

Curso de Ingreso
Facultad de Agronomía y Agroindustrias
Universidad Nacional de Santiago del Estero

QUÍMICA

Docentes:

Lic. Fernanda Mellano
Lic. Susana Pettinichi
Lic. Juan Manuel Fernández
Lic. Gustavo Villalba

Introducción:

La Química es una ciencia de importancia capital en todos los ámbitos de nuestra sociedad, con múltiples aplicaciones en otras áreas científicas, como medicina, tecnología de materiales, industria farmacéutica, construcción, medio ambiente, y las tan de moda nanotecnología y biotecnología.

? ¿Qué es la **Química**?

“Es la ciencia que estudia la materia, sus propiedades, su constitución cualitativa y cuantitativa, los cambios que experimenta y las variaciones que acompañan sus transformaciones.”

Considerando esta definición, y puesto que el universo está constituido exclusivamente por materia y energía, tenemos que el campo de la química abarca desde los átomos hasta las estrellas, desde algo tan sencillo como una roca hasta algo tan complejo como un ser vivo.

La materia se ha distribuido en dos grandes bloques: estructura de la materia, y la energía y dinámica de los procesos químicos y físicos con que la materia se transforma.

Cada bloque da respuesta a diferentes aspectos de esta ciencia: el bloque que abarca la estructura de la materia permite explicar la constitución de los elementos, así como su clasificación y la manera en que se unen y relacionan para generar nuevos compuestos; el bloque que abarca la energía y dinámica de los procesos de transformación explica los intercambios de calor y/o trabajo con el entorno que ocurren en los procesos químicos y físicos, así como también la posibilidad de que tengan lugar, y la velocidad con que estos ocurren.

? ¿Qué es **Ciencia**?

No es fácil definir “ciencia” en pocas palabras; detrás de estas palabras se desarrollaron las actividades más importantes de la humanidad. Según Albert Einstein:

“La ciencia es el intento de relacionar la caótica diversidad de nuestra experiencia sensorial con un sistema lógico y uniforme de pensamiento”.

Para entender como surge la ciencia, Einstein separó lo que percibimos del mundo de la manera en la cual lo interpretamos. El nexo de unión entre estas dos situaciones solo fue posible con el desarrollo de la ciencia.

Esta actividad consiste en la acumulación de conocimiento acerca de la naturaleza y de nuestro mundo físico, cuya base es la observación. Los científicos plantean **Hipótesis** (conjeturas, ideas) para tratar de explicar lo que se observa, y después ponen a prueba esas hipótesis por medio de experimentos. Esta secuencia de pasos lógicos que la comunidad científica en general utiliza a la hora de encontrar soluciones a un problema determinado, a través de la investigación, se denomina **Método Científico**. Debido a esto los principios de la ciencia son **comprobables**. En las ciencias se pueden idear experimentos destinados a dar respuestas a casi todas las cuestiones científicas. Las ideas se pueden poner a prueba a fin de verificarlas o rechazarlas. En consecuencia, en las ciencias se han establecido bases firmes que sirven a cada generación para proseguir en la construcción de nuevos conocimientos.

La ciencia en general y la química en particular, es un instrumento del que disponemos para comprender al ser humano, para conocer y controlar de manera responsable al mundo que nos rodea. Hay que tener en cuenta, que no tiene carácter de verdad absoluta. Sus teorías y modelos están siempre sujetos a revisión. De esta manera, la construcción del conocimiento en una ciencia, es un proceso dinámico.

1° Actividad: Investigar en que consiste el “Método Científico”.

Leyes – Teorías – Modelos científicos

En ciertos casos es posible resumir grandes cantidades de datos científicos en breves enunciados llamados **leyes científicas**. Además, en el afán de la búsqueda de explicaciones detalladas, los científicos utilizan las llamadas **teorías**, que contienen la mejor explicación que se tiene hasta el momento de un fenómeno determinando. Dentro de las teorías se incluyen una o más **leyes**, por lo que una teoría da una explicación más amplia que la de una ley. Las teorías no son definitivas y existe la posibilidad de que se tenga que descartar o modificar alguna teoría existente a la luz de nuevas observaciones.

Los científicos suelen utilizar modelos como ayuda para explicar fenómenos complicados. En los **modelos científicos** se emplean objetos tangibles o imágenes para representar procesos que no podemos observar a simple vista. Por ejemplo, las partículas indivisibles de un gas se pueden visualizar como pequeñas bolas o canicas. Otro ejemplo es la representación de moléculas orgánicas con “pelotitas” de diferentes colores que representan los átomos, y palillos que las unen, representando los llamados enlaces químicos.

Actitud Científica

La ciencia no solo se hace en lugares determinados, por gente especializada. Es una actitud que debemos adoptar a lo largo de nuestra vida, con el uso de nuestra capacidad racional y mediante la observación, suposición de resultados y su verificación, lo que nos permitirá acercarnos al conocimiento del porque de muchas cuestiones.

Materia – Masa – Peso – Energía

Definimos con anterioridad que la química es la ciencia que estudia a la materia y sus transformaciones. Todos los objetos materiales están hechos de materia, la cual posee una **masa** determinada. Materia es todo lo ponderable (que tiene masa), extenso e impenetrable.

La **masa** (m) es una medida de la cantidad de materia que posee un cuerpo. Cuanto mayor es la masa del objeto, mas difícil es moverlo. Pongamos un ejemplo: supongamos que estamos jugando un partido de tenis, y en un descuido una pelota que viaja a 80 Km/h incide en nuestra cabeza. Ahora supongamos que en vez de la pelota, lo que nos incide es una bala de cañón con las mismas dimensiones que la pelota y que se desplaza a la misma velocidad... probablemente no quedaríamos en condiciones de contarlo. Es más fácil cambiar la trayectoria de una pelota de tenis que la de una bala de cañón. La última posee una *mayor masa* que la pelota de tenis. La masa es una propiedad de los cuerpos que no varían con la posición. La masa de una persona en la tierra es la misma que cuando está en la Luna. Ahora, es muy importante **NO** confundir la masa con el **peso** (P), el cual es una *Fuerza*. En la tierra, el peso mide la fuerza de atracción entre nuestro planeta y los cuerpos, con una masa determinada. En la Luna, en donde la fuerza de gravedad es seis veces menor que en la tierra, un astronauta pesa solo una sexta parte de lo que pesa en la tierra. Entonces, tenemos que el peso varía con la gravedad, mientras que la masa permanece constante.

La masa y el peso se relacionan con una sencilla ecuación:

$$P = m \times g$$

En donde g representa la aceleración que la gravedad imprime sobre los cuerpos, y cuyo valor promedio en la tierra es **9,8 m seg²**.

Generalmente se define **energía** (E) como la capacidad de realizar un trabajo. En un sentido más amplio, la energía es la capacidad de alterar la materia desde un punto de vista químico o físico. La energía es necesaria para que ocurra algo que por si mismo no ocurriría. Existe en varias formas. Por ejemplo, cuando se permite que el agua que esta en un nivel superior en una presa fluya a través de turbinas hacia un nivel inferior por acción de la gravedad, se aprovecha una gran cantidad de **Energía potencial**, que estaba acumulada en el agua a nivel superior. La energía potencial es la que depende de la posición o distribución de un cuerpo en un sistema. Es la energía de *almacenamiento* de un cuerpo. Ahora, cuando el agua pasa a través de las turbinas, la energía potencial se transforma en **Energía cinética**, que es la energía relacionada a los cuerpos en movimiento. Al pasar el agua por las turbinas, estas comienzan a girar. Este movimiento de las turbinas convierte parte de la energía cinética en **Energía eléctrica**. La electricidad de esta forma obtenida es transportada a través de cables hacia los hogares y fábricas, en donde se transforma en **Energía lumínica, Energía calorífica o Energía mecánica**. Esto es un hecho importante: la *energía puede transformarse* (de un tipo a otro), pero independientemente de las transformaciones que pueda sufrir, la **energía NO se crea ni se destruye**. Este hecho nos lleva a que la energía total del Universo permanece constante, lo que se conoce como **Ley de la conservación de la energía**.

Sin embargo, Einstein encontró que la materia y la energía pueden transformarse una en otra a través de la siguiente ecuación:

$$E = m \times c^2$$

Donde E es la cantidad de energía equivalente a una masa m y c es la velocidad con que viaja la luz en el vacío, y equivale a 300.000 Km seg⁻¹.

A partir de esta ecuación de equivalencia entre la masa y la energía, se enunció la Ley de conservación de la masa y la energía: **la cantidad combinada de materia y energía en el universo es constante**.

En una reacción química ordinaria no se puede verificar experimentalmente la transformación de materia en energía, debido a que en la ecuación la velocidad de la luz es muy grande, y la variación de masa es muy pequeña, y no es medible experimentalmente, debido a que no hay una balanza con una sensibilidad apropiada. Esto se ve reacomodando la ecuación:

$$m = \frac{E}{c^2}$$

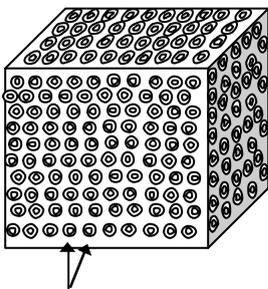
La ecuación postulada por Einstein explicó muchas cuestiones, como ser la ley de conservación de masa y energía, y las desintegraciones radioactivas.

Ejemplos cotidianos en las que obtenemos energía a partir de cambios químicos que sufre la materia son la combustión de carbón para obtener energía calórica, o la transformación que sufren los combustibles en los motores de los automóviles, por citar algunos ejemplos.

Estados de la materia

Los estados conocidos de la materia, y los más comunes son el estado **Sólido**, el **Líquido** y el **Gaseoso**.

Los objetos **sólidos** conservan su forma y poseen volumen propio, sus moléculas se hallan en un estado de orden regular y no son compresibles. Hay estados intermedios para los sólidos, como el *estado vítreo* que es un líquido de alta viscosidad que ha perdido su capacidad de fluir, también están los *sólidos pastosos* que son líquidos de alta viscosidad factibles al moldeo, los *geles* que son suspensiones coloidales de partículas sólidas en un líquido en el que se forma una especie de red que le da a la suspensión cierto grado de firmeza elástica.

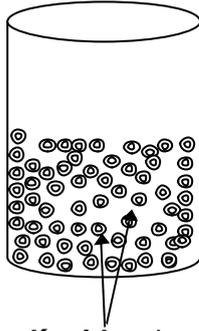


En los **sólidos**, las distancias entre partículas son cortas, hay un marcado orden y rigidez

Hay muy poco espacio entre las partículas de un sólido, por lo que no son compresibles. Además el marcado orden genera estructuras geométricas y una rigidez característica. En general, la **densidad**[?] para una sustancia en estado sólido es mayor que para sus otros estados de agregación. Una excepción de esto (y muy importante) es para el agua, en donde la densidad del hielo es menor que la del agua en estado líquido, motivo por el cual puede flotar el hielo.

Un **líquido** ocupa un volumen definido, pero adopta la forma de la región que ocupa en el recipiente que lo contiene. Sus moléculas se hallan en un estado de agregación regular, no tan rígido como la de los sólidos. Tienen superficie libre, son compresibles, y las fuerzas de atracción y repulsión entre sus moléculas están equilibradas. A diferencia de los sólidos, los líquidos fluyen con facilidad.

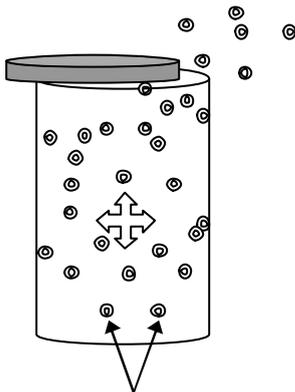
[?] **Densidad:** es igual al volumen que ocupa una sustancia de masa determinada:



En los **líquidos**, las distancias entre partículas no son tan cortas, hay un orden intermedio

En un líquido la distancia entre partículas es mayor, y las interacciones son más flexibles, tiene un volumen definido porque sus partículas no pueden escapar de las fuerzas de atracción, pero pueden moverse libremente por lo cual los líquidos pueden fluir. Sin embargo, no son comprimibles

Los **gases** no poseen forma ni volumen propio, se expanden hasta ocupar todo el volumen del recipiente que los contienen. Los gases se pueden comprimir con facilidad, debido a la gran distancia que existe entre sus moléculas.



En los **gases**, las distancias entre partículas son inmensas, y no hay ordenamiento de ningún tipo.

Predominan las fuerzas repulsivas que mantienen a las moléculas alejadas unas de otras. El ordenamiento entre sus moléculas es nulo, y su movimiento caótico.

Constantemente hay choques entre ellas y las paredes del reservorio que lo contiene, ejerciendo una presión que depende de la cantidad de partículas de gas que haya.

Es importante notar la diferencia que hay entre gas y vapor. Aunque el estado de agregación sea el mismo para los dos, se utiliza "gas" para sustancias que en

condiciones normales de presión y temperatura son naturalmente gases. Los vapores son el estado de agregación de sustancias que normalmente son líquidas o sólidas pero que han sufrido un cambio en sus condiciones.

“El estado de agregación de la materia depende exclusivamente de su estructura interna”

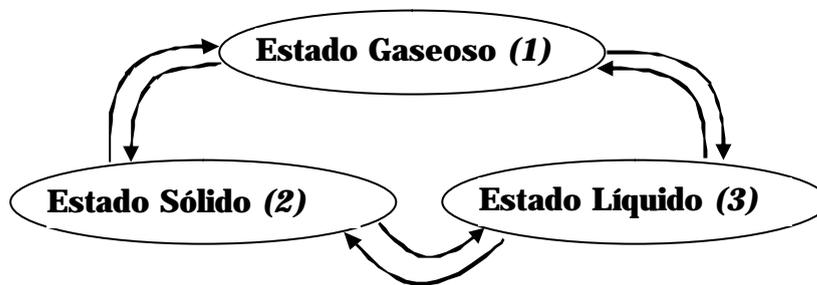
Dependiendo de la interacción que existe entre los átomos y moléculas de una cierta sustancia, se tendrán los diferentes estados de agregación.

Hay un cuarto estado de agregación para la materia, que es el llamado **plasma** cuya clasificación es todavía un tema de discusión. Consiste en una mezcla de iones, electrones y partículas neutras, con movimiento libre. La discusión detallada de este estado, está fuera del alcance de este curso.

Cambios de estado

Si se modifica la presión y/o la temperatura es posible provocar un cambio de estado en la materia.

Los cambios que se pueden presentar, se resume en el siguiente diagrama:



Las sustancias se encuentran, en condiciones normales, en un estado físico determinado. Como ejemplos podemos citar al oxígeno que normalmente es un gas, pero si aumentamos la presión y disminuimos la temperatura, podemos comprimirlo hasta que pase al estado líquido (de **1** a **3**). O si tenemos agua a 25°C vemos que es un líquido cristalino, pero si bien enfriamos esta hasta temperaturas cercanas a los 0°C el agua comienza a pasar al estado de sólido (del **3** a **2**).

Los cambios de estado que se producen por absorción de calor se denominan **progresivos** y los que se producen con liberación de calor se denominan **regresivos**.

Los cambios que ocurren con absorción de calor generan un aumento de la temperatura, y los que ocurren con liberación de calor, un descenso de la temperatura.

En el siguiente cuadro se esquematizan los cambios de estado que puede sufrir la materia y si ocurren con aumento o disminución de temperatura:

Cambios de estado	Aumento de temperatura	Descenso temperatura
1 a 3		Licuación (para los gases) Condensación (para vapores)
3 a 1	Vaporización (ebullición cuando toda la masa de líquido cambia de estado)	
1 a 2		Sublimación
2 a 1	Volatilización	
3 a 2		Solidificación
2 a 3	Fusión	

Un material gaseoso que puede estar en contacto con uno de sus estados condensados (sólido o líquido) recibe el nombre de **vapor**.

Con respecto al término **sublimación**, algunos autores lo utilizan tanto para el pasaje de estado gaseoso al sólido, y viceversa, sin pasar por el estado líquido.

El pasaje del estado gaseoso al líquido se denomina **licuación**, y se debe a un aumento de la presión generalmente acompañado de una disminución de la temperatura. **Condensación** es el proceso en el cual hay un pasaje del gaseoso al líquido solo por una disminución de la temperatura. Generalmente se da para el vapor de una sustancia, como el vapor de agua que pasa al líquido cuando se enfría

Ahora, ¿Cuándo exactamente las sustancias hierven? O ¿Cuándo se congelan?

Definamos el llamado **punto de ebullición** como la temperatura en la cual las sustancias hierven, o pasan del estado líquido al gaseoso. El **punto de fusión** es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado sólido al líquido. Un ejemplo sería el fenómeno en el que el hielo se derrite, o inversamente, en la que el agua se convierte en hielo (por lo general 0°C). Tanto el punto de fusión como el de ebullición dependen sensiblemente de la presión atmosférica. Es decir, los fenómenos de ebullición y de fusión no ocurren exactamente a la misma temperatura estando al nivel del mar que si nos encontramos arriba de una montaña.

Propiedades de la materia. Clasificación

Las propiedades de un tipo de materia permiten identificarla y diferenciarlas de otras. Las primeras propiedades que el hombre pudo apreciar fueron aquellas reconocidas por los sentidos (propiedades organolépticas). Hoy en día se pueden medir experimentalmente otras propiedades que nos permiten diferenciar una materia de otra, de manera más exacta y precisa. Estas propiedades se expresan con una magnitud.

Las propiedades de la materia se pueden agrupar según diferentes criterios:

1 - Propiedades generales: son aquellas que son comunes para toda clase de materia. Entre ellas podemos nombrar:

? *Divisibilidad:* la materia no es continua.

? *Impenetrabilidad:* dos porciones de materia no pueden ocupar el mismo espacio simultáneamente.

? *Indestructibilidad:* la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

2 – Propiedades específicas: son aquellas que dependen del tipo de materia en cuestión. Además, si se tiene en cuenta la cantidad de materia, las propiedades pueden ser intensivas o extensivas:

? Propiedades Intensivas: son aquellas propiedades independientes de la cantidad de materia considerada. Suelen estar asociadas con el estado de la materia. Por ejemplo: la densidad, temperatura, punto de fusión, dureza etc.

? Propiedades Extensivas: son aquellas que dependen de la cantidad de materia considerada, por ejemplo el peso, el volumen, contenido calorífico.

En el siguiente cuadro, se presenta un resumen de estas propiedades:

Propiedades de la materia	Propiedades extensivas	Peso Volumen Longitud
	Propiedades intensiva	Pto. de fusión Pto. de ebullición Densidad Coeficiente de solubilidad Índice de refracción Color Olor Sabor

Tomando como criterio de clasificación el cambio o transformación en la composición de la materia, las *propiedades intensivas* se pueden subdividir en:

- o *Propiedades físicas:* son aquellas que podemos medir sin cambiar la identidad básica de la materia. Por ejemplo: color, densidad, pto. de ebullición, etc.

- *Propiedades químicas*: son aquellas que describen la forma en que una sustancia puede reaccionar para formar otras sustancias. Por ejemplo: inflamabilidad, combustión, capacidad oxidante o reductora, etc.

Concepto de Sustancia – Clasificación

Los diferentes tipos de materias que se pueden encontrar, se denominan **sustancias**. Estas se distinguen gracias a sus propiedades diferentes. Se puede decir que **la materia con determinadas propiedades específicas constituye una sustancia**. Los plásticos, la arena, la carne, el agua, el aire, las sales, son todos ejemplos de materia, pero están constituidos por distintos tipos de sustancias.

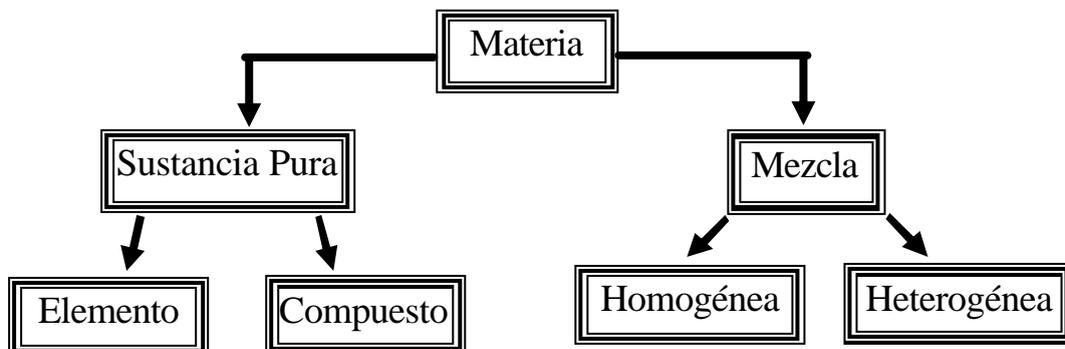
Las sustancias se pueden clasificar a su vez en dos grupos, las *sustancias simples* y las *sustancias compuestas*

Sustancias Simples: están formadas por uno o más átomos iguales. **No** se pueden descomponer en otras sustancias. Ej.: sodio, oxígeno, nitrógeno, etc.

