.

Ahora bien, para conocer los **moles de una sustancia**, es necesario saber la **masa de dicha sustancia** y su **masa molar** (que sacamos de la tabla periódica o a veces, te dan el dato) para poder calcular los moles de disolvente.

Nota:

Recuerda que para calcular los moles de cualquier sustancia existe la siguiente ecuación:

Donde n = moles

m = masa en gramos

MM = masa molar

$$n = \frac{m}{MM}$$

RESUMENES.PRUEBASU

-UNIDADES DE CONCENTRACIÓN FÍSICAS

- **UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN**

En primer lugar hablaremos de las unidades de concentración porcentuales, es decir, aquellas que me dan el porcentaje del soluto en la disolución.

1. **Porcentaje en masa (% m/m):** También llamada porcentaje masa/masa. Se define como la masa de soluto (en gramos) que hay en 100 g de disolución. Para su determinación, se utiliza la siguiente ecuación matemática:

$$\% \text{ m/m} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Donde m_{soluto} es la masa de soluto y $m_{\text{disolución}}$ es la masa de la disolución, es decir, la suma de la masa de soluto + la masa de disolvente.

Ejemplo:

"Se disuelven 12 g de sal (NaCl) en 200 g de agua. ¿Cuál será el % m/m de dicha disolución?"

Datos:

$$m_{\text{soluto}} = 12 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 200 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolución}} = 212 \text{ g}$$

$$\% \text{ m/m} = \frac{12}{212} \times 100 = 5,6$$

Respuesta:

El % m/m es 5,6. Esto quiere decir que en 100 g de disolución hay 5,6 g de soluto.

2. **Porcentaje masa-volumen (% m/v):** Se define como la masa de soluto (en gramos) que hay en 100 mL de disolución y se calcula aplicando la siguiente ecuación:

$$\% \text{ m/V} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Donde m_{soluto} es la masa de soluto y $V_{\text{disolución}}$ es el volumen de la disolución, es decir, el volumen total.

Ejemplo:

"Se disuelven 13 g de cloruro de aluminio en 215 ml de solución. ¿Cuál será el % m/v de dicha mezcla?"

Datos:

$$m_{\text{soluto}} = 13 \text{ g}$$

$$V_{\text{disolución}} = 215 \text{ ml}$$

$$\% \text{ m/m} = \frac{13}{215} \times 100 = 6,04$$

Respuesta:

El % m/v es 6,04. Esto quiere decir que en 100 ml de disolución (es decir de la mezcla) hay 6,04 g de soluto.

RESUMENES.PRUE

3. **Porcentaje en volumen (% v/v):** También llamado porcentaje volumen/volumen. Cuando el soluto y el disolvente son líquidos, es muy conveniente hallar su relación en volumen. Este porcentaje indica el volumen de soluto (en mililitros) que hay en 100 mL de disolución. Se calcula empleando la siguiente ecuación:

$$\% \text{ V/V} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Donde V_{soluto} es el volumen del soluto (en mililitros) y $V_{\text{disolución}}$ es el volumen de la disolución (en mililitros).

Es importante saber que en este caso los **volúmenes no son aditivos**, es decir el V_{soluto} y el $V_{\text{disolvente}}$ **no** se deben sumar a menos que, estrictamente en el ejercicio se diga que son aditivos.

Ejemplo:

“Se disuelven 40 ml de alcohol en agua, formando 200 ml de solución. ¿Cuál será el % v/v de dicha mezcla?”

Datos:

$$V_{\text{soluto}} = 40 \text{ ml}$$

$$V_{\text{disolución}} = 200 \text{ ml}$$

$$\% \text{ m/m} = \frac{40}{200} \times 100 = 20$$

Respuesta:

El % v/v es 20. Esto quiere decir que en 100 ml de disolución (es decir de la mezcla) hay 20 ml de soluto, en este caso, alcohol.

4.- PALABRAS DE MOTIVACIÓN

**EL MAYOR LOGRO NO ESTÁ
EN NUNCA FALLAR, ESTÁ EN
LEVANTARTE DESPUÉS DE
CADA CAÍDA.**

**¡ÉXITO EN TODO LO QUE TE
PROPONGAS!
CONFÍA EN TI**