Sustancias Compuestas: están formadas por dos o más átomos diferentes y se pueden descomponer en otras sustancias simples o compuestas. Ej.: el agua, el dióxido de carbono, la sal perclorato de potasio (la cual con calentamiento se descompone en una sustancia simple como oxígeno y en otra compuesta como el cloruro de potasio).

Sustancias puras y mezclas

En el siguiente esquema, se clasifica a la materia en sustancias puras o mezclas, y a su vez, que tipo de sustancias puras y que tipo de mezcla puede ser:



Las *sustancias puras* tienen una *composición definida o fija*. La composición de las mezclas puede variar. El agua es una sustancia pura, y a su vez un compuesto. Posee 11% de hidrógeno y 89% de oxígeno, siempre, sin importar su estado de agregación. El oro puro, es también una sustancia pura, y más específicamente un elemento. El café con leche en cambio es una mezcla. Las proporciones de leche y café pueden variar y seguir siendo café con leche. A la vista, uno puede pensar que es una solución homogénea a diferencia de una mezcla de arena y agua. Mas adelante veremos el concepto de mezclas homogéneas y heterogéneas.

Elementos y compuestos

Las sustancias pueden ser *elementos* o *compuestos*.

- ✍ Los **Elementos** son sustancias simples fundamentales a partir de las cuales se construyen todas las cosas materiales. Ejemplo son el hidrógeno, oro, sodio, y todos los elementos de la tabla periódica (en capítulos posteriores se tratará este tema).
- ✍ Los **compuestos** son sustancias puras constituidas a su vez por dos o mas elementos diferentes combinados químicamente en proporciones constantes o fijas. Ej.: el agua, el dióxido de carbono, gas metano, etc.

Transformaciones de la materia

La materia sufre continuamente cambios que están asociados con alguna modificación de las propiedades físicas o químicas. A estos cambios los podemos clasificar como **físicos** o **químicos**.

Los **cambios físicos** son procesos durante los cuales una sustancia cambia su apariencia física, pero no su identidad básica. En los cambios físicos no se modifican las propiedades intensivas de la sustancia. No hay una transformación de la materia en otra. Ej. cambios de estado, movimiento de los cuerpos, etc.

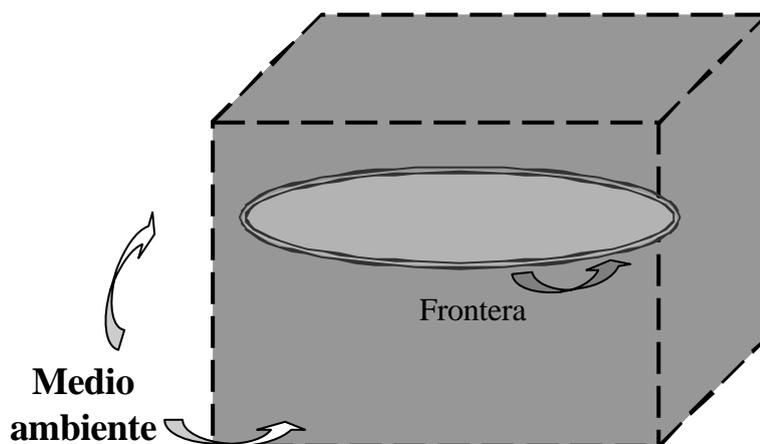
Los **cambios químicos**, llamados también reacciones químicas, son aquellas que provocan modificaciones en la composición química de las sustancias, generándose otras sustancias diferentes. Por ejemplo, cuando se quema alcohol con oxígeno, se produce un cambio en la composición química del etanol, y se produce agua y dióxido de carbono. O cuando hay una descomposición térmica de la sal clorato de potasio, se generan dos nuevas sustancias: el cloruro de potasio y oxígeno, a partir de la sal inicial.

En el siguiente cuadro se resumen algunos de las transformaciones que puede sufrir la materia:

Transformaciones de la materia	Físicos	Los cambios se pueden repetir con la misma materia inicial. El cambio que sufre la materia no es permanente	Pto. de fusión Pto. de ebullición destilación filtración cristalización
	Químicos	El fenómeno no se puede repetir con la misma materia inicial. El cambio que sufre la materia es permanente.	Combustión Oxidación Reacciones químicas

Sistemas materiales

Es toda porción de materia que se aísla (real o imaginariamente) espacio restante para poder estudiarla.



Se denomina *ambiente*, *medio ambiente*, *alrededores* o *entorno* a todo lo que rodea al sistema material. Lo que separa al sistema material de su entorno se denomina *frontera*.

Los sistemas materiales se clasifican de acuerdo a diferentes criterios:

a) - Según si interactúan o no con el medio se clasifican en:

Abiertos: son aquellos en los que hay transferencia de materia y energía entre el sistema y el entorno. Ej. : agua hirviendo con la olla destapada.

Cerrados: son aquellos sistemas que no intercambian materia, pero si pueden intercambiar energía con el entorno. Ej. : el mismo ejemplo anterior, pero si el sistema ahora posee una tapa.

Aislados: es aquel sistema que no intercambia ni materia ni energía con el entorno. Es complicado encontrar un sistema completamente aislado. Un ejemplo cercano a un sistema aislado, es un buen termo con agua caliente, el cual si fuese idealmente aislado, el agua que contiene el termo no se enfriaría nunca.

b) - Teniendo en cuenta las propiedades intensivas tenemos:

Sistemas Homogéneos: son aquellos que poseen iguales propiedades intensivas en distintos puntos del sistema considerado. Por ejemplo, una mezcla de agua con alcohol comercial. Todo *sistema homogéneo* se caracteriza por no presentar superficie de separación, por eso es común decir que **“los sistemas homogéneos son los que poseen una sola fase”**. Un sistema puede ser homogéneo a simple vista, pero no viéndolo en el microscopio. Por citar un ejemplo, la leche la cual parece tener una sola fase, es una suspensión coloidal de muchos componentes. Por lo tanto es necesario especificar las condiciones experimentales antes de realizar la clasificación.

Los sistemas homogéneos pueden ser:

- ✍ **Sustancias puras:** son aquellas que no admiten fraccionamiento y están formadas por un solo componente. A su vez pueden ser **simples** o **compuestas** según puedan o no descomponerse en otras más simples.
- ✍ **Soluciones (mezclas homogéneas):** son aquellas que SE PUEDEN FRACCIONAR en sus componentes (sustancias puras). Por ejemplo, agua salada, o una mezcla homogénea de dos alcoholes.

En una solución se distinguen dos componentes: el *soluto* y el *solvente*
Se llama **soluto** a la sustancia que se disuelve y que está en menor proporción.

El **solvente** es el componente que disuelve al soluto y el que determina el estado de agregación de la solución. Si el solvente es líquido y el soluto es sólido, este se disuelve y sus partículas se separan de forma tal que la solución resultante sea líquida.

Sistemas heterogéneos: son aquellos que presentan diferentes *propiedades intensivas* en distintos puntos del sistema considerado. Por ejemplo: mezcla agua-aceite. En estos sistemas se pueden observar dos o mas fases, por lo que es común decir **“los sistemas heterogéneos son aquellos que poseen mas de una fase”**.

Sistemas inhomogéneos: son aquellos cuyas propiedades intensivas varían gradualmente, y por lo tanto es difícil visualizar diferentes fases. No existen fronteras definidas. Por ejemplo: la atmósfera.

Definamos los siguientes términos, que nos permitirán entender mejor a los sistemas materiales:

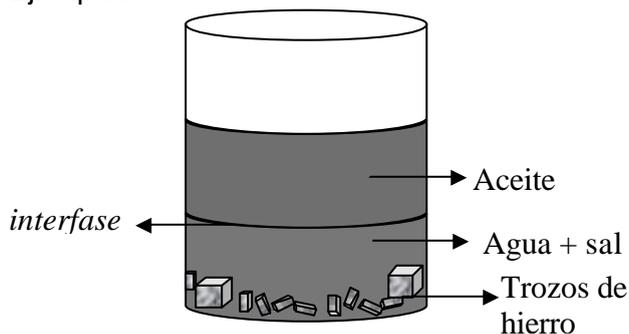
Fase: son sistemas homogéneos. Si forman parte de un sistema heterogéneo, cada una de las fases estará separada por superficies definidas llamadas **interfases**.

Un sistema heterogéneo de dos fases, recibe el nombre de **dispersión** y cada una de las fases tiene un nombre: *fase dispersa* y *fase dispersante*.

La *fase dispersa* en general es la que se encuentra en menor proporción y la *dispersante* a la que determina el estado de agregación de la dispersión. Según el tamaño de las partículas se califican en *dispersión grosera*, *fina* y *coloidal*.

Componente: se denominan así a las sustancias puras que se encuentran en un sistema material.

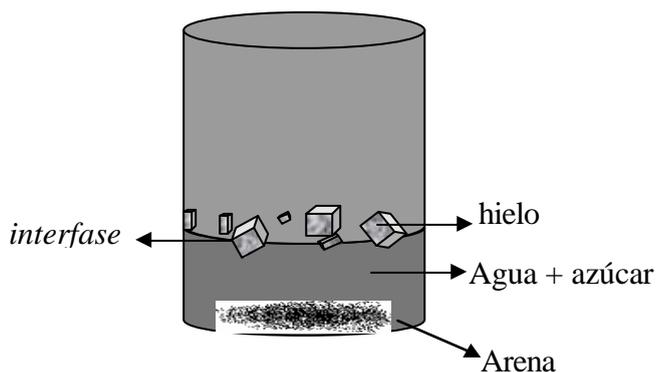
Ejemplos:



Nº de fases: **3**

Nº de componentes: **4** (aceite, agua, sal y hierro)

Nº de interfases: **2**



Nº de fases: **3**

Nº de componentes: **3** (aceite, agua, sal y hierro)

Nº de interfases: **2**

Podemos resumir esto en el siguiente cuadro comparativo:

Sistema Homogéneo	Sistema Heterogéneo
Los valores de las propiedades intensivas no dependen de la zona del sistema donde se los determine.	Los valores de las propiedades intensivas dependen de la zona del sistema donde se los mida
Número de fases: una (1)	Número de fases: dos (2) o mas.
No presenta interfase	Presenta interfases

Además se puede mencionar algunas diferencias entre las propiedades de las mezclas heterogéneas y las mezclas homogéneas.

En una **mezcla heterogénea** cada componente conserva su identidad y manifiesta sus propiedades características. En un **mezcla homogénea (solución)** las propiedades de esta pueden ser muy diferentes a las de los componentes. Por ejemplo ni el agua ni la sal sólida son conductores de la electricidad, pero cuando se mezclan, la solución es bastante conductora.

Por otra parte, al comparar las soluciones con las sustancias puras se encuentra una diferencia notoria: las propiedades intensivas de una solución (por ej., su densidad, conductividad eléctrica, etc.) varían con las proporciones de los componentes, mientras que las de una sustancia pura no varía, ya que su composición se mantiene siempre.

Otra particularidad de las mezclas homogéneas es que pueden encontrarse en cualquier estado de agregación, el cual está determinado por el solvente.

En el cuadro de abajo, se tiene un resumen sobre lo que se ha tratado hasta el momento sobre sistemas materiales:

SISTEMAS MATERIALES

				<p style="text-align: center;">- <u>Simples</u></p> <p>Sustancia pura que no se puede descomponer en otras. Esta formada por átomos de un mismo elemento.</p> <p style="text-align: center;">- <u>Compuesto</u></p> <p>Sustancia pura que se puede descomponer en otras. Esta formada por átomos de diferentes elementos.</p> <p style="text-align: center;">- <u>Soluto</u></p> <p>Sustancia en menor abundancia dentro de la solución.</p> <p style="text-align: center;">- <u>Solvente</u></p> <p>Sustancia cuyo estado físico es el mismo que el que presenta la solución.</p>
<p style="text-align: center;">- <u>Materia</u></p> <p>Es todo lo que posee masa, y ocupa un lugar en el espacio.</p>	<p style="text-align: center;">- <u>Sistema Material</u></p> <p>Porción de materia que se aísla para su estudio.</p>	<p style="text-align: center;">- <u>Sistema Homogéneo</u></p> <p>Es aquel sistema que en todos los puntos de su masa posee iguales propiedades físicas y químicas (mismas propiedades intensivas). No presenta solución en su continuidad ni aun con el ultramicroscopio.</p>	<p style="text-align: center;">- <u>Sustancia Pura</u></p> <p>Sistema homogéneo con propiedades intensivas constantes que resisten los procedimientos mecánicos y físicos del análisis.</p> <p style="text-align: center;">- <u>Solución</u></p> <p>Sistema homogéneo constituido por dos o más sustancias puras o especies químicas.</p>	<p style="text-align: center;">- <u>Dispersión Grosera</u></p> <p>Sistemas heterogéneos visibles a simple vista.</p> <p style="text-align: center;">- <u>Suspensiones</u></p> <p>Dispersiones finas con la fase dispersante líquida y la dispersa sólida.</p> <p style="text-align: center;">- <u>Emulsiones</u></p> <p>Dispersiones finas con ambas fases líquidas.</p> <p style="text-align: center;">- <u>Dispersión Coloidal</u></p> <p>Sistema heterogéneo no visible al microscopio, visible al ultramicroscopio.</p>
		<p style="text-align: center;">- <u>Sistema Heterogéneo</u></p> <p>Es aquel sistema que en diferentes puntos del mismo tiene distintas propiedades físicas y químicas (distintas propiedades intensivas). Presenta solución en su continuidad (superficie de separación).</p>	<p style="text-align: center;">- <u>Dispersión Fina</u></p> <p>Sistema heterogéneo visible al microscopio</p>	

Separación y fraccionamiento de sistemas materiales

Existen diferentes métodos físicos utilizados para separar fases o componentes en los sistemas materiales. Se pueden clasificar en:

Métodos para separación de fases en sistemas heterogéneos

En los sistemas heterogéneos se pueden separar las fases por medio de diversos métodos. La elección del método dependerá de las características de las sustancias y de los estados de agregación en que se encuentran. Hay veces que hay que utilizar más de un método para lograr separar los componentes.

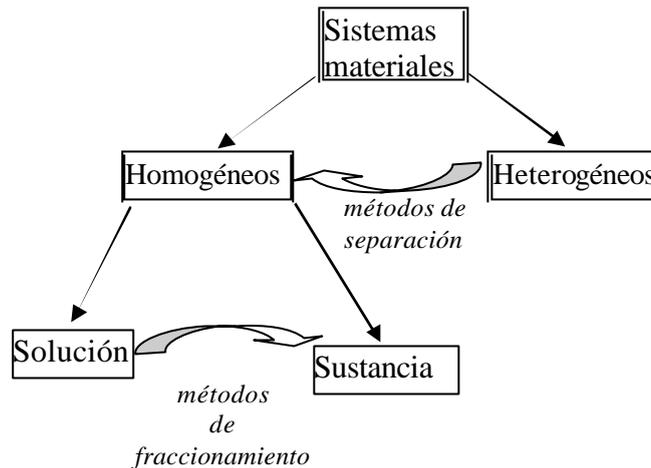
- o Centrifugación: se utiliza para separar un líquido de un sólido. La mezcla se coloca en “tubos de centrífuga” y estos dentro de un aparato llamado centrífuga, el cual consiste principalmente en un rotor que gira a altas revoluciones. La fuerza centrífuga hace que la fase sólida se deposite en el fondo de los tubos. Por inversión de los tubos uno puede separar la fase líquida.
- o Extracción, filtración y evaporación: se utiliza para separar dos sólidos, uno soluble en un solvente y otro no. Por ej. el sulfato de cobre y arena, se le agrega agua, la que disuelve el sulfato dejando a la arena en otra fase. Luego podemos filtrar la solución de sulfato separándola de la arena, y luego recuperar el sulfato calentando la solución para evaporar el agua.
- o Filtración: se usa para separar un sólido de un líquido, en donde las partículas de sólido quedan retenidas en la malla del papel de filtro.
- o Tamización: se emplea cuando ambas fases del sistema son sólidas, pero con diferentes tamaños de partículas. Se utiliza un tamizador o colador, el cual posee poros de un tamaño tal que deja pasar las partículas de uno de los componentes, dejando al otro retenido en la malla del tamiz. Un ejemplo sería harina y arena.
- o Imantación: es un método indicado para separar dos sólidos, uno de los cuales tiene propiedades magnéticas (puede ser atraído por un imán). Ejemplo: una mezcla de limaduras de hierro con arena. Se acerca un imán que atrae todas las limaduras de hierro, separándolas de las partículas de arena.
- o Sublimación: se utiliza para separar dos sólidos. Uno posee la capacidad de sublimar y el otro no. Por ejemplo: yodo y sulfato de cobre. El yodo sublima, o se vaporiza, separándose de las partículas de sal. El vapor de yodo se puede recuperar si se pone en contacto con una superficie fría, de manera que el vapor vuelva a sublimar.
- o Decantación: se emplea para separar dos líquidos que son inmiscibles, es decir, que no se mezclan. (ej. agua y aceite). Para ello se emplea las llamadas ampollas de decantación, que consiste en un reservorio de vidrio, con una boca de entrada para introducir la mezcla, y un cuello de vidrio en la parte opuesta, en la parte de abajo del reservorio. Este cuello posee un robinete (una canilla) que impide o permite el paso de líquido, según esté cerrado o abierto. De esta manera, se puede dejar fluir una de las fases de líquido, dejando la otra dentro de la ampolla.

✍ **Métodos para separación de componentes en sistemas homogéneos**

Si las soluciones son sistemas homogéneos, ¿Cómo podemos separar sus componentes? Evidentemente, los métodos de separación de fases no nos resultan útiles. Para la separación de componentes en sistemas homogéneos tenemos:

- Destilación simple: si uno de los componentes tiene un punto de ebullición marcadamente menor que el resto, al calentar la solución se desprenderán primeros sus vapores, que pueden licuarse otra vez si se los pone en contacto con una superficie fría (refrigerante).
- Destilación fraccionada: cuando las diferencias entre los puntos de ebullición entre dos líquidos no es muy grande, la destilación simple no basta para separarlos. Si se coloca una columna de vidrio con una gran superficie de contacto, los vapores que contienen ambos líquidos inciden con esta, y se condensa el vapor del líquido menos volátil, cayendo de nuevo a la mezcla homogénea de los dos líquidos. El vapor del líquido mas volátil se condensa en la columna refrigerante y se separa de la mezcla.
- Cristalización: cuando se calienta una solución de un soluto de mayor punto de ebullición que el del solvente, a medida que este se evapora aumenta la concentración del soluto, hasta que se hace mayor que la solubilidad. Entonces comienza a cristalizar soluto puro y se puede separa por filtración.
- Extracción con solvente: si se agrega un solvente inmiscible a la solución acuosa y se agita, se forman dos fases, la del agua con el soluto y la del solvente inmiscible agregado. La cantidad de soluto que había en la solución original se “repartirá” ahora entre las dos fases, de acuerdo a la afinidad que tenga con cada una, habrá mayor cantidad de soluto en la fase mas afín.
- Cromatografía: es una técnica analítica que se basa en el principio de la extracción con solvente. Tiene la particularidad de que una de las fases se mantiene inmóvil, mientras que la otra se mueve (fase móvil) junto con el soluto a separar. Entre la fase móvil y la estacionaria, compiten por el soluto mientras este es arrastrado por la fase móvil.

Teniendo en cuenta los métodos de separación analizados anteriormente, podemos interpretar el siguiente cuadro:



Algo mas sobre compuestos y sustancias simples

Una vez que se ha aplicado los métodos de separación a un determinado sistema, se llega a obtener las sustancias que lo componían inicialmente. ¿será posible separar cada una de estas sustancias en otras? Es decir, ¿será posible obtener un cierto número de sustancias a partir de las cuales se puedan formar el resto de las sustancias conocidas? Las respuestas a estos interrogantes se puede obtener mediante diversas experiencias:

- al calentar sustancias como el clorato de potasio o el óxido de sodio, se observa que se descomponen y dan lugar a otras sustancias.
- Al hacer pasar corriente por una solución acuosa de ácido, se obtienen dos sustancias gaseosas. Si a partir de estos gases, se los recupera en un reservorio y se aplica una chispa eléctrica, se forma nuevamente agua.
- Si se ponen en contacto gas cloro y Zinc se forma una nueva sustancia (cloruro de zinc) con propiedades totalmente distintas a los elementos iniciales.

Podemos diferenciar dos tipos de sustancias: aquellas que pueden ser descompuestas en otras que son lo que nombramos anteriormente como **compuestos** o **sustancias compuestas** (óxido de calcio, agua, etanol, etc) mientras que hay otras que no pueden ser descompuestas en otras mas simples, denominadas **sustancias simples** (calcio, sodio, nitrógeno, oxígeno, etc.).

Algo mas sobre elementos

Se denomina elemento al constituyente común de una sustancia simple. El *elemento* oxígeno forma la *sustancia* oxígeno (O_2 , gas a temperatura ambiente) y la *sustancia* ozono (O_3 , gas a temperatura ambiente). También está presente en otras sustancias simples como el agua (H_2O , que está formada por el elemento oxígeno y el elemento hidrógeno) u otras sustancias orgánicas e inorgánicas. El elemento carbono está presente en dos formas de sustancias simples: el grafito y diamante. También en una enorme cantidad de compuestos y sustancias de importancia biológicas.

Hay en total unos 110 elementos conocidos en la tabla periódica. No todos los elementos forman sustancias simples estables (algunas tienen un tiempo de existencia muy corta). La mayoría de las sustancias simples o elementales son los metales como el oro, sodio, el mercurio, la plata. Solo 22 elementos no metálicos forman sustancias elementales, como el nitrógeno, el azufre, el bromo, el yodo, oxígeno, carbono.

Transcurrida la primera unidad, el objetivo es que el alumno pueda contestar las siguientes preguntas:

- ¿Qué estudia la química y que entiende por ciencia?*
- ¿Qué ecuación relaciona masa y energía?*
- ¿Qué diferencia hay entre masa y peso?*
- ¿En que forma o estados se presenta la materia?*
- ¿Qué procesos relacionan los diferentes estados de la materia?*
- ¿Qué transformaciones puede sufrir la materia?*
- ¿Qué es un sistema material, de que está constituido?*
- ¿Qué diferencias existen entre sustancias y compuestos?*
- ¿Qué propiedades sirven para caracterizar e identificar los componentes de un sistema?*
- ¿Diferencia entre sistema homogéneo y heterogéneo?*
- ¿Qué métodos existen para separar los componentes de un sistema?*

Actividades:**1) Aprendamos a *convertir unidades*:**

a) - Convierta 0,742 Kg a gramos (g)	i) - Convierta 5,6 Joules a calorías
b) - Convierta 0,678 libras (lb) a onzas (oz)	j) - Convierta 100 Kcal a joules
c) - Convierta 1356 mm a metros (m)	k) – Convierta 273 K a grados °C
d) - Convierta 5478 pulgadas (in) a yardas (yd)	l) - Convierta 180° F a grados °C
e) - Convierta 100 Kcal a Joules (J)	m) - Convierta 1,8 atm a mm de Hg
f) - Convierta 24 oz a libras	n) - Convierta 1, 013 bar en atm
g) - Convierta 2,5 m a centímetros	o) - Convierta 78,4 yardas (Yd) en cm
h) - Convierta 6,5 pies (ft) a pulgadas	o) - Convierta 1,33 hp en Joules

Nota: al final de este capítulo encontrará tablas de conversión de unidades.

2) En Marte la gravedad es tres veces menor a la gravedad de la tierra:

- ¿Cuál sería la masa de un cuerpo en Marte si en la tierra es de 65 Kg?
- ¿Cuál sería el peso en Marte de una persona que en la tierra pesa 120 lb?

3) En Júpiter la fuerza de gravedad es 2,4 veces mayor que la tierra

- ¿Cuánto pesaría una masa de 1,53 Kg en Júpiter?
- ¿Cuánto pesaría un hombre que en la tierra pesa 215 lb?

4) Si la energía eléctrica aprovechable para producir luz a través de una lámpara incandescente domiciliaria es del 20 %, se alimenta durante una hora con 5 kW y considerando que el resto se pierde como calor al ambiente, calcule: ¿Cuántas calorías (en forma de calor) son liberadas al ambiente? Si se cumple la ley de conservación de la energía y ahora la eficiencia en energía aprovechable es del 35 %, ¿Qué porcentaje de la energía suministrada a la lámpara se libera como calor al entorno?

5) Diga el nombre de un objeto o instrumento que efectúe las siguientes transformaciones:

- Movimiento en energía eléctrica
- Energía eléctrica en movimiento
- Energía química en calor
- Energía química en energía eléctrica
- Energía eléctrica en energía química

6) Indique cuales de los siguientes son procesos físicos y cuales son procesos químicos:

- Pérdida de brillo de una pieza de plata
- Fusión del hielo
- Corte de un diamante
- Combustión de gasolina

- g) Agriado del vino
- h) Fósforo ardiendo
- i) Oxidación del hierro (“herrumbre”)

7) Calcular la densidad de:

- a) **Leche** en **kg/L**, si 2 litros tienen una masa de 2,06 Kg
- b) **Carbono grafito**, en **gr/cm³** si un bloque de 0,05 m x 0,1 m x 23 cm posee una masa de 1,2 gr.
- c) **Nafta**, en **gr/cm³** si 9 l tiene una masa de 6120 gr
- d) **Marfil**, en **gr/cm³** si una pieza rectangular de 22 cm x 15 cm x 15,5 cm pesa 10,22 kg.

8) Calcular:

- a) Masa de una pieza de oro que ocupa un volumen de 3,2 cm³, cuya densidad es 19,3 gr/cm³
- b) Masa de 256 ml de nitrógeno si la densidad es 1,25 gr/l
- c) Volumen de 3,37 gr de cloruro de calcio cuya densidad es de 2,15 gr/ml
- d) Volumen de 12,3 gr de hierro cuya densidad es 7,8 gr/ml

9) Determinar cuales características corresponden al estado gaseoso:

- a) Tienen volumen propio y adopta la forma del recipiente que lo contiene.
- b) No posee forma propia y es incompresible.
- c) No tiene fluidez y es compresible
- d) Predominan las fuerzas de atracción entre sus unidades estructurales

10) Un fósforo se enciende y se sostiene bajo un pedazo de metal frío. Se hicieron las siguientes observaciones:

- el fósforo arde – el metal se calienta – el agua se condensa sobre el metal – se deposita hollín (carbón) sobre el metal

¿Cuáles de estos sucesos se deben a cambios físicos y cuales a cambios químicos?

11) Al intentar la caracterización de una sustancia, un químico hace las siguientes observaciones:

La sustancia es un metal blanco como la plata y lustroso. Funde a 649°C y hierve a 1105 °C. su densidad a 20°C es de 1,738 gr / cm³. la sustancia arde al aire, produciendo una luz blanca intensa. Reacciona con el cloro para dar un sólido quebradizo, blanco. La sustancia puede ser laminada a hojas delgadas o estirarse hasta formar un alambre. Es buen conductor de la electricidad. ¿ cuales de estas propiedades son físicas y cuales químicas?

12) Complete las siguiente tabla de acuerdo a las propiedades que presenta la materia en sus diferentes estados de agregación:

Características	Sólido	Líquido	Gaseoso
Forma			
Volumen			
Respuesta a la presión			
Interacción entre partículas			

13) Discutir si los siguientes sistemas son homogéneos o no:

- a) Aire que respiramos.
- b) Carbón y kerosene.
- c) Leche
- d) Agua destilada

14) ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuales no? Justificar.

- a) Un sistema con un solo componente debe ser homogéneo.
- b) Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
- c) Un sistema con dos componentes gaseosos debe ser homogéneo.
- d) Un sistema con varios componentes diferentes debe ser homogéneo.
- e) El agua está formada por la sustancia oxígeno y por la sustancia hidrógeno.
- f) Por descomposición del agua se obtienen el elemento oxígeno y el elemento hidrógeno.
- g) El óxido de sodio está formado por el elemento oxígeno y el elemento sodio
- h) Cuando la sustancia reacciona con el elemento hierro se obtiene el elemento óxido de hierro.
- i) Si se calienta una determinada cantidad de líquido su volumen aumenta y en consecuencia aumenta su masa.

15) Las siguientes proposiciones se refieren a un sistema formado por tres trozos de hielo flotando en una solución acuosa de cloruro de sodio. Marcar las correctas y justificar su elección:

- a) Es un sistema homogéneo
- b) El sistema tiene dos interfases
- c) El sistema tiene tres fases sólidas y una líquida
- d) El sistema tiene tres componentes
- e) El sistema tiene dos componentes
- f) Los componentes se pueden separar por filtración

g) Los componentes se pueden separar por destilación.

16) Dado un sistema formado por: limadura de hierro, azufre en polvo y agua salada; indicar:

- a) cuántas fases forman el sistema y cuáles son.
- b) cuántas sustancias hay y cuales son.
- c) explicar cómo separaría el sistema

17) Una sustancia blanca, cristalina, se descompone al ser calentada formando un gas incoloro y un sólido rojo, cada uno de los cuales se comporta como sustancia. Solamente con lo dicho:

¿Puede ser una sustancia simple el sólido original? ¿ Puede ser una sustancia simple cualquiera de los productos finales? ¿Se puede asegurar que algunas de las sustancias mencionadas es una sustancia simple?

18) Dado el siguiente sistema: agua – aceite – cuarzo :

- a) ¿Es homogéneo o heterogéneo?
- b) ¿Cuáles son sus componentes?
- c) Cuantas fases hay y cuales son?

19) Indicar si es correcto o incorrecto. Una solución presenta la propiedad de ser:

- a) Saturada
- b) Líquida
- c) Transparente
- d) homogénea

20) Se tiene azúcar y sal (cloruro de sodio) disueltos en agua. Señalar las afirmaciones que son correctas:

- a) El peso específico es igual en todas las proporciones del sistema
- b) El sistema está constituido por mas de una sustancia
- c) El sistema tiene una sola fase a cualquier temperatura

21) Indicar cuales de los siguientes sistemas son soluciones y cuales son sustancias:

- | | |
|-------------------|-------------------|
| a) Agua salada | b) Bromo líquido |
| c) Agua y alcohol | d) Vino filtrado |
| e) Mercurio | f) Óxido de plata |

22) Indicar cuales de los siguientes sistemas son sustancias simples y cuales son sustancias compuestas:

- | | |
|---------------------|------------------|
| a) Cloruro de sodio | b) Oxígeno |
| c) Agua | d) Azufre |
| e) Mercurio | f) Óxido de zinc |

23) Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de hierro. Indicar cuales son propiedades intensivas y cuales son propiedades extensivas. Justificar:

Masa: 40 gr _____	Pto. de fusión: 1535°C _____
Densidad: 7,8 gr cm ⁻³ _____	Volumen: 5,23 cm ³ _____
Color: grisáceo brillante _____	Insoluble en agua _____

24) ¿Qué es el aire? Indicar las respuestas correctas:

- a) Un sistema material
- b) Una sustancia
- c) Un sistema homogéneo
- d) Una solución gaseosa
- e) Un sistema heterogéneo

25) Indique si las siguientes opciones son verdaderas (V) o falsas (F) y justifique la respuesta:

- a) La tamización se basa en la diferencia de densidad de las fases que se separan
- b) La destilación involucra dos cambios de estado
- c) Un sistema formado por agua nunca puede ser heterogéneo
- d) Para separar un sistema formado por naftalina y arena, generalmente se utiliza un método que involucra dos cambios de estado
- e) La cromatografía es un método de separación de fases.
- f) Un sistema formado por cristales de yodo, vapor de yodo y cristales de cloruro de sodio tiene dos fases y tres componentes.
- g) La fusión es opuesto a la vaporización
- h) Una sustancia de punto de fusión igual a -5°C y punto de ebullición igual a 2735°C , a 2800°C está en estado gaseoso.

**26) ¿Qué método de separación de fases provoca que se escurra la ropa en un lavarropas?
¿Qué métodos se utilizan en la preparación de café en una cafetera eléctrica y en la preparación de infusiones de té en saquitos?**

Tablas de conversión de unidades*- Longitud*

Metro (m)	Pulgada (in)	Pie (ft)	Yarda (yd)	Milla
1	39,370	3,280	1,093	$0,621 \times 10^{-3}$
$25,4 \times 10^{-3}$	1	$83,33 \times 10^{-3}$	$27,778 \times 10^{-3}$	$15,74 \times 10^{-6}$
0,3048	12	1	0,333	$0,189 \times 10^{-3}$
0,9144	36	3	1	$0,568 \times 10^{-3}$
$1,609 \times 10^3$	$63,36 \times 10^3$	$5,28 \times 10^3$	$1,76 \times 10^3$	1

- Masa

kg	Libra (lb)	Onza (oz)
1	2,204	35,274
0,453	1	16
$28,35 \times 10^{-3}$	$62,5 \times 10^{-3}$	1

- Volumen

m³	cm³	in³	ft³
1	1×10^6	$6,1 \times 10^4$	35,315
1×10^{-6}	1	0,061	$3,532 \times 10^{-5}$
$1,64 \times 10^{-5}$	16,39	1	$5,79 \times 10^{-4}$
0,0283	$28,32 \times 10^3$	1727,3	1

- Energía

Joule (J)	Kilocaloría (kcal)	Kilowatt hora (kW h)	Caballo fuerza hora (hph)	Pie libra – fuerza (ft lbf)
1	$2,389 \times 10^{-4}$	$2,778 \times 10^{-7}$	$3,77 \times 10^{-7}$	0,737
$4,186 \times 10^3$	1	$1,163 \times 10^{-3}$	$1,581 \times 10^{-3}$	$3,088 \times 10^3$
$3,600 \times 10^6$	860	1	1,359	$2,655 \times 10^6$
$2,65 \times 10^6$	$6,326 \times 10^2$	0,736	1	$1,952 \times 10^6$
1,355	$0,323 \times 10^{-3}$	$0,376 \times 10^{-6}$	$0,512 \times 10^{-6}$	1

$$1 \text{ N m} = 1 \text{ W s} = 1 \text{ J (energía)}$$

- Presión

bar	kPa	mm Hg	lb/plg ² (psi)	Atm
1,013	101,3	760	14,7	1
1	100	750	14,5	0,987
0,98	98	736	14,2	0,968
0,069	6,9	51,7	1	0,068
1,333	133,3	1000	19,33	1,316

1mm agua = 9,81 Pa

1 pulgada Hg = 3386,4 Pa

1 Torr = 1 / 760 atm = 1 mm Hg a 0°C

- Temperatura

- Fahrenheit a Celsius

$$^{\circ}\text{C} = 5 / 9 \times (^{\circ}\text{F} - 32)$$

- Celsius a Fahrenheit

$$^{\circ}\text{F} = 9 / 5 \times (^{\circ}\text{C} + 32)$$

- Celsius a Kelvin

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

Bibliografía:

- ? AGA, gas data y factores de conversión
- ? Angeli, Bulwik, Lastre Flores, Sileo – *Temas de química general*. Ed. Eudeba Cap.1 (1998)
- ? Brown, Lemay, Burten. *Química – la ciencia central*. Ed. Prentice Hall Cap. 1 (1991)
- ? Candás, Fernandez, Gordillo, Wolf. *Química – estructura, propiedades y transformaciones de la materia*. Ed. Estrada. Cap. 1 (1991)
- ? Chang, Reymond. *Química*. Ed. Mc. Graw Hill (2005)
- ? Golberg. *Fundamentos de química*. Ed. Mc. Graw Hill Cap. 1 (1992)
- ? Hill & Kolb. *Química para el Nuevo milenio*. Ed. Pearson. Cap. 1 (1999)
- ? Fernandez, Serventi. *Química general*.

ESTRUCTURA ATOMICA

Introducción

¿QUÉ es la materia? Según el diccionario, es "aquello que constituye la sustancia del universo físico". La Tierra, los mares, la brisa, el Sol, las estrellas, todo lo que el hombre contempla, toca o siente, es materia. También lo es el hombre mismo. La palabra materia deriva del latín *mater*, madre. La materia puede ser tan dura como el acero, tan adaptable como el agua, tan uniforme como el oxígeno del aire. A diferentes temperaturas puede presentar diferentes fases, pero cualquiera que sea su forma, está constituida por las mismas entidades básicas, los átomos.

EL ÁTOMO

La pequeñez de los átomos embota la imaginación. Los átomos son tan pequeños que pueden colocarse unos 100 millones de ellos, uno después de otro, en un centímetro lineal. Su radio es del orden de 10^{-8} cm. A su vez, los núcleos tienen dimensiones lineales **10 000 a 100 000** veces más pequeñas. El radio nuclear es de 10^{-12} a 10^{-13} cm. En términos de volumen, los átomos ocupan como 10^{-24} cm³ y los núcleos 10^{-38} cm³.

En un sólido, los átomos se encuentran en contacto entre sí y fuertemente ligados, de manera que su movimiento relativo es mínimo. Por esta razón los sólidos conservan su forma. En los líquidos, en cambio, aunque los átomos también se hallan en contacto, no están fuertemente ligados entre sí, de modo que fácilmente pueden desplazarse, adoptando el líquido la forma de su recipiente. Los átomos o las moléculas de los gases están alejados unos de otros, chocando frecuentemente entre sí, pero desligados, de manera que pueden ir a cualquier lugar del recipiente que los contiene.

Por ésta razón es conveniente hacer un repaso de la evolución de los diferentes modelos atómicos:

Evolución del Modelo Atómico

La concepción del átomo que se ha tenido a lo largo de la historia ha variado de acuerdo a los descubrimientos realizados en el campo de la física y la química. A continuación se hará una exposición de los modelos atómicos

propuestos por los científicos de diferentes épocas. Algunos de ellos son completamente obsoletos para explicar los fenómenos observados actualmente, pero se incluyen a manera de reseña histórica.

MODELO DE DALTON

Fue el primer modelo atómico con bases científicas, fue formulado en 1808 por Jhon Dalton. Este primer modelo atómico postulaba:

- ? La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- ? Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias. Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes.
- ? Los átomos permanecen sin división, aún cuando se combinen en las reacciones químicas.
- ? Los átomos, al combinarse para formar compuestos guardan relaciones simples.
- ? Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.
- ? Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.

Sin embargo desapareció ante el modelo de Thomson ya que no explica los rayos catódicos, la radioactividad ni la presencia de los electrones (e-) o protones (p+).

MODELO DE THOMSON

Luego del descubrimiento del electrón en 1897 por Joseph John Thomson, se determinó que la materia se componía de dos partes, una negativa y una positiva. La parte negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel como muestra la Figura 1 (de la analogía del inglés *plum-pudding model*).

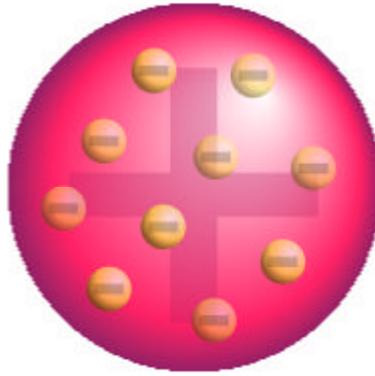


Figura 1: Modelo atómico de Thomson

Detalles del modelo atómico

Para explicar la formación de iones, positivos y negativos, y la presencia de los electrones dentro de la estructura atómica, Thomson ideó un átomo parecido a un pastel de frutas. Una nube positiva que contenía las pequeñas partículas negativas (los electrones) suspendidos en ella. El número de cargas negativas era el adecuado para neutralizar la carga positiva. En el caso de que el átomo perdiera un electrón, la estructura quedaría positiva; y si ganaba, la carga final sería negativa. De esta forma, explicaba la formación de iones; pero dejó sin explicación la existencia de las otras radiaciones.

MODELO DE RUTHERFORD

Este modelo fue desarrollado por el físico Ernest Rutherford a partir de los resultados obtenidos en lo que hoy se conoce como el experimento de Rutherford en 1911. Representa un avance sobre el modelo de Thomson, ya que mantiene que el átomo se compone de una parte positiva y una negativa, sin embargo, a diferencia del anterior, postula que la parte positiva se concentra en un núcleo, el cual también contiene virtualmente toda la masa del átomo, mientras que los electrones se ubican en una corteza orbitando al núcleo en órbitas circulares o elípticas con un espacio vacío entre ellos. A pesar de ser un modelo obsoleto, es la percepción más común del átomo del público no científico. Rutherford predijo la existencia del neutrón en el año

1920, por esa razón en el modelo anterior (Thomson), no se habla de éste (Figura 2).

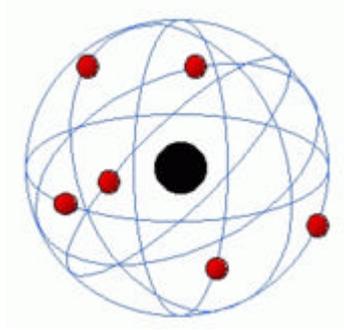


Figura 2: Modelo atómico de Rutherford

Por desgracia, el modelo atómico de Rutherford presentaba varias incongruencias:

- ? Contradecía las leyes del electromagnetismo de James Clerk Maxwell, , las cuales estaban muy comprobadas mediante datos experimentales. Según las leyes de Maxwell, una carga eléctrica en movimiento (en este caso el electrón) debería emitir energía constantemente en forma de radiación y llegaría un momento en que el electrón caería sobre el núcleo y la materia se destruiría. Todo ocurriría muy brevemente.
- ? No explicaba los espectros atómicos..

MODELO DE BOHR

Este modelo es estrictamente un modelo del átomo de hidrógeno tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trata de incorporar los fenómenos de absorción y emisión de los gases, así como la nueva teoría de la cuantización de la energía desarrollada por Max Planck y el fenómeno del efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein, como puede observarse en la Figura 3.



Figura 3: Modelo atómico de Bohr

“El átomo es un pequeño sistema solar con un núcleo en el centro y electrones moviéndose alrededor del núcleo en órbitas bien definidas.” Las órbitas están cuantizadas (los e- pueden estar solo en ciertas órbitas)

- ? Cada órbita tiene una energía asociada. La más externa es la de mayor energía.
- ? Los electrones no radian energía (luz) mientras permanezcan en órbitas estables.
- ? Los electrones pueden saltar de una a otra órbita. Si lo hace desde una de menor energía a una de mayor energía absorbe un cuanto de energía (una cantidad) igual a la diferencia de energía asociada a cada órbita. Si pasa de una de mayor a una de menor, pierde energía en forma de radiación (luz).

El mayor éxito de Bohr fue dar la explicación al espectro de emisión del hidrógeno. Pero solo la luz de este elemento. Proporciona una base para el carácter cuántico de la luz, el fotón es emitido cuando un electrón cae de una órbita a otra, siendo un pulso de energía radiada. Bohr no puede explicar la existencia de órbitas estables y para la condición de cuantización. Bohr encontró que el momento angular del electrón es $h/2\pi$ por un método que no puede justificar.

Modelo de Schrödinger: Modelo Actual

Después de que Louis-Victor de Broglie propuso la naturaleza ondulatoria de la materia en 1924, la cual fue generalizada por Erwin Schrödinger en 1926, se actualizó nuevamente el modelo del átomo.

En el modelo de Schrödinger se abandona la concepción de los electrones como esferas diminutas con carga que giran en torno al núcleo, que es una extrapolación de la experiencia a nivel macroscópico hacia las diminutas dimensiones del átomo. En vez de esto, Schrödinger describe a los electrones por medio de una función de onda, el cuadrado de la cual representa la *probabilidad de presencia* en una región delimitada del espacio. Esta zona de probabilidad se conoce como orbital. La Figura 4 muestra los orbitales para los primeros niveles de energía disponibles en el átomo de hidrógeno y oxígeno.

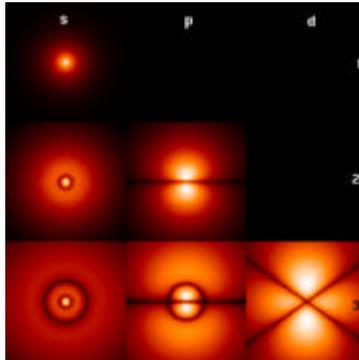


Figura 4: Densidad de probabilidad de ubicación de un electrón para los primeros niveles de energía.

Para nuestras clases seguiremos con el modelo atómico de Bhor, ya que es el más didáctico en la aplicación química. Nuestra imagen del átomo recuerda la de un sistema planetario en el que el núcleo está en el centro y los electrones giran a su alrededor, aunque de hecho no puede decirse, a diferencia de nuestro Sistema Solar, exactamente dónde se encuentra cada electrón en cada instante, como se ilustra en la figura 5.

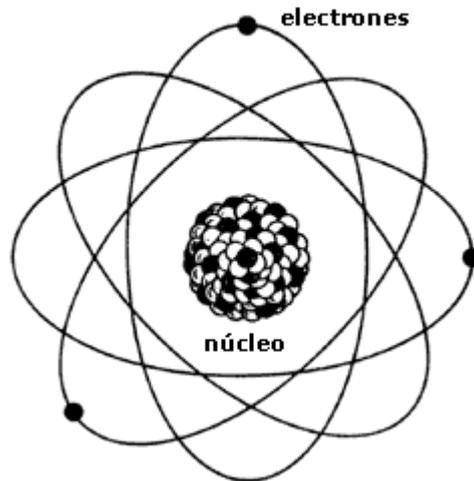


Figura 5: Imagen del átomo.

El núcleo de cada átomo está formado a su vez por protones y neutrones. Lo podemos imaginar como un racimo de partículas, pues neutrones y protones se encuentran en contacto unos con otros.

Los electrones tienen carga eléctrica negativa ($-e$), los protones la misma, pero positiva ($+e$), y los neutrones no tienen carga. Los núcleos son por consiguiente positivos. La fuerza fundamental que mantiene a los electrones unidos a su respectivo núcleo es la eléctrica; sabemos que cargas opuestas se atraen y cargas del mismo signo se repelen.

Los átomos normalmente son eléctricamente neutros, pues el número de electrones orbitales es igual al número de protones en el núcleo. A este número se le denomina número atómico (Z) y distingue a los elementos químicos. Ahora bien, los electrones orbitales se encuentran colocados en capas denominadas niveles de energía y en subniveles. La capa más cercana al núcleo es la capa K o 1 que posee solo 1 subnivel llamado **s**; le siguen la capa L o 2 con 2 subniveles, **s** que posee 2 e^- y **p** con 6 e^- , la M o 3 con 3 subniveles **s** con 2 e^- , **p** con 6 e^- y **d** con 10 e^- , la N o 4 con 4 subniveles **s**, **p**, **d** y **f** con 14 e^- , etc, cada capa admite un máximo de $2 \cdot n^2$ e^- .

En el cuadro 1 se dan ejemplos de algunos elementos ligeros, incluyendo el número de electrones que corresponde a cada capa; la capa K se llena con 2 electrones, la L con 8, etc. Se conocen más de 100 elementos. Nótese que

nombrar el elemento equivale a establecer su número atómico y por consiguiente su **configuración electrónica**, lo que es muy útil a la hora de caracterizar químicamente a cada elemento.

CUADRO 1. Configuración electrónica de los elementos ligeros.

Elemento	Z	Número de electrones en la capa		
		K	L	M
H (hidrógeno)	1	1		
He (helio)	2	2		
Li (litio)	3	2	1	
Be (berilio)	4	2	2	
B (boro)	5	2	3	
C (carbono)	6	2	4	
N (nitrógeno)	7	2	5	
O (oxígeno)	8	2	6	
F (flúor)	9	2	7	
Ne (neón)	10	2	8	
Na (sodio)	11	2	8	1
Mg (magnesio)	12	2	8	2
Al (aluminio)	13	2	8	3

Para poder establecer la configuración electrónica de los elementos se puede utilizar el denominado “**Diagrama de las diagonales**” (Figura 7), que indica la cantidad de e- que se admiten en cada capa y en cada subnivel, como así también lo e- de valencia, es decir los e- que se encuentran en la última capa.

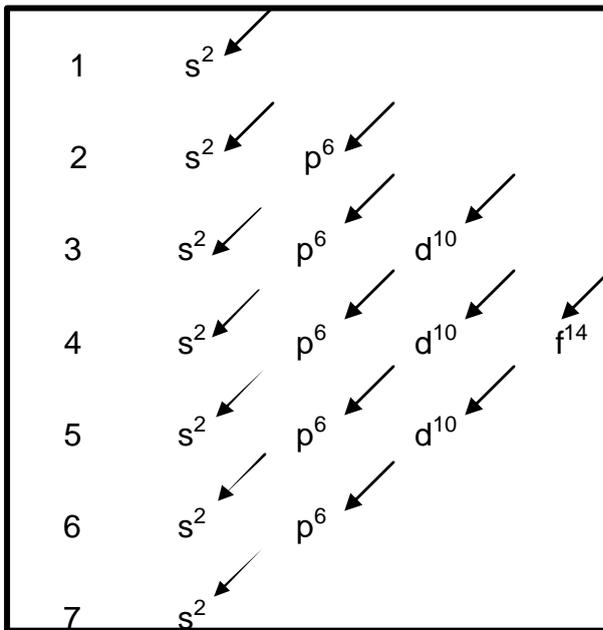


Figura 7: Diagrama de las diagonales

Si por algún proceso físico un electrón se separa de su átomo correspondiente, se dice que sucede una ionización. El átomo resultante, ahora con una carga neta positiva, se llama ion positivo, o catión, si por el contrario, el átomo gana un e-, el átomo resultante tiene ahora una carga negativa y se llama ion negativo o anión.

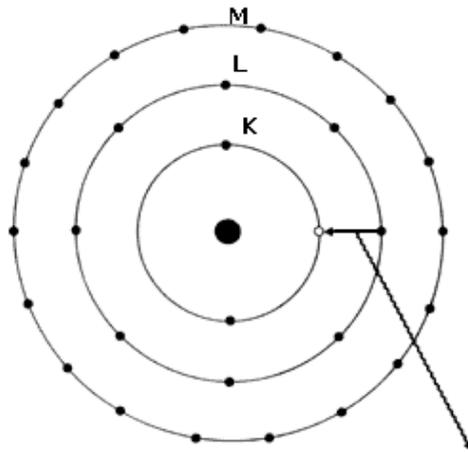


Figura 6: Si sucede una ionización en la capa K, un electrón de la capa L llena la vacancia, emitiéndose un fotón.

EL NÚCLEO DEL ÁTOMO

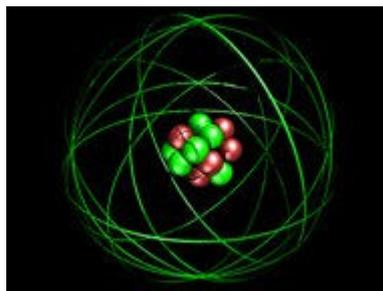


Figura 7: Núcleo atómico

Como ya se mencionó, el núcleo está en la parte central del átomo, y consiste de protones y neutrones (Figura 7). Cada elemento de un **Z** determinado puede contener en su núcleo diferente número de neutrones sin que ello afecte su número atómico; por ejemplo, el hidrógeno, el elemento más sencillo, puede tener cero, uno, o dos neutrones. El núcleo del hidrógeno más común sólo consiste de un protón; le sigue el hidrógeno pesado, o deuterio, con un protón y un neutrón; y el tritio, con un protón y dos neutrones. Todos ellos son hidrógeno, por ser de $Z = 1$, pero las variantes según **N**, el número de neutrones, se llaman **isótopos** del hidrógeno. En la Tierra, sólo 15 de cada 100 000 núcleos de hidrógeno son de deuterio. La llamada agua pesada está formada por deuterio en lugar de hidrógeno común. Por otro lado, el tritio, que

es radiactivo, sólo se encuentra en ínfima cantidad; lo produce la radiación cósmica. La Figura 8 muestra los isótopos del hidrógeno.

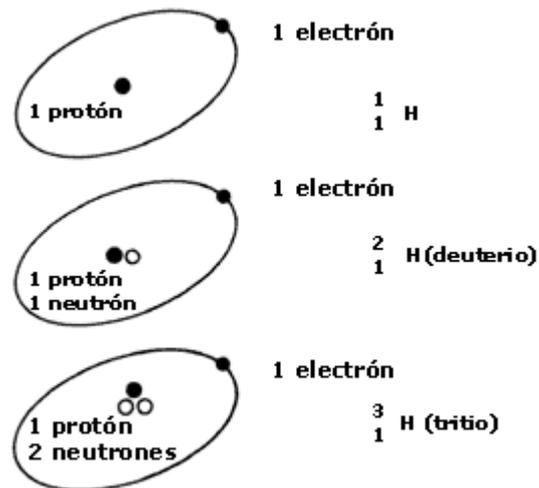


Figura 8: Los isótopos del hidrógeno.

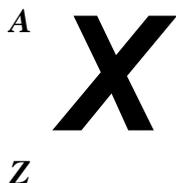
Isótopos

La suma del número de protones y el número de neutrones de un átomo recibe el nombre de **número másico** y se representa con la letra **A**. Aunque todos los átomos de un mismo elemento se caracterizan por tener el mismo número atómico, pueden tener distinto número de neutrones.

Llamamos **isótopos** a las formas atómicas de un mismo elemento que se diferencian en su número másico.

El número de masa A de los núcleos es igual al número total de nucleones (así se llama genéricamente a los neutrones y protones). En otras palabras, $A = N + Z$, con lo cual se define totalmente de qué núcleo se trata. Hay más de 2 000 isótopos conocidos de todos los elementos. En el cuadro 2 se dan ejemplos de algunos isótopos de los elementos más ligeros.

Para identificar sin ambigüedad a los núcleos, se usa la siguiente notación:



en donde X representa el símbolo químico (H, He, Li, etc.).

Al indicar A y Z, queda definido $N = A - Z$. Nótese, además, que se puede prescindir de escribir Z, pues ya se tiene el símbolo químico, que es equivalente. En esta notación, los isótopos del hidrógeno son ${}^1\text{H}$, ${}^2\text{H}$ y ${}^3\text{H}$. Los del oxígeno serán ${}^{16}\text{O}$, ${}^{17}\text{O}$ y ${}^{18}\text{O}$.

LA MASA Y LA ENERGÍA – PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

La masa de los núcleos es otra de sus características importantes. Para cuantificarla se define la unidad atómica de masa (u.a.m) como 1/12 de la masa del átomo de ${}^{12}\text{C}$, que tiene 6 protones, 6 neutrones y 6 electrones. En estas unidades las masas de las partículas fundamentales resultan ser:

masa del protón = $m_p = 1.007277$ u.a.m.

masa del neutrón = $m_n = 1.008665$ u.a.m.

masa del electrón = $m_e = 0.000549$ u.a.m.

Como se puede ver, la parte importante de la masa de un átomo se debe a los nucleones; los electrones contribuyen poco, siendo la masa del electrón (Figura 9) aproximadamente igual a 1/ 1 835 de la masa del protón (Figura 10).

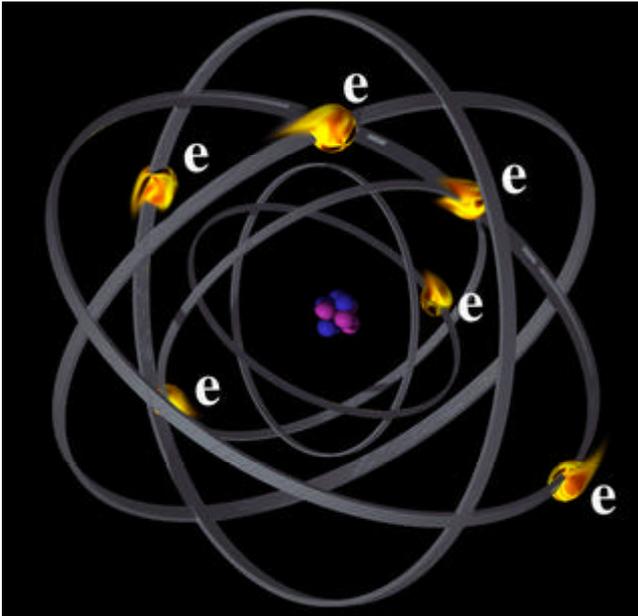


Figura 9: El electrón

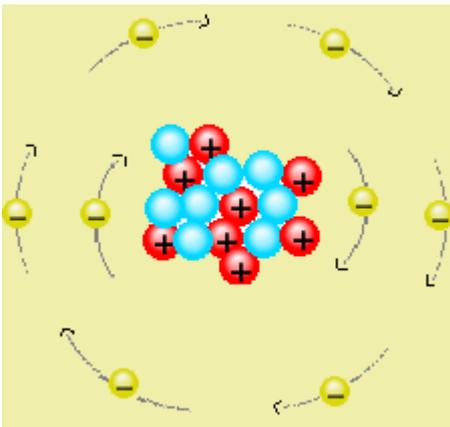


Figura 10: Los protones

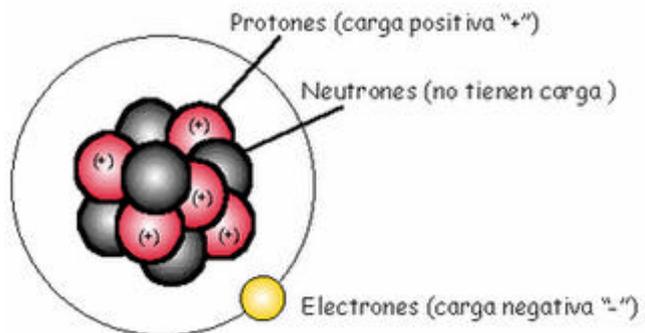


Figura 11: Los neutrones

La masa, aquí en la Tierra, se manifiesta como el peso. Cuando uno pesa un objeto, está pesando todos sus componentes, pero principalmente los núcleos. El núcleo define la posición del átomo, y los electrones giran alrededor del núcleo.

Un mol de una sustancia es igual a su peso molecular expresado en gramos. Se sabe que un mol de cualquier material tiene el mismo número de moléculas, a saber, **6.023×10^{23}** , llamado número de Avogadro. Una u.a.m. equivale a **1.66043×10^{-24}** gr, que es precisamente el recíproco del número de Avogadro.

La masa de un isótopo dado nunca es igual a la suma de las masas de sus componentes. Este hecho extraño se debe a que la masa (m) se puede transformar en energía (E), y viceversa, según la muy conocida ecuación de Einstein:

$$E = mc^2,$$

donde *c* es la velocidad de la luz, **3×10^{10} cm/seg**. Si la masa del isótopo es menor que la suma de las masas de sus componentes, la diferencia de las masas es la energía de amarre del isótopo. Ésta es la energía que se requiere para romper al isótopo en sus componentes.

La unidad conveniente de energía es el electrón-volt (eV), que es la energía adquirida por una partícula con una carga electrónica (*e*) al ser acelerada en una diferencia de potencial de 1 volt. Sus múltiplos son:

$$10^3 \text{ eV} = 1\,000 \text{ eV} = 1 \text{ keV (kilo electrón-volt)}$$

$$10^6 \text{ eV} = 1\,000\,000 \text{ eV} = 1 \text{ MeV (mega electrón-volt)}$$

Se puede demostrar que 1 Mev equivale a 1.6×10^{-6} ergs.

De acuerdo con la ecuación de Einstein, se puede calcular que 1 u.a.m: (la masa de un nucleón aproximadamente) equivale a 931 MeV, o bien a 1.49×10^{-3} ergs. Si se piensa en el gran número de núcleos que contiene la materia, ésta es una cantidad enorme de energía.

La fuerza nuclear que actúa en estos procesos es una fuerza de atracción entre pares de nucleones (protón-protón, neutrón-neutrón y neutrón-protón). Asimismo, es independiente de las otras fuerzas, como la eléctrica y la gravitacional. (Figura 12)

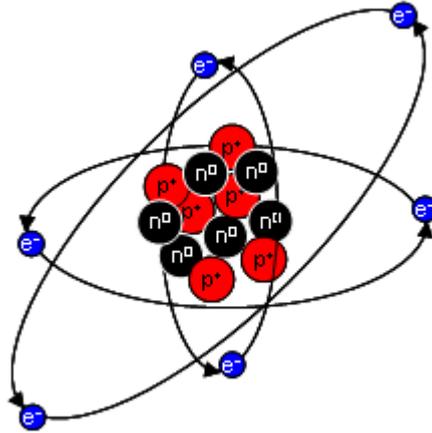


Figura 12: Esquema del átomo

EJERCITACIÓN:

- Los números atómicos de los elementos P y Mn son 15 y 25, respectivamente. A) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:
 A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ B: $1s^2 2s^2$ C: $1s^2 2s^2 2p^6$
 Indica razonadamente: a) El grupo y el período en los que se hallan A, B y C; b) Los iones más estables que formarán A, B y C
- Escribe la estructura electrónica de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16. En qué grupo y período del sistema periódico está situado cada elemento.
- Para cada una de las siguientes parejas: a) K (Z = 19) y Cl (Z = 17); b) F (Z = 9) y Na (Z = 11); c) Cl⁻ y K⁺; indica la configuración electrónica de cada elemento o ion.

5. Indica la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 13, 17 y 20. Escribe la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.
6. Cuatro elementos diferentes A, B, C y D tienen números atómicos 6, 9, 13 y 19, respectivamente.
Se desea saber, sin necesidad de identificarlos:
a) La configuración electrónica y el número de electrones de valencia de cada uno de ellos
7. Dados los elementos A, B y C, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente: a) Escribe la estructura electrónica de esos elementos; b) determina grupo y período al que pertenecen.
8. Los elementos A, B y C tienen de número atómico 11, 18 y 25, respectivamente. A) Escribe la configuración electrónica de cada elemento. B) Clasifica dichos elementos como representativos de los bloques s, p o d.
9. Cuatro elementos que llamamos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indica: a) El grupo y el período al que pertenecen; b) Cuáles son metales y cuales no metales.
10. Un elemento de transición X, forma el ion X^{3+} . Este ion presenta únicamente cuatro electrones desapareados. Indica, razonadamente, si es verdadero o falso que X puede ser: a) Cr ($Z = 24$); b) Mn ($Z = 25$); c) Fe ($Z = 26$).
11. Enumera tres partículas fundamentales de la materia e indica la carga y la masa asociada a ellas.
12. Indica la contribución de Rutherford a la comprensión de la naturaleza del átomo
13. Determina el número de protones, neutrones y electrones que existe en un átomo Pt.
14. ¿Qué evidencia apoya el concepto de que los electrones son partículas?
15. ¿Qué evidencia apoya el concepto de que los electrones se comportan como ondas?
16. ¿Los átomos de un mismo elemento químico tienen todos en su núcleo el mismo número de qué partículas?

17. Un átomo tiene 12 protones, 13 neutrones y 12 electrones. ¿Cuál es su número atómico?

- a. 12 b. 13 c. 24 d. 25

18. Los isótopos de oxígeno-16, oxígeno-17 y oxígeno-18, se diferencian en:

- a. El N° de protones b. El N° atómico c. El N° de neutrones d. El N° de electrones

19. Un átomo de wolframio (W) tiene 74 protones y 108 neutrones. ¿Cuál es su representación adecuada?

1. ${}^{74}_{108}\text{W}$ 2. ${}^{108}_{74}\text{W}$ 3. ${}^{182}_{108}\text{W}$ 4. ${}^{182}_{74}\text{W}$

20. Señala las afirmaciones correctas:

- El número másico de un átomo es la suma del número de protones, neutrones y electrones
- Todos los átomos de un mismo elemento químico tienen el mismo número de neutrones
- Los isótopos de un elemento químico tienen el mismo número atómico
- Los isótopos de un elemento químico tienen el mismo número másico
- Los isótopos de un elemento químico tienen distinto número de neutrones

21. Completa la siguiente tabla

Elemento	Símbolo	Z	A	Nº de electrón	Nº de protón	Nº de Neutrón
Níquel						
	Mo					
		31				
				30	33	
		50				68
			79			
	S ⁻²					
Hierro	Fe ⁺³					
					48	

TABLA PERIÓDICA

La Tabla Periódica es el ordenamiento sistemático de los elementos Químicos y una herramienta de enorme utilidad.

Propuesta en el año 1869 por el químico ruso Dimitri Mendeleiev, el sistema periódico fue elaborado originalmente a partir de las propiedades químicas de los elementos y de sus masas atómicas esta fue la base sobre la cual se construyó la actual tabla periódica

La Tabla Periódica Moderna es una tabulación de todos los elementos químicos naturales y artificiales conocidos hasta el momento, donde los mismos se acomodan en **orden creciente de sus números atómicos** y no de sus masas atómicas como se propuso originalmente, en este ordenamiento las propiedades químicas son repetitivas es decir presentan un patrón periódico, por ello su nombre.

En la tabla los elementos están ordenados de acuerdo con su número atómico creciente y distribuidos en **7 periodos** (filas horizontales), y **18 grupos o familias** (columnas verticales) ; existen dos criterios para numerar los grupos:

El Tradicional en el cual los grupos se clasifican en **representativos y de Transición** utilizando para su identificación números romanos seguidos de la letra mayúscula A o B respectivamente. Los elementos representativos van del IA,IIA..... al VIIA y los de Transición de IB al VIIB

El segundo criterio sugerido por la IUPAQ y se refiere a la utilización de números cardinales en orden creciente, de 1 a 18, sin distinguir a los elementos en representativos y de transición.

Los elementos de la tabla periódica se ubican según tres grandes bloques formados por:

Elementos representativos

Elementos de Transición

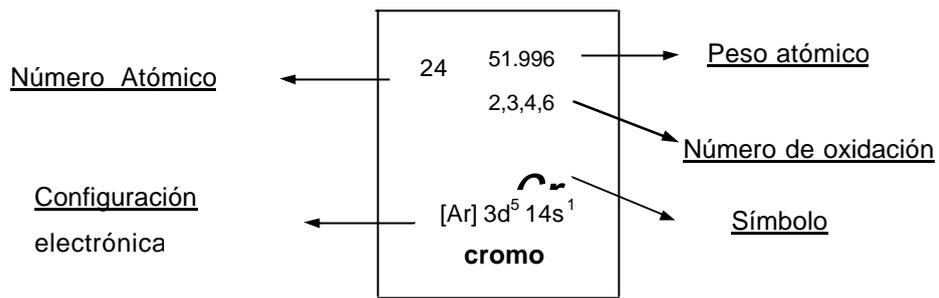
Elementos de Transición Interna

Por otro lado cada uno de los grupos recibe un nombre característico, así podemos encontrar los metales Alcalinos (grupo IA o 1), Alcalinotérreos (grupo IIA o 2), Boroides , Nitrogenoides, Halógenos , etc.

Además si consideramos las propiedades químicas, se puede ver que se clasifican en metales, no metales y metaloides o semimetales ; los metaloides se encuentran a lo largo de la **línea quebrada de la tabla** y son el límite que separa a los metales que se ubican a la izquierda de esta línea y a la derecha los no metales.

Las propiedades químicas de los elementos dependen de los electrones del último nivel, por lo que se ubican en la tabla según su estructura electrónica. Todos los elementos de un mismo grupo tienen idéntica configuración electrónica externa responsable de sus propiedades químicas.

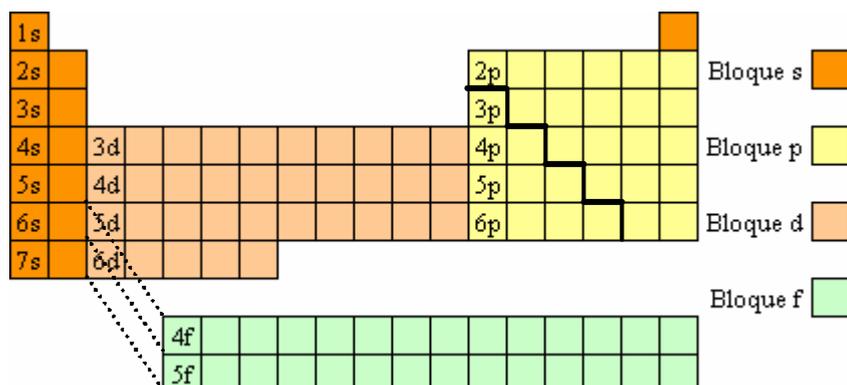
Esquema de la Tabla Periódica:



Período	Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1		1 H Hidrógeno																	2 He Helio
2		3 Li Litio	4 Be Berilio											5 B Boro	6 C Carbono	7 N Nitrógeno	8 O Oxígeno	9 F Flúor	10 Ne Neón
3		11 Na Sodio	12 Mg Magnesio											13 Al Aluminio	14 Si Silicio	15 P Fósforo	16 S Azufre	17 Cl Cloro	18 Ar Argón
4		19 K Potasio	20 Ca Calcio	21 Sc Escandio	22 Ti Titanio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo	25 Mn Manganeso	26 Fe Hierro	27 Co Cobalto	28 Ni Níquel	29 Cu Cobre	30 Zn Zinc	31 Ga Galio	32 Ge Germanio	33 As Arsénico	34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Criptón
5		37 Rb Rubidio	38 Sr Estroncio	39 Y Ytrio	40 Zr Zirconio	41 Nb Niobio	42 Mo Molibdeno	43 Tc Tecnecio	44 Ru Rutenio	45 Rh Rodio	46 Pd Paladio	47 Ag Plata	48 Cd Cadmio	49 In Indio	50 Sn Estaño	51 Sb Antimonio	52 Te Teluro	53 I Yodo	54 Xe Xenón
6		55 Cs Cesio	56 Ba Bario	57 La Lantano	72 Hf Hafnio	73 Ta Tantalio	74 W Volframio	75 Re Renio	76 Os Osmio	77 Ir Iridio	78 Pt Platino	79 Au Oro	80 Hg Mercurio	81 Tl Talio	82 Pb Plomo	83 Bi Bismuto	84 Po Polonio	85 At Astatio	86 Rn Radón
7		87 Fr Francio	88 Ra Radio	89 Ac Actinio	104 Rf Rutherfordio	105 Db Dubnio	106 Sg Seaborgio	107 Bh Bohrio	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerio	110 Uun Ununnilio	111 Uuu Unununio	112 Uub Ununbio	114 Uuq Ununquadio	116 Uuh Ununhexio	118 Uuo Ununoctio			
Lantánidos		58 Ce Cerio	59 Pr Praseodimio	60 Nd Neodimio	61 Pm Promecio	62 Sm Samario	63 Eu Europio	64 Gd Gadolinio	65 Tb Terbio	66 Dy Disproscio	67 Ho Holmio	68 Er Erbio	69 Tm Tercio	70 Yb Yterbio	71 Lu Lutecio				
Actínidos		90 Th Torio	91 Pa Protactinio	92 U Uranio	93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curcio	97 Bk Berkelio	98 Cf Californio	99 Es Einsteinio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio	103 Lr Lawrencio				

Notas:
 ■ Metales ■ Metaloides ■ No metales ■ Gases nobles (1) Base en peso atómico carbono de 12 () indica el más estable o el de isotopo más conocido.

La base electrónica de la tabla :



Todos los elementos de un mismo período tienen el mismo valor de número cuántico n de su capa de valencia. Llamándose **capa de valencia** o **capa externa** a *aquella que contiene los electrones del último nivel de energía y que son los que efectivamente participan en la unión con otros átomos*.

Todos los elementos de un mismo grupo tiene en su capa de valencia el mismo número de electrones en orbitales con el mismo valor de número cuántico l. Por lo anterior es que la tabla también se divide en bloques, a saber: bloque s, bloque p, bloque d y bloque

Propiedades Periódicas:

Radio Atómico: Es una medida del tamaño del átomo, aunque no se puede precisar con detalle el tamaño, ya que la nube electrónica que rodea al núcleo no tiene una superficie bien delimitada; podríamos decir que es la distancia del núcleo hacia la última capa de valencia:

- *Disminuye a medida que se avanza de izquierda a derecha a lo largo de un periodo.*

- *Aumenta a medida que se desciende en un grupo*

A lo largo de un periodo, la carga nuclear efectiva aumenta, por lo tanto la atracción núcleo-electrón aumenta, lo que hará disminuir el tamaño del átomo (solo influyen los electrones de los niveles internos, y en un periodo los ultimos electrones se colocan en el mismo nivel energetico)

A medida que se desciende en un grupo la carga nuclear efectiva prácticamente no varia (no influye en el tamaño del átomo), sin embargo los electrones están cada vez mas alejados del núcleo, por lo que el radio aumenta (la distancia al núcleo depende del numero cuantico principal)

Carácter Metálico: disminuye de izquierda derecha en un periodo y de arriba hacia abajo en un grupo

Energía de Ionización (Potencial de Ionización)

Es la energía mínima que se requiere par quitar un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental.

Es una magnitud de que tan fuerte está unido el electrón al átomo.



La tendencia periódica es la siguiente:

-En un periodo aumenta de izquierda a derecha.

-En un grupo aumenta al avanzar de abajo hacia arriba.

Cuanto mas pequeño sea un átomo mas difícil será quitarle un electrón, el efecto de pantalla será mas bajo y la carga nuclear efectiva será mayor. El electrón está mas fuertemente atraído hacia el núcleo. Por lo anterior es que las energías de ionización mas bajas corresponden a los metales alcalinos.

Afinidad Electrónica:

Es la energía liberada al formarse un ion negativo a partir de un átomo en su estado gaseoso.



(es la energía necesaria para introducir un electrón en un átomo en su estado fundamental)

El signo de la afinidad electrónica es contrario al que se utiliza para la energía de ionización.

- En un periodo aumenta (en valor absoluto) hacia la derecha, el electrón agregado está mas atraído por el núcleo debido a la carga nuclear efectiva.
- En un grupo aumenta (en valor absoluto) de abajo hacia arriba. Al bajar en un grupo el electrón será menos atraído por el núcleo.

Electronegatividad:

Es la tendencia que tiene un átomo a atraer los electrones de un enlace, es una medida relativa . se emplea una escala propuesta por Pauling que considera el valor mas bajo 0,7 al Cs elemento de menor electronegatividad y al F como el mas electronegativo con un valor de 4

-En la tabla varia de igual modo que la afinidad electrónica y de la energía de ionización.

Grupo	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	O
Periodo																		
1	H 2.1																	He
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	Lu	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Guía de Ejercicios:

- 1) Ubique al elemento sodio en la tabla periódica y resuelva:
 - A) ¿a que periodo y grupo de la tabla periódica pertenece ?
 - B) Enuncie su numero atómico y símbolo químico
 - C) ¿Es un elemento de transición? Justifique

- 2) Ubique al elemento azufre en la tabla periódica y resuelva:
 - A) ¿a que periodo y grupo de la tabla periódica pertenece ?
 - B) Enuncie su numero atómico y símbolo químico
 - C) ¿Es un elemento de transición? Justifique

- 3) Cual de los siguientes elementos se encuentra en el mismo periodo que el antimonio:
Fósforo Europio Estroncio Arsénico Yodo

- 4) Discuta el Tamaño relativo de los siguientes elementos:
 - A) Li ; Cs
 - B) C ; F
 - C) O ; Cl
 - D) Tc ; Re

- 5) ¿Cual de los siguientes átomos tiene menor radio?
N , Cl , S , F , O

- 6) Si se quita un electrón de cada una de las siguientes especies: He , Li , Be, se observa que la energía necesaria para hacerlo:
 - i) Seria la misma ya que son isoelectricos.
 - ii) Seria mayor en el caso del Helio (es un gas noble)
 - iii) Seria mayor en el Be
 - iv) Seria mayor en el Li
 - v) Ninguna de las anteriores

- 7) Si se quita un electrón de cada una de las siguientes especies: He , Li⁺ , Be²⁺, se observa que la energía necesaria para hacerlo:
 - i) Seria la misma ya que son isoelectricos.
 - ii) Seria mayor en el caso del Helio (es un gas noble)
 - iii) Seria mayor en el Be²⁺
 - iv) Seria mayor en el Li⁺
 - v) Ninguna de las anteriores

8) si se ordenan los átomos de carbono, litio, neón y silicio por orden de energía de ionización creciente, el ordenamiento correcto será:

- | | | |
|-----|---------------|--------------------|
| i) | Li, Si, C, Ne | iii) Li, C, Si, Ne |
| ii) | C, Si, Li, Ne | iv) Ne, C, Si, Li |

9) Si se dispone de tres valores de energía de ionización: 13,6 eV , 24,58 eV y 5,39 eV
Cada uno de estos valores de energía corresponde a uno de estos átomos. H, He, Li
Marque del listado siguiente la asignación correcta de la energía de ionización para cada elemento:

- | | | | |
|------|-----------|------------|------------|
| i) | H (5,39) | He (13,6) | Li (24,58) |
| ii) | H (13,6) | He (5,39) | Li (24,58) |
| iii) | H (13,6) | He (24,58) | Li (5,39) |
| iv) | H (24,58) | He (13,6) | Li (5,39) |

10) Ordene según su electronegatividad creciente cada uno de los siguientes conjuntos de elementos.

- | | |
|------|------------------|
| i) | B, Ga, Al, In |
| ii) | S, Na, Mg, Cl, |
| iii) | P, N, Sb, Bi |
| iv) | S, Ba, f, Si, Sc |

11) Enuncie y escriba el símbolo químico de los elementos que pertenecen a los siguientes grupos de la Tabla Periódica:

- | | |
|------|-------------------------------|
| i) | Grupo de los halogenos |
| ii) | Grupo de los metales alcalino |
| iii) | Grupo de los gases nobles |
| iv) | Grupo VI A o 16 |

12) En relacion a **Ba** (grupo IIA, periodo 6) y al **I** (grupo VIIA, periodo 5), analice las propiedades planteadas y señale V (verdadero) o F (falso). Justifique

- | | |
|----------------------------|-----------------------|
| i) Electronegatividad | I > Ba |
| ii) Radio Atomico | I > Ba |
| iii)Valencia | Ba: 2 y I: 1, 3, 5, 7 |
| iv)Potencial de Ionizacion | Ba < I |
| v) Afinidad Electronica | Ba > I |

Uniones Químicas

Los Elementos descriptos en la tabla periodica, en la naturaleza no se hallan aislados. La tendencia general es la unión de átomos. Por ejemplo, el oxígeno, nitrógeno, cloro, son moléculas diatómicas. La molécula de azufre es octoatómica (S_8), el fósforo blanco es tetraatómico (P_4). El carbono en su forma de diamante está constituido por millones de átomos con un ordenamiento en red. Los metales tales como cobre, cinc, sodio y potasio son sólidos que poseen una red formada por empaquetamiento compacto de átomos.

¿Cómo se unen o combinan los átomos?

Gilbert Lewis (científico norteamericano) realizo una serie de observaciones en base a las cuales postuló la teoría de enlace que hoy lleva su nombre y cuyas premisas son las siguientes:

- ? Los gases nobles neón, argón, criptón, xenón y radón, por tener ocho electrones en su nivel energético externo, son estables y presentan muy poca reactividad química. Lo mismo ocurre con el He , que tiene dos electrones que completan el primer nivel.
- ? La actividad química de los metales y los no metales, generalmente, se explica por la tendencia a adquirir una estructura más estable, similar a la del gas inerte más próximo en la tabla periódica. Existen excepciones.
- ? Dicha estructura electrónica se logra cuando el átomo gana, pierde o comparte electrones.

En definitiva la teoría de Lewis establece que:

“Todos los átomos tienden a adoptar la configuración electrónica propia del gas noble más cercano en la tabla periódica”

La fuerza que mantiene unidos a los átomos o a los iones para formar las distintas sustancias se denomina enlace químico.

Existen diferentes tipos de Uniones o enlaces químicos entre los átomos; según sea la naturaleza de los elementos estas pueden ser:

- **Uniones o Enlace Iónico** (también llamado **Electrovalente**)
- **Uniones o Enlace Covalente**
- **Uniones o Enlace Metalico**

Quando los átomos interactúan para formar enlaces químicos, solo entran en contacto los electrones de la capa de valencia.

Con el objeto de destacar los electrones de valencia y seguir su comportamiento en una reacción química, se utilizan lo **símbolos de puntos de Lewis**. Esta estructura propuesta por Lewis está formado por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia que contenga éste átomo.

Con excepción del helio, el número de electrones de valencia de un átomo Representativo es el mismo que el número de grupo al cual pertenece.

A continuación se muestra una tabla con los símbolos de Lewis para distintos elementos. Los metales de transición y los de transición interna tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos de Lewis sencillos.

1																	18	
•H	2																He:	
•Li	•Be•												•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne:
•Na	•Mg•	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar:	
•K	•Ca•											•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr:	
•Rb	•Sr•											•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe:	
•Cs	•Ba•											•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn:	
•Fr	•Ra•																	

El enlace covalente en las moléculas

Las moléculas son conjuntos de átomos que se encuentran unidos a través de enlaces químicos llamados **covalentes**.

El enlace covalente es aquel en el que los átomos comparten pares de electrones y de esta manera adquieren la configuración del gas noble más cercano, cumpliendo con la teoría de Lewis.

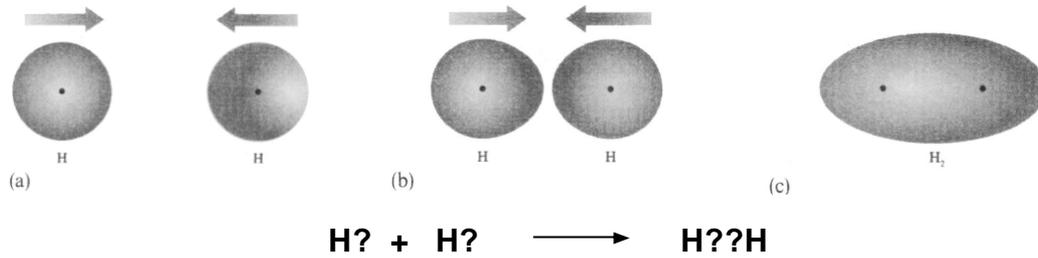
Sin dudas, el caso más simple, pero a la vez más ilustrativo, de este tipo de enlace lo muestra la molécula de hidrógeno H_2 . Un átomo aislado de hidrógeno tiene la configuración electrónica del estado fundamental $1s^1$, con la densidad de probabilidad de encontrar este único electrón esféricamente distribuida en torno al núcleo del hidrógeno (*figura a*).

Cuando dos átomos de hidrógeno se acercan uno a otro, el electrón de cada átomo es atraído por el núcleo del otro átomo de hidrógeno tanto como por su propio núcleo (*figura b*).

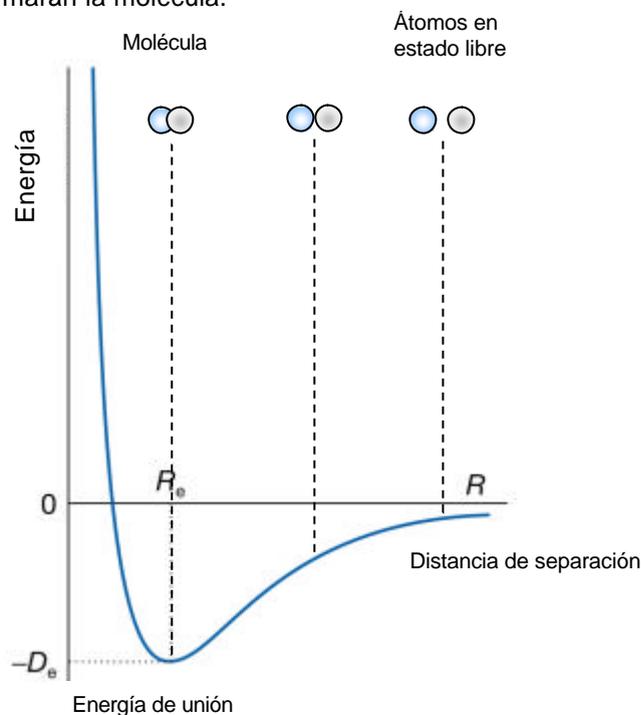
Si estos dos electrones tienen espines opuestos de forma que pueden ocupar la misma región (orbital), ambos electrones pueden ocupar preferencialmente la región entre los dos núcleos. (*figura c*):

Los electrones son compartidos entre los dos átomos de hidrógeno, y se forma un **enlace covalente simple**. Se dice que los orbitales $1s$ se solapan, así que ambos electrones ahora están en los orbitales de los dos átomos de hidrógeno. Mientras más se aproximan los átomos,

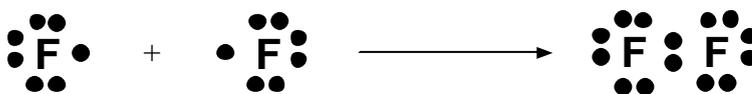
más cierto es esto. En este sentido, cada átomo de hidrógeno ahora tiene la configuración del helio $1s^2$.



Los átomos enlazados tienen una energía inferior a los átomos separados y es también un justificativo para que la unión se lleve a cabo, ya que todos los sistemas tienden al estado de mínima energía. Lo anterior queda representado en una curva conocida como **curva de energía potencial** que muestra la variación de energía del sistema en función de la distancia entre los átomos que formarán la molécula.

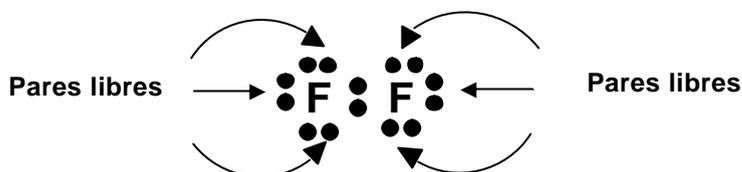


Otro ejemplo interesante es el de la molécula de flúor F_2 . La configuración electrónica del flúor es $1s^2 2s^2 2p^5$. Los electrones del nivel $1s$ no participan del enlace, por lo que se considera sólo a los 7 electrones, que como recordará se denominan “de valencia”, por lo que la formación del enlace representado según Lewis será:



También pueden encontrarse representaciones en donde en lugar de un par de electrones se grafica una línea llena que los representa. $F - F$

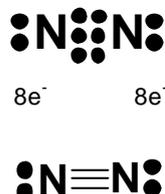
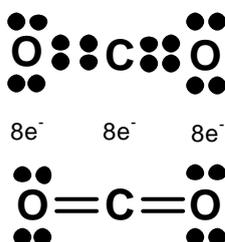
Observe que en la formación de F_2 solo participan dos electrones de valencia (cada átomo aporta solamente 1 electrón). Los demás electrones que no intervienen en el enlace se llaman **par de electrones libres o no enlazantes**, entonces cada átomo de flúor en el enlace tiene 3 pares de electrones libres.



En los ejemplos citados los átomos se unen a través de un par de electrones, (*dos electrones entre los átomos enlazados*) por lo que se forma una unión que recibe el nombre de **enlace simple**.

En muchos compuestos se forman **enlaces múltiples**, es decir son enlaces en las que los átomos comparten dos o tres pares de electrones.

Si dos átomos comparten dos pares de electrones, el enlace covalente se denomina **enlace doble**. El **enlace triple** surge cuando dos átomos comparten tres pares de electrones. Algunos ejemplos los constituyen la molécula de dióxido de carbono y la de nitrógeno, respectivamente.

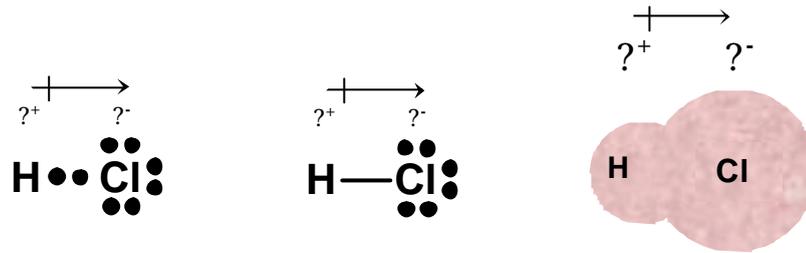


Es importante tener en cuenta que *los enlaces múltiples son más cortos que los enlaces sencillos*. La **longitud de enlace** se define como la distancia entre el núcleo de dos átomos unidos por el enlace covalente de una molécula.

En los ejemplos anteriores se formaron moléculas diatómicas, constituidas por átomos iguales (del mismo tipo) y son todos ejemplos de **enlaces covalentes no polares**.

Pero cuando los átomos que se unen en forma covalente tienen distinta electronegatividad, se forma un **enlace covalente polar**, es decir los electrones se ubican en promedio, más cerca del átomo más electronegativo haciendo que la distribución de cargas positivas y negativas dentro de la molécula no sea simétrica. Como consecuencia de esta distribución se forma un **dipolo**, es decir una separación en dos regiones, una con densidad de carga positiva y otra con densidad de carga negativa.

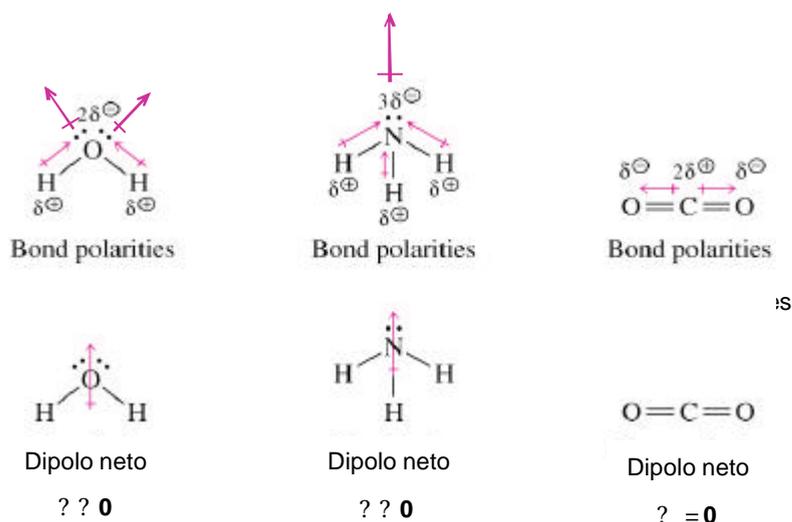
En general, las moléculas diatómicas que contienen elementos diferentes, como $HCl_{(g)}$, tienen una polaridad determinada, tal como lo muestra el siguiente ejemplo.



El desplazamiento de la densidad electrónica se simboliza con una flecha cruzada sobre la estructura de Lewis para indicar la dirección del desplazamiento ($\text{+} \longrightarrow$). La separación de cargas se indica con el símbolo δ (delta) que representa una carga parcial.

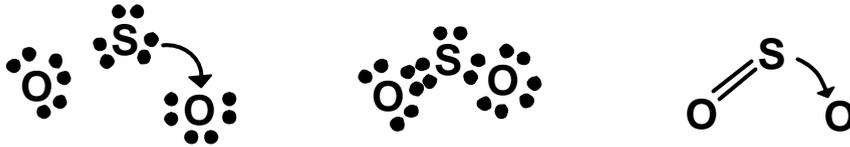
La polaridad dependerá no sólo de la diferencia en de electronegatividad entre los átomos enlazados sino también de su geometría, entendiéndose por **geometría molecular** al ordenamiento de los átomos de una molécula en las tres dimensiones. Los siguientes ejemplos tratan de reflejar este concepto.

Algunas moléculas como, como el agua y el amoníaco tienen momentos dipolares más grandes de lo que se podría explicar de la suma vectorial de sus momentos dipolares de enlace. Este resultado se explica por la polaridad de pares de electrones no compartidos. Cada par no compartido corresponde a una separación de carga, teniendo el núcleo una carga positiva parcial, equilibrada por la carga negativa de este par de electrones.



Enlace covalente coordinado

El enlace covalente se llama coordinado cuando uno sólo de los átomos aporta el par de electrones que se comparte y sigue conservando ocho electrones en su nivel externo. Un ejemplo muy conocido es el que presenta el SO_2 .



Estructuras de Lewis para sistemas poliatómicos

Para poder representar los enlaces involucrados en las moléculas usando estructuras de Lewis, se tienen en cuenta una serie sencilla de reglas.

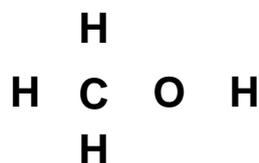
1. Sumar los electrones de valencia de todos los átomos y si se trata de un anión se suman la cantidad de electrones que contribuyen a la carga. En el caso de los cationes, los electrones se restan.
2. Escribir los símbolos de los átomos para indicar cuales están unidos entre si tratando de lograr una estructura ordenada. En general el átomo menos electronegativo es el que se ubica en el centro.
3. Completar los octetos de los elementos unidos al átomo central (recordar que en el caso del hidrógeno, este logra la configuración del He).

Colocar el resto de los electrones en el átomo central. Si no hay suficientes electrones para que este complete su octeto, intentar con enlaces múltiples.

Algunos ejemplos

? Molécula de H_3COH (metanol)

1. las configuraciones electrónicas de las capas externas de los elementos involucrados son: C $2s^2 2p^2$; O $2s^2 2p^4$; H $1s^1$, por lo que el total de electrones de valencia será 14.
2. la distribución de los átomos será



3. se dibuja un enlace covalente sencillo entre el C y cada uno de los tres átomos de H y con el átomo de O. Luego se dibuja el enlace entre el O y el H.

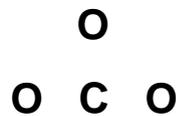


con la estructura anterior cada uno de los elementos involucrados cumple con la teoría de Lewis y que efectivamente, cada átomo logra la configuración de gas noble más cercano en la tabla periódica.

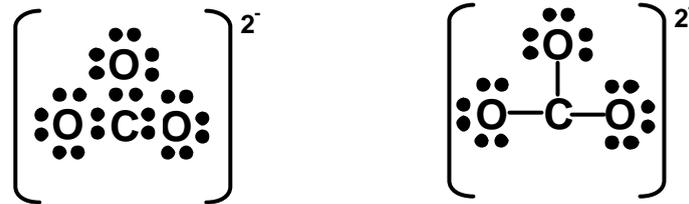
? el anión CO_3^{2-} (carbonato)

1. las configuraciones electrónicas de las capas externas de los elementos involucrados son: C $2s^2 2p^2$ y O $2s^2 2p^4$ y además deben sumarse dos electrones ya que se trata de un anión con dos cargas, por lo que el total de electrones de valencia será 24.

2. la distribución de átomos será

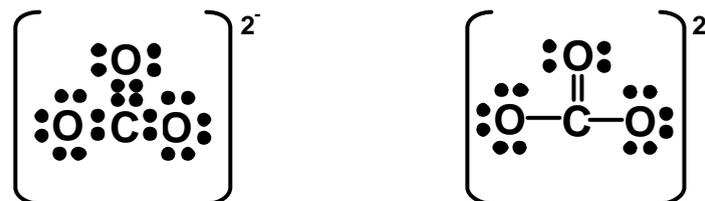


3. se intenta en primer lugar con enlaces sencillos, lo que origina la siguiente representación



4. como el C no completa el octeto, entonces se hace necesario utilizar un enlace múltiple

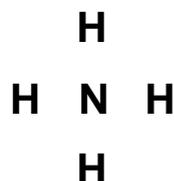
5.



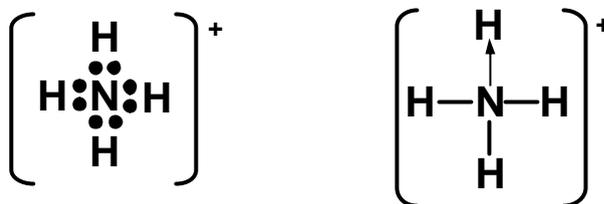
? el catión NH_4^+ (amonio)

1. las configuraciones electrónicas de las capas externas de los elementos involucrados son: N $2s^2 2p^5$ y H $2s^1$, además debe restarse un electrón ya que se trata de un catión con una carga, por lo que el total de electrones de valencia será 7.

2. la distribución de los átomos que forman la molécula será



3. se intenta en primer lugar con enlaces sencillos. Como puede notarse todos los átomos cumplen con la teoría de Lewis. Tenga en cuenta que el enlace entre el nitrógeno y uno de los átomos de hidrógeno es dativo o coordinado (compare este esquema con el correspondiente al amoníaco NH_3)



Propiedades de las sustancias covalentes

Las sustancias covalentes pueden presentarse en la naturaleza como gases, líquidos y sólidos. Las características de solubilidad dependen de la polaridad. Las sustancias no polares o débilmente polares se disuelven en solventes no polares o ligeramente polares. Los muy polares lo hacen en disolventes de alta polaridad.

Una regla empírica muy útil es **“una sustancia disuelve a otra similar”**

Se caracterizan por tener **bajos puntos de ebullición y de fusión** (las fuerzas de atracción son débiles (no hay cargas libres, los electrones están localizados en el enlace) .

Algunos valores ilustrativos se muestran en la tabla siguiente.

Fórmula	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
N_2	-210	-196
O_2	-219	-183
Ar	-189,2	-186
CO_2	-56,5	Gaseoso a cualquier T
Ne	-248,6	-246

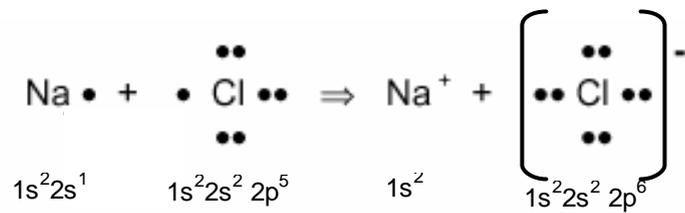
En general son **malos conductores de la electricidad** debido a la ausencia de cargas libres ya que los electrones están localizados entre los enlaces.

El enlace iónico

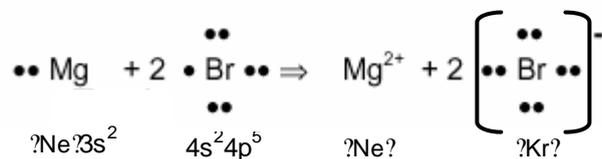
En la unidad anterior se estudió la variación de propiedades periódicas tales como la electronegatividad y la afinidad electrónica de los elementos. Tal como se recordará aquellos elementos con energía de ionización baja forman cationes, en tanto que los que tienen afinidad electrónica alta, tienden a formar aniones. Los metales alcalinos y los alcalinotérreos son los que presentan la tendencia más alta a formar cationes, en tanto que los halógenos y el oxígeno son los que tienden a formar aniones. Entonces los elementos con características similares

formarán un tipo de unión llamado **enlace iónico**. *Un enlace iónico es la fuerza que mantiene unidos a los iones de un compuesto iónico.*

El esquema muestra el aspecto electrónico del enlace



En el ejemplo puede notarse que cuando los átomos entran en contacto, el electrón de valencia o de capa externa del sodio se transfiere al cloro y de esta manera cumplen ambos con la teoría de Lewis.

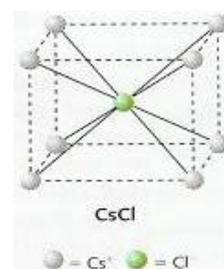
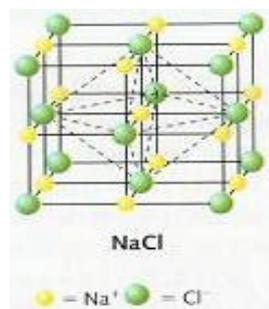


En este caso hay una transferencia de dos electrones por parte del magnesio, de los cuales sólo uno es recibido por cada átomo de bromo y de este modo logra la configuración de gas noble más cercano.

El NaCl, MgBr₂ y otros compuestos de naturaleza iónica, en realidad no existen como entidades aisladas, sino que cada catión se estabiliza cuando está rodeado por una cantidad determinada de aniones y los aniones solo se estabilizan cuando se encuentra rodeado por iones de carga opuesta.

Como consecuencia de esta necesidad de estabilidad es que se forman los denominados sistemas extendidos.

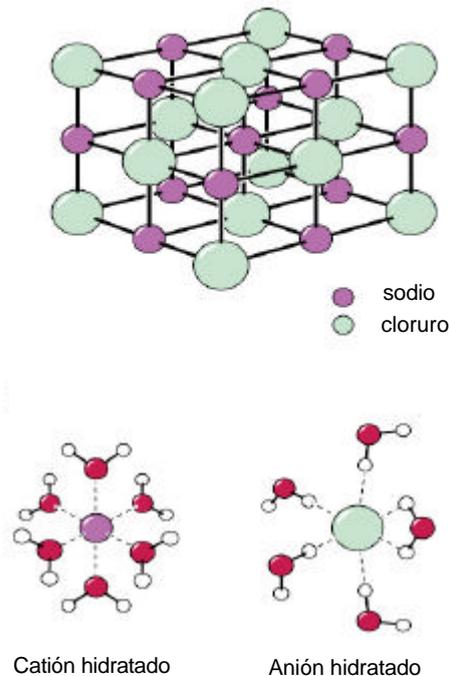
A continuación se muestran algunos ejemplos de este tipo de ordenamiento:



Características de los compuestos iónicos

Solubilidad: muchas sustancias de naturaleza iónica son solubles en agua porque los dipolos del agua atraen y rodean a los iones. En la figura puede ver como los aniones (Cl^-) de la sal de mesa son atraídos por los polos positivos del agua y los cationes Na^+ por los negativos, lo cual provoca la disolución de la sal en agua.

Cristal de NaCl



La conductividad eléctrica. Esto se produce sólo cuando están disueltos o fundidos porque de esa manera los iones pueden moverse con libertad y de esa manera conducir la corriente.

Elevados puntos de fusión y de ebullición. Por ejemplo el KCl funde a 772°C y su PE es de 1407°C . De estos valores se comprende que a la temperatura ambiente los compuestos iónicos son sólidos. Además son duros pero quebradizos.

Enlace metálico

En general los metales son elementos químicos y por lo tanto están constituidos por un solo tipo de átomos, pero esos átomos están enlazados a través de un tipo particular de enlace.

Para poder explicar este enlace es necesario definir un nuevo concepto, el de **kernel**. Los kernel están formados por los núcleos de los átomos y todos sus electrones excepto los de valencia, por lo tanto tendrá naturaleza positiva.

En el enlace metálico los **kernels** están rodeados por los electrones de valencia que se encuentran deslocalizados a modo de un mar de electrones, pudiendo éstos desplazarse en todas direcciones

La fuerza de cohesión entre estos kernel y los electrones deslocalizados se llama **enlace metálico**.

Las características del enlace permiten explicar las propiedades de los metales y que permiten diferenciarlos de otros compuestos y sustancias.

Conductividad eléctrica y térmica. Esta propiedad se presenta tanto en estado sólido como en estado fundido y sin dudas está relacionada con la capacidad que tiene las cargas para moverse libremente a lo largo de la red.

Puntos de ebullición y de fusión muy elevados. Determinada por el alto nivel de organización de la red. La tabla muestra algunos valores de PF y PE (compare los valores reportados para los enlaces vistos hasta este momento).

Metal	PF (°C)	PE (°C)
Litio	179	1317
Sodio	98	892
Potasio	63	770
Magnesio	650	1107
Calcio	838	1484
Estroncio	770	1380
Plomo	327	1740
Cinc	420	907
Mercurio*	-39	357

Los valores de PE permiten entender porque los metales a temperatura ambiente se encuentran en estado sólido.

Solubilidad. Los metales son insolubles en agua y en solventes polares, solo se disuelven en otros metales, esto explica la naturaleza de las aleaciones. Recuerde que estas se definen como una mezcla homogénea de metales, por lo tanto son soluciones sólidas. Algunos ejemplos muy conocidos son el bronce, (cobre y estaño) el acero (hierro y carbono) y las amalgamas, nombre con que se conocen las aleaciones de mercurio otros metales (las de mercurio, plata y cinc son las usadas en odontología).

Brillo metálico. Dado por la respuesta de los electrones a la luz.

Maleables. Esto significa que pueden aplanarse para formar láminas. Dado por la falta de estricta de dirección de los cationes y electrones. Esta misma característica es lo que los hace dúctiles, es decir que pueden formar alambres largos y finos.

Resistencia mecánica. Dada por la gran fuerza cohesiva.

La energía de las uniones químicas

Recuerde la definición de Química, se habla de las transformaciones de la materia y de las implicancias energéticas de los cambios.

La formación y la ruptura **siempre tienen aparejado un cambio de energía** y esa energía se llama precisamente **energía de unión** y si bien no es materia de este curso, tenga presente las siguientes consideraciones:

? En general, cuanto más cercanos están los átomos en la unión, más fuerte será la misma.

? Cuanto mayor es el número de electrones que participa en una unión, mayor será la energía de unión. Esto es estrictamente válido cuando los dos átomos son los mismos.

? En los sistemas extendidos (como las redes) ya no se puede hablar de energía de unión entre pares de átomos, sino que se habla de energía del sistema, más específicamente **energía de cohesión** y se define como la energía que debe entregarse al sistema para que este pase a fase gaseosa a partir de su estado sólido.

Fuerzas intermoleculares

Considere la situación: el agua (H_2O) y el sulfuro de hidrógeno (H_2S) son dos sustancias cuyas estructuras de Lewis y geometría molecular son similares, ambas polares. Sin embargo, el agua es líquida a temperatura ambiente en tanto que el sulfuro es un gas. La explicación: la diferencia en la fuerza de atracción entre las moléculas de los dos tipos de compuestos.

Surge entonces la necesidad de considerar los enlaces intermoleculares, es decir las fuerzas que mantiene unidas a las moléculas entre ellas.

En general las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las fuerzas intramoleculares (covalente, iónica y metálica, es decir a las que mantienen unidos a los átomos unidos y les permiten formar sustancias y compuestos). Por eso es que se necesita menos energía para romperlos que la que se necesita para romper un enlace intramolecular.

Una medida de la intensidad de las fuerzas intermoleculares está dada por el valor del punto de ebullición. Recuerde que PE es la temperatura a la cual existe un equilibrio entre las dos fases de un sistema que pasa del estado líquido al estado gaseoso, esto implica que deben vencerse las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas para que estas pasen a la fase vapor. No es sorprendente pensar que cuanto mayor sea esa fuerza de unión, mayor será la energía que deba entregarse al sistema y si esa energía se suministra en forma de calor, entonces la temperatura (de ebullición) será más alta.

Las atracciones que mantienen unidas a las moléculas en los estados sólido y líquido son las llamadas fuerzas de Van der Waals, en homenaje al físico holandés Johannes van der Waals y pueden clasificarse en tres tipos: **fuerzas de London**, **fuerzas dipolo – dipolo** y los **puentes de hidrógeno**.

Los iones y dipolos se atraen entre sí por fuerzas electrostáticas conocidas como fuerza **ion – dipolo**, que no son fuerzas de van der Waals.

Analizaremos solo las interacciones moleculares de puente hidrogeno en esta etapa.

Puentes de hidrógeno.

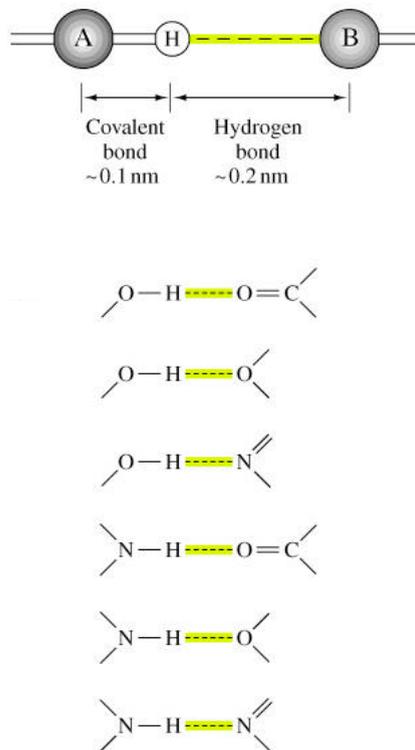
Los puentes de hidrógeno son un caso especial de interacción dipolo – dipolo muy fuerte. Los puentes de hidrógeno se forman entre las moléculas polares covalentes, como el agua o el

amoníaco, que poseen átomos de hidrógeno unidos a elementos muy electronegativos como el flúor, oxígeno o nitrógeno.

En esta interacción, el átomo de H de un enlace polar, como el O – H, N – H o F- H queda prácticamente reducido al núcleo precisamente por la atracción que ejerce por los electrones el elemento al cual se encuentre unido (N, O o F). Como consecuencia de esto se une a través de un **punte** a otro elemento que pueda donarle los electrones que necesita. Es de este modo que se une a átomos como N, O o S que pertenecen a otra molécula polar.

La atracción que mantiene unidas a las dos moléculas recibe el nombre de **punte de hidrógeno**.

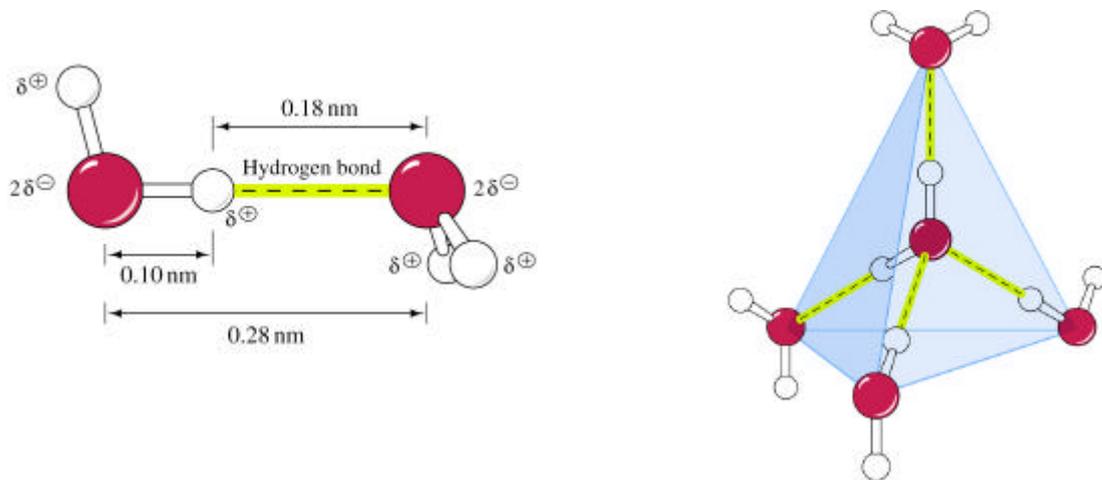
La siguiente figura trata de esquematizar lo antes expresado.



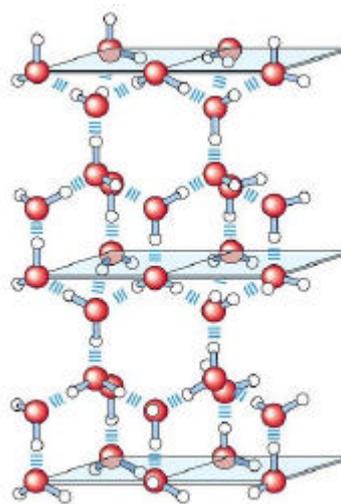
En el caso particular del agua (H_2O), el par electrónico del enlace O-H pertenece casi totalmente al oxígeno, altamente electronegativo, constituyéndose en el polo negativo (δ^-) de la molécula. Por su parte, el hidrógeno queda reducido prácticamente a su núcleo, es decir, forma el polo positivo (δ^+) de la misma molécula.

Este átomo de hidrógeno, deficiente en electrones, tratará de conseguirlos a través de la interacción con el par de electrones del átomo de oxígeno de otra molécula de agua. Así, el átomo de hidrógeno establece un puente entre dos moléculas. De ahí el nombre de este tipo de fuerza intermolecular. Este ordenamiento de las molécula determina que en el espacio, cada

molécula de agua se encuentre unida a otras. El número de moléculas de agua que permanecen unidas por enlace puente de hidrógeno puede diferir y es precisamente lo que determina el estado de agregación del agua en distintas condiciones de presión y temperatura.



Resulta interesante observar la organización del agua en el estado sólido (hielo). Determinada también por la formación de puentes de hidrógeno, al analizar la misma puede entenderse porque el agua es menos densa en estado sólido. Este ordenamiento ayuda a comprender el comportamiento tanto de un trozo de hielo en un vaso de agua como de un iceberg en el mar.



Estructura tridimensional de hielo

La electronegatividad y los enlaces entre los átomos

El concepto de electronegatividad es útil, puesto que da la oportunidad de predecir el tipo de compuesto que se formará al interactuar los átomos entre sí: los elementos que tienen baja electronegatividad perderán fácilmente sus electrones, que serán ganados por aquellos átomos con alta electronegatividad, formándose un enlace con marcado carácter iónico. Mientras

mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos que van a formar el enlace, más iónico será el enlace. Por el contrario, cuando se ponen en contacto átomos con electronegatividades semejantes, hay mayor probabilidad de que los electrones se compartan, constituyéndose un enlace de carácter covalente.

El valor de diferencia de electronegatividad entre los elementos que se enlazan puede servir para predecir de manera aproximada el tipo de enlace que formarán. Si bien estos valores difieren de acuerdo a los diferentes autores, se puede decir:

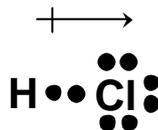
Cuando la diferencia entre las electronegatividades de dos átomos es menor de 1,2, la probabilidad de enlace entre ellos es más de tipo covalente. Si es mayor de 1,9, la probabilidad es de enlace iónico. Entre 1,7 y 1,9 se trataría de un enlace muy polar.

La electronegatividad y el estado de oxidación

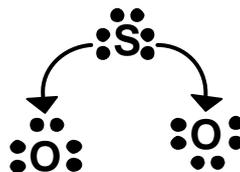
Si bien el concepto de número de oxidación será desarrollado en la próxima unidad, resulta interesante analizar la siguiente sección que pretende ser una introducción al concepto.

? En los compuestos covalentes heteronucleares el número de oxidación de cada elemento se refiere al número de cargas que tendría un átomo en una molécula, si los electrones fueran transferidos completamente en la dirección indicada por la diferencia de electronegatividades.

? Considere el caso del HCl. El H es el menos electronegativo de los dos átomos y contribuye con un electrón para la formación del enlace, por eso se dice que su número de oxidación es +1. el cloro es el átomo más electronegativo y contribuye con un electrón a la formación del enlace por lo que su estado de oxidación es -1.



? En el caso del SO₂ el azufre es el menos electronegativo y contribuye con cuatro electrones para formar las uniones, por eso su número de oxidación es +4. por otra parte el oxígeno contribuye con dos electrones y es el más electronegativo de los dos por lo que atrae en mayor medida a los electrones. Por esto su número de oxidación es -2.



? En el caso de moléculas como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno o cloro, en los que los electrones se comparten de igual manera, se considera que el número de oxidación es cero.



Guía de Ejercicios:

- 1) Explique el concepto de enlace químico
- 2) Explique la diferencia entre un enlace iónico y uno covalente.
- 3) Cuantos pares libres de electrones hay en los átomos subrayados de los siguientes compuestos:



- 4) Para cada uno de los siguientes pares de elementos, establezca si el compuesto binario (solo dos tipos de átomos) que forman es iónico o covalente
 - a) I y Cl
 - b) Mg y F
 - c) B y F
 - d) K y Br
 - e) Ca y O
 - f) C y O
- 5) Indique el tipo de unión existente en los siguientes sistemas:
 - a- Fluoruro de calcio solido (CaF_2)
 - b- Cloruro de hidrogeno gaseoso (HCl)
 - c- Hierro solido
 - d- Diamante
 - e- Grafito
 - f- Cloruro de sodio (sal de mesa)
 - g- Dióxido de azufre gaseoso (SO_2)
 - h- Oxido de calcio (CaO)
 - i- Plomo solido
- 6) Los puntos de ebullición de los compuestos de hidrogeno de los elementos del bloque p muestran una variación suave, pero los de nitrógeno (NH_3), oxigeno (H_2O) y fluor (HF) son sorprendentemente diferentes. ¿Por qué?
 - a) Son líquidos
 - b) Son moléculas polares

- c) Existen puente de Hidrogeno
d) Hay interacciones entre dipolos.
- 7) Los metales constituyen la mayoría de los elementos de la tabla periódica. ¿Cuál es la característica estructural común a todos ellos?
- a) muy poco electronegativos
b) duros y maleables
c) empaquetamiento compacto
d) Enlaces dirigidos
- 8) El enlace de los átomos de cloro y de potasio es iónico. ¿Cuál es la razón de ello?
- a- difieren mucho de tamaño
b- el Cl tiene mayor potencial de ionización que el K
c- la electronegatividad del Cl difiere mucho de la del K
d- ambos formaciones
- 9) La unión entre dos elementos en la cual solo uno de ellos aporta el par de electrones es un enlace:
- a- covalente polar
b- covalente coordinado
c- covalente multiple
d- covalente polar simple
- 10) ¿Que opciones corresponden a compuestos con enlaces covalentes polares?
- a) NaCl ; LiI ; O₂
b) NaF ; NaCl ; O₂
c) N₂ ; H₂O ; HBr
d) H₂O ; CO ; HF
- 11) represente las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos iónicos (suponga que las especies son tan simétricas como sea posible y que los elementos cumplan la regla del octeto)
- i) NaF ii) KIO iii) CaSO₄ iv) BaCl₂
- 12) Represente las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos y especifique los tipos de enlace presentes:
- 1- N₂O₃ 7- N₂
2- Cl₂O 8- O₂
3- HClO₃ 9- HCl

- | | |
|----------------------------------|----------------------------------|
| 4- C ₂ H ₂ | 10- SO ₂ |
| 5- CO ₂ | 11- NH ₃ |
| 6- H ₂ O | 12- CCl ₄ |
| | 13- NH ₄ ⁺ |

13) Dada una serie de sustancias en la columna I y una serie de tipos de uniones químicas en la columna II, Coloque el o los números de la columna II que correspondan a los tipos de enlaces presentes en las sustancias de la columna I (cada numero puede usarse mas de una vez o en ningun caso)

I	II
Oxigeno	1- covalente polar
Cloruro de Hidrogeno	2- covalente doble
Sulfato de Magnesio	3- covalente triple
Fluoruro de Litio	4- electrovalente
Nitrogeno	5- covalente coordinado
Acido Carbonico	6- covalente simple

14) Ordene las siguientes sustancias según el orden creciente del carácter ionico de sus enlaces:

- i) NaCl ii) MgF₂ iii) CaS iv) HI v) KBr vi) HF vii) CO₂

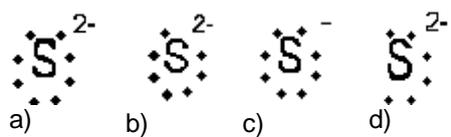
15) Elija las moléculas polares entre las siguientes e indique las cargas parciales con los signos: d+ y d – donde existan:

- i) H₂O ii) HCl iii) Cl₂ iv) CO₂ v) NH₃ vi) SO₃

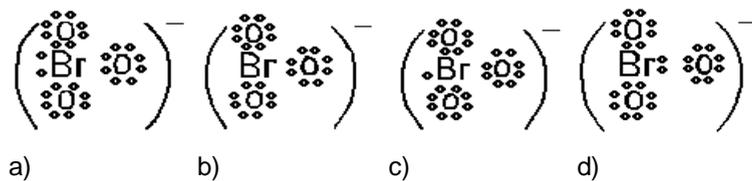
16) La siguiente tabla presenta las propiedades de cuatro sustancias. Establezca cual es tipo de enlace que corresponda a cada sustancia.

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Conductividad eléctrica	
		Sólido	líquido
A	80	No	No
B	327	Sí	Sí
C	801	No	Sí
D	-184	No	No

17) ¿Cuál será la representación de Lewis correspondiente al ión sulfuro?



18) ¿Cuál será la estructura de Lewis del ión bromato?



Nomenclatura de compuestos químicos.**1. Número de oxidación.**

Es un número, positivo o negativo, que nos indica el número de electrones que gana, pierde o comparte un átomo con otro átomo o átomos.

2. Número de oxidación de los elementos más importantes del Sistema Periódico.**2.1. Metales.**

Nº de oxidación +1		Nº de oxidación +2		Nº de oxidación +3	
Litio	Li	Berilio	Be	Aluminio	Al
Sodio	Na	Magnesio	Mg		
Potasio	K	Calcio	Ca		
Rubidio	Rb	Estroncio	Sr		
Cesio	Cs	Zinc	Zn		
Francio	Fr	Cadmio	Cd		
Plata	Ag	Bario	Ba		
		Radio	Ra		
Nº de oxidación +1 +2		Nº de oxidación +1 +3		Nº de oxidación +2 +3	
Cobre	Cu	Oro	Au	Níquel	Ni
Mercurio	Hg	Talio	Tl	Cobalto	Co
				Hierro	Fe
Nº de oxidación +2 +4		Nº de oxidación +2 +3 +6		Nº de oxidación +2 +3 +4 +6 +7	
Platino	Pt	Cromo	Cr	Manganeso	Mn
Plomo	Pb				
Estaño	Sn				

2.2. No Metales.

Nº de oxidación -1		Nº de oxidación -1 -3 -5 -7		Nº de oxidación -2	
Flúor	F	Cloro	Cl	Oxígeno	O
		Bromo	Br		
		Yodo	I		
Nº de oxidación -2, +4, +6		Nº de oxidación +2, +/- 3, 4, 5		Nº de oxidación +/- 3, 5	
Azufre	S	Nitrógeno	N	Fósforo	P
Selenio	Se			Arsénico	As
Teluro	Te			Antimonio	Sb
Nº de oxidación +/-2, 4		Nº de oxidación +4		Nº de oxidación +3	
Carbono	C	Silicio	Si	Boro	B

2.3. Hidrógeno.

Nº de oxidación +/-1	
Hidrógeno	H

3. NOMENCLATURAS.

Para nombrar los compuestos químicos inorgánicos se siguen las normas de la IUPAC (unión internacional de química pura y aplicada). Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para los compuestos inorgánicos, la **sistemática**, la nomenclatura de **stock** y la nomenclatura **tradicional**.

3.1. Nomenclatura Sistemática.

Para nombrar compuestos químicos según esta nomenclatura se utilizan los prefijos: MONO_, DI_, TRI_, TETRA_, PENTA_, HEXA_, HEPTA_

Cl_2O_3 Trióxido de dicloro

I_2O Monóxido de diodo

3.2. Nomenclatura de Stock.

En este tipo de nomenclatura, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de un número de oxidación, ésta se indica al final, en números romanos y entre paréntesis:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ Hidróxido de hierro (II)

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ Hidróxido de hierro (III)

3.3. Nomenclatura Tradicional.

En esta nomenclatura para poder distinguir con qué número de oxidación funcionan los elementos en ese compuesto se utilizan una serie de prefijos y sufijos:

<p>Elementos con 4 n° de oxidación</p> <p>Per-.....-ico</p> <p>..... -ico</p> <p>..... -OSO</p> <p>Hipo- -oso</p>	<p>Elementos con 3 n° de oxidación</p> <p>..... -ico</p> <p>..... -OSO</p> <p>Hipo- -oso</p>
<p>Elementos con 2 n° de oxidación</p> <p>.....-ico</p> <p>.....-OSO</p>	<p>Elementos con 1 n° de oxidación</p> <p>.....-ico</p>

4. ÓXIDOS.

Son compuestos binarios formados por la combinación de un elemento y oxígeno. Hay dos clases de óxidos que son los óxidos básicos y los óxidos ácidos.

4.1. Óxidos Básicos.

Son compuestos binarios formados por la combinación de un metal y el oxígeno. Su fórmula general es:



Donde M es un metal y X es el número de oxidación del metal (el 2 corresponde al n° de oxidación del oxígeno).

LOS NUMERO DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS SE INTERCAMBIAN ENTRE ELLOS Y SE PONEN COMO SUBÍNDICES. (Si el número de oxidación es par se simplifica).

Nº de oxidación	Fórmula	N. sistemática	N. stock (la más frecuente)	N. tradicional
+1	Na ₂ O	Monóxido de disodio	Óxido de sodio	Óxido sódico
+2	Ca ₂ O ₂ = CaO	Monóxido de calcio	Óxido de calcio	Óxido cálcico
	Fe ₂ O ₂ = FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
+3	Fe ₂ O ₃	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
+4	Pb ₂ O ₄ = PbO ₂	Dióxido de plomo	Óxido de plomo (IV)	Óxido plúmbico

4.2. Óxidos Ácidos.

Son compuestos binarios formados por un no metal y oxígeno. Su fórmula general es:



Donde N es un no metal y la X es el número de oxidación del no metal (el 2 corresponde a la valencia del oxígeno).

LOS NUMERO DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS SE INTERCAMBIAN ENTRE ELLOS Y SE PONEN COMO SUBÍNDICES. (Si el número de oxidación es par se simplifica).

Nº de oxidación	Fórmula	N. sistemática (la más frecuente)	N. stock	N. tradicional
+1	F ₂ O	Monóxido de diflúor	Óxido de flúor	Óxido de flúor
	Cl ₂ O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)	Oxido hipocloroso
+2	SO	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)	Oxido hiposulfuroso
+3	I ₂ O ₃	Trióxido de diodo	Óxido de Iodo (III)	Oxido sulfuroso
+4	SeO ₂	Dióxido de Selenio	Óxido de selenio (IV)	Oxido selenioso
+5	Br ₂ O ₅	Pentaóxido de dibromo	Óxido de bromo (V)	Oxido brómico
+6	S ₂ O ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Oxido sulfúrico
7	I ₂ O ₇	Heptaóxido de diodo	Óxido de Yodo (VII)	Oxido periódico

La nomenclatura tradicional de los **óxidos de nitrógeno** es un tanto especial

Nº de Oxidación	Fórmula	N. sistemática *	N. stock *	N. tradicional
+2	NO			Óxido nitroso
+4	NO ₂			Óxido nítrico
+3	N ₂ O ₃			Oxido nitroso
+5	N ₂ O ₅			Oxido nítrico

*Escribe los nombres que faltan en la tabla.

EJERCICIO 1. Complete la siguiente tabla.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
F ₂ O			
I ₂ O ₇			
As ₂ O ₅			
CaO			
Fe ₂ O ₃			
PbO ₂			
Al ₂ O ₃			
SnO			
N ₂ O ₅			
Au ₂ O			
TeO ₂			
			Óxido aúrico

5. Hidruros.

Son compuestos binarios formados por un metal e Hidrógeno. Su fórmula general es:



Donde M es un metal y la X es el número de oxidación.

EL HIDRÓGENO TIENE NÚMERO DE OXIDACIÓN - 1 CUANDO SE COMBINA CON METALES.

Nº de Oxidación	Fórmula	N. sistemática	N. stock (la más frecuente)	N. tradicional
+1	NaH	Monohidruro de sodio	Hidruro de sodio	Hidruro sódico
+2	FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)	Hidruro ferroso
+3	FeH ₃	Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro (III)	Hidruro férrico
+4	SnH ₄	Tetrahidruro de estaño	Hidruro estaño (IV)	Hidruro estánnico

6. Hidruros de No Metales.

Hay no metales como el nitrógeno, fósforo, arsénico antimonio, carbono, silicio y boro que forman compuestos con el hidrógeno y que reciben nombres especiales.

Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y el boro funcionan con el número de oxidación + 3 mientras que el carbono y el silicio lo hacen con el número de oxidación +4.

Nºde Oxidación	Fórmula	N. tradicional (la más usada)	N. sistemática
+3	NH ₃	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
+3	PH ₃	Fosfina	Trihidruro de fósforo
+3	AsH ₃	Arsina	Trihidruro de arsénico
+3	BH ₃	Borano	Trihidruro de boro
+3	SbH ₃	Estibina	Trihidruro de antimonio
+4	CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono
+4	SiH ₄	Silano	Tetrahidruro de boro

7. Ácidos Hidrácidos.

EJERCICIO 2. Complete la siguiente tabla.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
AuH ₃			
LiH			
		Hidruro de plomo (II)	
		Hidruro de plata	
			Fosfina
			Metano
	Trihidruro de arsénico		
N ₂ O ₃			
NO			
	Pentaóxido de dinitrógeno		
	Trióxido de azufre		
			Óxido ferroso

Son compuestos binarios formados por un no metal e hidrógeno. Los no metales que forman estos ácidos son los siguientes:

Fluor, cloro, bromo, yodo (todos ellos funcionan con número de oxidación +1)

Azufre, selenio, telurio (funcionan con número de oxidación +2).

Su fórmula general es:



Donde N es el no metal y la X es el número de oxidación del no metal. (El hidrógeno funciona con el número de oxidación 1).

Nºde Oxidación	Fórmula*	N. tradicional * (cuando está en disolución)	N. tradicional * (cuando está en estado puro)
1	HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
1	HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
1	HBr		
1	HI		
2	H ₂ S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
2			Seleniuro de hidrógeno
2		Ácido telurhídrico	

*Escribe los datos que faltan en la tabla

8. Hidróxidos.

Son compuestos formados por un metal y el grupo hidroxilo (OH). Su fórmula general es:



Donde M es un metal y la X es el número de oxidación del metal
EL GRUPO -OH SIEMPRE TIENE NUMERO DE OXIDACIÓN -1.

Nºde Oxidación	Fórmula	N. sistemática	N. stock (la más frecuente)	N. tradicional
+1	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido sódico.
+2	Ca(OH) ₂	Dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio	Hidróxido cálcico
+2	Ni(OH) ₂	Dihidróxido níquel	Hidróxido de níquel (II)	Hidróxido níqueloso
+3	Al(OH) ₃	Trihidróxido aluminio	Hidróxido de aluminio	Hidróxido aluminico

EJERCICIO 3. Complete la siguiente tabla.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
Fe(OH) ₃			
Au(OH)			
Cr(OH) ₂			
		Hidróxido de talio (I)	
		Hidróxido de mercurio (II)	
	Dihidróxido de cadmio		
			Hidróxido estannoso
K(OH)			
			Hidróxido estánnico
		Óxido de plomo (II)	
			Anhídrido carbónico
		Óxido de platino (IV)	
			Metano
NiH ₃			

9. Ácidos oxácidos.

Son compuestos ternarios formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno. Se obtienen a partir del óxido ácido o anhídrido correspondiente sumándole una molécula de agua (H_2O).

Su fórmula general es:



Donde H es el hidrógeno, N el no metal y O el oxígeno.

Nº de Oxidación	Fórmula	N. tradicional
+1	$F_2O + H_2O = H_2F_2O_2 = HFO$	Ácido hipofluoroso
+2	$SO + H_2O = H_2SO_2$	Ácido hiposulfuroso
+3	$Cl_2O_3 + H_2O = H_2Cl_2O_4 = HClO_2$	Ácido cloroso
+4	$S_2O + H_2O = H_2SO_3$	Ácido sulfuroso
+5	$Cl_2O_5 + H_2O = H_2Cl_2O_6 = HClO_3$	Ácido clórico
+6	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	Ácido sulfúrico
+7	$Cl_2O_7 + H_2O = H_2Cl_2O_8 = HClO_4$	Ácido perclórico

El **nitrógeno** sólo forma ácidos oxácidos con los números de oxidación +3 y +5.

Nºde Oxidación	Fórmula	N. tradicional
+3		Ácido nitroso
+5		Ácido nítrico

El fósforo, arsénico y antimonio **forman ácidos especiales:**

? Si a los óxidos correspondientes se les suma una molécula de agua tenemos los ácidos **META**:

Nºde Oxidación	Fórmula	N. tradicional
+3	$P_2O_3 + H_2O = HPO_2$	Ácido metafosforoso
+5	$P_2O_5 + H_2O = HPO_3$	Ácido metafosfórico

? Si se les unen dos moléculas de agua se obtienen los ácidos **PIRO**:

Nºde Oxidación	Fórmula	N. tradicional
+3	$P_2O_3 + 2H_2O = H_4P_2O_5$	Ácido pirofosforoso
+5	$P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7$	Ácido pirofosfórico

? El fósforo, arsénico y antimonio forman los ácidos **ORTO** cuando se les suman 3 moléculas de agua a los óxidos correspondientes.

Nºde Oxidación	Fórmula	N. tradicional
+3	$P_2O_3 + 3H_2O = H_6P_2O_6 = H_3PO_3$	Ácido ortofosforoso (A. Fosforoso)
+5	$P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = H_3PO_4$	Ácido ortofosfórico (A. Fosfórico)

*Hay algunos metales que también forman ácidos, como el **chromo** y el **manganeso**:

Nºde Oxidación	Fórmula	N. tradicional
+6	$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$	Ácido crómico
+6	* $\text{Cr}_2\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Ácido dicrómico

Nºde Oxidación	Fórmula	N. tradicional
+6	$\text{MnO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{MnO}_4$	Ácido mangánico
+7	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_8 = \text{HMnO}_4$	Ácido permangánico

EJERCICIO 4. Complete la siguiente tabla.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
		Hidruro de calcio	
		Hidruro de estroncio	
		Hidruro de aluminio	
		Hidruro de cobalto (II)	
			Estibina
	----- ----	----- ----	Ácido clorhídrico
	----- ----	----- ----	Ácido sulfhídrico
	----- ----	----- ----	Ácido Iodhídrico
	----- ----	----- ----	Ácido hipocloroso
	----- ----	----- ----	Ácido Iodoso
	----- ----	----- ----	Ácido periódico
	----- ----	----- ----	Ácido hipofluoroso
	----- ----	----- ----	Ácido selenioso
	----- ----	----- ----	Ácido telúrico

EJERCICIO 5. Complete la siguiente tabla.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
	-----	-----	Acido crómico
	-----	-----	Acido dicrómico
	-----	-----	Acido carbónico
HPO ₂	-----	-----	
H ₂ SO ₄	-----	-----	
HClO ₄	-----	-----	
HBrO ₃	-----	-----	
HIO	-----	-----	
HBr	-----	-----	
PH ₃	-----	-----	
SbH ₃	-----	-----	
HBrO ₂	-----	-----	
H ₂ SeO ₂	-----	-----	
HI	-----	-----	
H ₂ SeO ₃	-----	-----	
		Hidróxido de berilio	
		Hidróxido de níquel (III)	
		Hidróxido de plomo (II)	

10. Sales de Ácidos Hidrácidos.

Se obtienen sustituyendo los hidrógenos del ácido hidrácido correspondiente por un metal.

Se nombran con el nombre del no metal terminado en **-uro** seguido del nombre del metal. Si el metal tiene más de una valencia se indica al final, en números romanos y entre paréntesis.

El número de hidrógenos que se le quitan al ácido se le pone como subíndice al metal.

Ácido hidrácido	Fórmula	N. stock (la más común)	N. tradicional
HF	CaF₂	Fluoruro de calcio	Fluoruro cálcico
HCl	FeCl₂	Cloruro de hierro (III)	Cloruro férrico
HBr		Bromuro de cadmio	
HI		Yoduro de cromo (II)	
H ₂ S	Pt₂S₄ = PtS₂		
H ₂ Se	Al₂Se₃		
H ₂ Te			Teluro aúrico

EJERCICIO 6. Complete la siguiente tabla.

Fórmula	N. stock	N. tradicional
	Cloruro de estaño (IV)	
		Cloruro sódico
	Yoduro de plata	
	Bromuro de cobalto (III)	
	Sulfuro de plomo (IV)	
	Seleniuro de cobre (II)	
	Telururo de mercurio (I)	

11. Sales de Ácidos Oxoácidos.

Son compuestos ternarios formados por un metal, un no metal y el oxígeno.

Se obtienen a partir de los ácidos oxoácidos sustituyendo los hidrógenos de éstos por un metal.

Vamos a estudiar dos tipos de sales de ácidos oxoácidos, las sales neutras y las sales ácidas.

11.1. Sales neutras.

Se obtienen sustituyendo **todos** los hidrógenos de un ácido oxoácido por un metal.

El número de oxidación del metal se le pone como subíndice al resto del ácido sin los hidrógenos. El número de hidrógenos que se le quiten al ácido se le ponen como subíndice al metal.

Se nombran sustituyendo los sufijos que utilizábamos en el ácido (-oso e -ico) por los sufijos -ito y -ato respectivamente.

Prefijos y sufijos utilizados en los ácidos	Prefijos y sufijos utilizados en las sales
HIPO- -OSO -OSO -ICO	HIPO- -ITO -ITO -ATO
PER- -ICO	PER- -ATO

Puede ayudarte a recordar la equivalencia de sufijos la siguiente frase:
Cuando el **OSO** toca el **PITO**, per**ICO** toca el silb **ATO**.

Ácido de partida	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
HClO	Ácido hipocloroso	$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	Hipoclorito de calcio
HClO ₂	Ácido cloroso	$\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$	Clorito de calcio
HClO ₃	Ácido clórico	$\text{Sn}(\text{ClO}_3)_4$	Clorato de estaño (IV)
HClO ₄	Ácido perclórico	$\text{Li}(\text{ClO}_4)$	Perclorato de litio
H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso	$\text{Ca}_2(\text{SO}_2)_2 =$ $\text{Ca}(\text{SO}_2)$	Hiposulfito de calcio
H ₂ SO ₃		$\text{Pb}_2(\text{SO}_3)_4 =$ $\text{Pb}(\text{SO}_3)_2$	Sulfito de plomo (IV)
H ₂ SO ₄		$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfato de aluminio
H ₄ P ₂ O ₇	Ácido pirofosfórico	$\text{Fe}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3$	Pirofosfato de hierro

			(III)
H ₃ AsO ₃	Ácido ortoarsenioso	K₃(AsO₃)	Ortoarsenito de potasio

EJERCICIO 7. Complete la siguiente tabla.

Fórmula	Nomenclatura
	Clorato de potasio
	Hipobromito de calcio
	Bromato de estaño (IV)
	Perclorato de mercurio (II)
	Sulfato de calcio
	Hiposelenito de cobre (II)
	Telurito de cobre (I)
	Metarseniato de hierro (III)
	Metantimonito de estaño (IV)
	Pirofosfato de calcio
	Piroarsenito de sodio
	Ortoantimoniato de níquel (III)
	Carbonato de sodio
	Silicato de potasio

11.2. Sales ácidas.

Son compuestos que se obtienen sustituyendo **PARTE DE LOS HIDRÓGENOS** de un ácido oxácido por un metal.

El número de hidrógenos que se le quitan al ácido se le pone como subíndice al metal y el n° de oxidación del metal se le pone como subíndice al resto del ácido.

Se nombran con la palabra hidrógeno precedida de los prefijos di- (H₂), tri- (H₃) seguido del nombre de la sal correspondiente.

Forman sales ácidas los no metales siguientes: S, Se, Te, y los ácido piro y orto del P, As y Sb.

Ácido de partida	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso	Ca(HSO₂)₂	Hidrógeno hiposulfito de calcio
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	Pb(HSO₃)₄	Hidrógeno sulfito de plomo (IV)
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Cr(HSO₄)₃	Hidrógeno sulfato de cromo (III)
H ₄ As ₂ O ₅	Ácido piroarsenioso	Sr(H₃As₂O₅)₂	Trihidrógeno piroarsenito de estroncio
H ₄ Sb ₂ O ₅	Ácido piroantimonioso	Mg₂(H₂Sb₂O₅)₂ = Mg(H₂Sb₂O₅)	Dihidrógeno piroantimonito de Magnesio
			Trihidrógeno pirofosfito de

			calcio
			Dihidrógeno ortofosfito de potasio
			Hidrógeno ortofosfito de magnesio
			Hidrógeno carbonato de sodio = BICARBONATO SÓDICO

12. PERÓXIDOS.

Se caracterizan por llevar el grupo PEROXO (- O – O -) también representado O_2^{2-} .

Los podemos considerar como óxidos con más oxígeno del que corresponde por la valencia de este elemento.

Nº de Oxidación	Fórmula	Nomenclatura
+1	H_2O_2	Peróxido de hidrógeno = Agua oxigenada
+1	Na_2O_2	Peróxido de sodio
+2	$Ca_2O_4 = CaO_2$	Peróxido de calcio
+2	$Ba_2O_4 = BaO_2$	Peróxido de bario
		Peróxido de potasio

FÓRMULA	SISTEMÁTICA	STOCK	TRADICIONAL
NaF			
LiBr			
CaO			
Al_2Se_3			
Au_2O			
Au_2O_3			
PtS			
PtS_2			
HCl			
H_2S			
SO_3			
Cl_2O_3			
OF_2			
BH_3			
HI			
NH_3			
CsH			
CaH_2			
CH_4			

PbCl ₄			
PbS ₂			
H ₂ Se			
K ₂ O			
NCl ₃			
PH ₃			
	Diyoduro de berilio		
	Trióxido de dihierro		
	Yoduro de hidrógeno		
	Monocloruro de oro		
	Pentaóxido de difósforo		
	Dihidruo de cobalto		
	Sulfuro de calcio		
	Monosulfuro de níquel		
		Sulfuro de níquel (III)	
		Óxido de cobre (I)	
		Óxido de cobre (II)	
		Óxido de cloro (I)	
		Óxido de magnesio	
		Bromuro de aluminio	
		Yoduro de fósforo (V)	
			Fluoruro potásico
			Ácido clorhídrico
			Amoniaco
			Metano
			Sulfuro férrico
			Sulfuro ferroso
			Cloruro mercurioso
			Ácido sulfhídrico
			Bromuro estannoso

Formula las siguientes sustancias:

1. Óxido de bario
2. Óxido de sodio
3. Anhídrido sulfuroso
4. Óxido de plata
5. Óxido de aluminio
6. Óxido de níquel (III)
7. Óxido de cloro (VII)
8. Óxido nitroso

9. Anhídrido nitroso
10. Hidruro de litio
11. Cloruro de cobalto (III)
12. Hidruro de plata
13. Ácido bromhídrico
14. Ácido sulfhídrico
15. Amoniacó
16. Ácido clorhídrico
17. Peróxido de bario
18. Hidruro de calcio
19. Peróxido de sodio
20. Óxido de estroncio
21. Ácido clorhídrico
22. Cloruro de sodio
23. Fluoruro de calcio
24. Yoduro de plomo (II)
25. Bromuro potásico
26. Arsenamina
27. Sulfuro de bario
28. tricloruro de arsénico
29. Peróxido de litio
30. Sulfuro de hierro (II)
31. Ácido nítrico
32. Ácido carbónico
33. Ácido perclórico
34. Ácido fosfórico
35. Ácido metafosfórico
36. Ácido sulfhídrico
37. Ácido sulfúrico
38. Ácido hipoyodoso
39. Hidruro de magnesio
40. Ácido silícico
41. Hidróxido de calcio
42. Hidróxido de hierro (III)

43. Ácido nitroso
44. Hidróxido de aluminio
45. Bromuro de cobalto (II)
46. Hidróxido de potasio
47. Sulfato de calcio
48. Cloruro de cobalto (III)
49. Nitrito de litio
50. Carbonato sódico
51. Cloruro potásico
52. Sulfuro de zinc
53. Hipiodito potásico
54. Fosfato cálcico
55. Hidrógenocarbonato potásico
56. Hidrógeno sulfato de litio
57. Peróxido de plata
58. Hidrógeno ortoarseniato de potasio

Nombre los siguientes compuestos:

1. BaO
2. Na₂O
3. SO₂
4. CaO
5. Ag₂O
6. NiO
7. Cl₂O₇
8. P₂O₅
9. LiH
10. CaO
11. AgH
12. HBr

13. H_2S
14. NH_3
15. HCl
16. BaO
17. CaH_2
18. Na_2O_2
19. PH_3
20. Cs_2O
21. PbI_2
22. KBr
23. AsH_3
24. BaS
25. AlCl_3
26. Al_2S_3
27. Li_2O
28. FeS
29. HNO_3
30. H_2CO_3
31. HClO_4
32. H_3PO_4
33. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$
34. HIO
35. H_2S
36. MgH_2
37. H_2SiO_3
38. Ca(OH)_2
39. Fe(OH)_3
40. HNO_2
41. Al(OH)_3
42. KOH
43. CaSO_4
44. $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$
45. CoCl_2
46. LiNO_2

- 47. Na_2CO_3
- 48. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 49. KHCO_3
- 50. ZnCl_2
- 51. Na_2CO_3
- 52. HgO