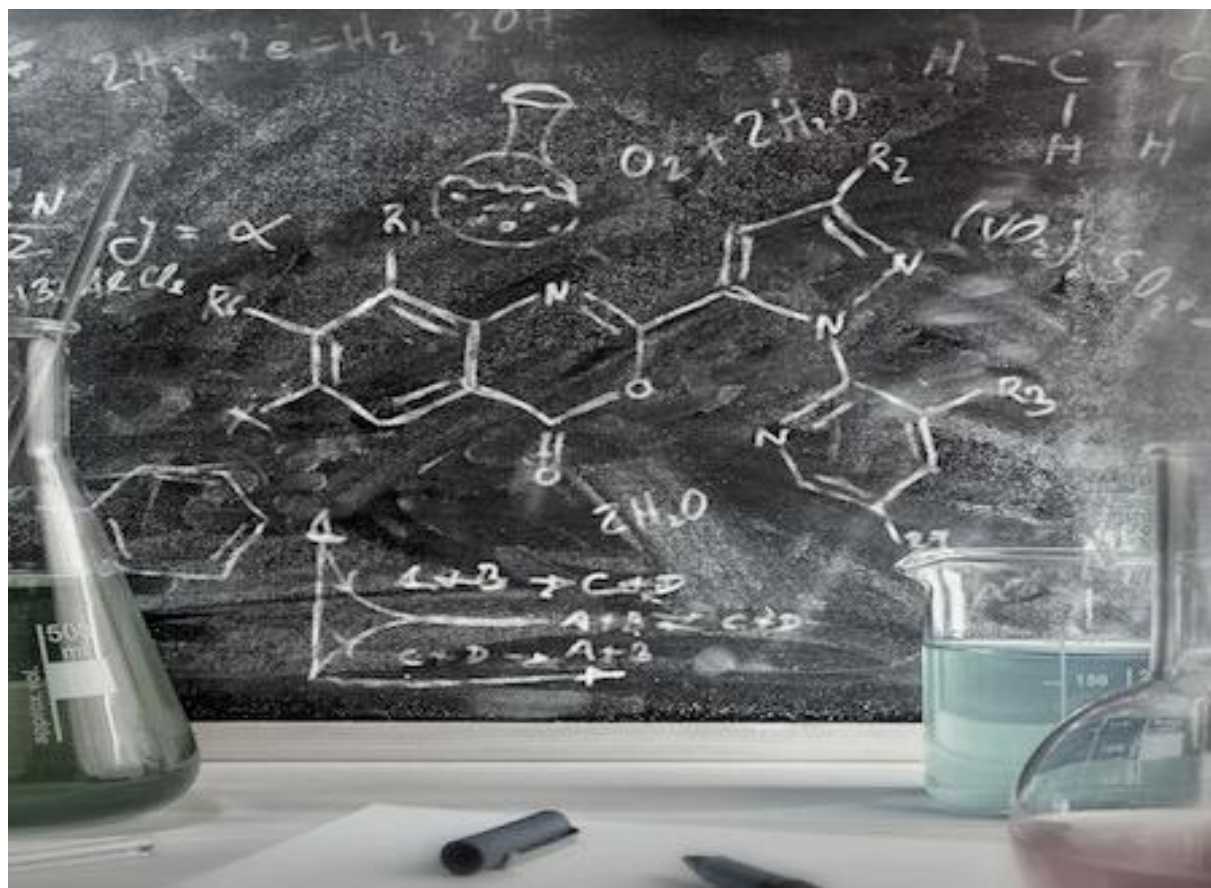


QUÍMICA

Previos ←

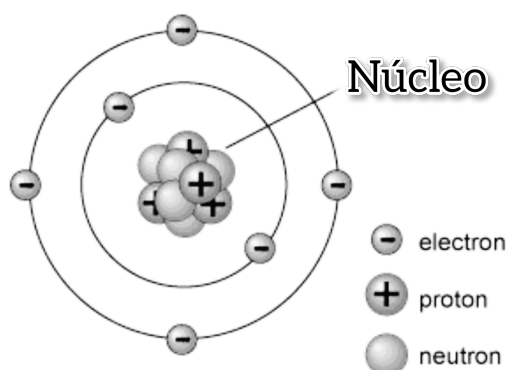


UNIDAD I: El átomo

El átomo: es la partícula más pequeña que mantiene identidad de elemento. La palabra átomo significa indivisible, proviene del griego, pero hoy sabemos que el átomo es divisible, y que lo conforman partículas subatómicas.

Estas partículas subatómicas con las que están formados los átomos son tres: los electrones los protones y los neutrones lo que diferencia un átomo de otro es la relación que se establece entre ellas.

Los electrones tienen una carga negativa y son las partículas subatómicas más livianas que tienen los átomos. La carga de los protones es positiva y pesan unas 1836 veces más que los electrones. Los únicos que no tienen carga eléctrica son los neutrones que pesan aproximadamente lo mismo que los protones.



Datos a tener en cuenta:

1. El átomo es casi todo espacio vacío.
2. El núcleo es muy denso porque contiene casi toda la materia del átomo.
3. Los fenómenos eléctricos ocurren en la nube electrónica.
4. Los electrones giran alrededor del núcleo en una trayectoria circular sobre una esfera, pero a su vez giran sobre sí mismos con rotación llamada spin en la trayectoria llevan un movimiento ondulatorio, como de onda electromagnética.
5. Si modifico el número de electrones, el átomo deja de estar en equilibrio y se torna negativo si agrego e-, y positivo se quito e-. A estos átomos con carga se los conoce como *Iones*
6. Si modifico el número de protones cambia la identidad del elemento.
7. Si modifico el número de neutrones obtengo átomos más pesados o más livianos de un mismo elemento. Se llaman *isótopos*.

El Modelo Atómico

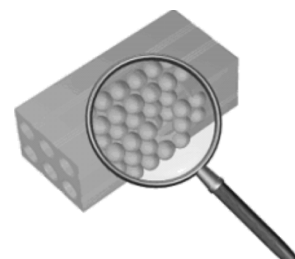
Las primeras teorías atomistas

¿Qué ocurriría si dividieramos un trozo de materia muchas veces? ¿Llegaríamos hasta una parte indivisible o podríamos seguir dividiendo sin parar?

Los filósofos de la antigua Grecia discutieron bastante sobre este tema. El problema es que estos filósofos no utilizaban ni la medición ni la experimentación para llegar a conclusiones, por tanto, no seguían las fases del método científico.

De esta forma, se establecieron dos teorías: atomista y continuista, que se basaban en la existencia de partes indivisibles o en que siempre se podía seguir dividiendo.

En el siglo V a.C., *Leucipo* pensaba que sólo había un tipo de materia. Sostenía, además, que si dividimos la materia en partes cada vez más pequeñas, acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo. Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de átomos, término que en griego significa “que no se puede dividir”.



Los *atomistas* pensaban que:

- todo está hecho de átomos. Si dividimos una sustancia muchas veces, llegaremos a ellos;
- las propiedades de la materia varían según cómo se agrupan los átomos;
- los átomos no pueden verse porque son muy pequeños.

Los atomistas pensaban que todos los cuerpos estaban formados por átomos.

Aristóteles rechazó la teoría atomista y estableció que la materia estaba formada por cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego, esta teoría se llamó *continuista*. Gracias al prestigio que tenía, se mantuvo vigente en el pensamiento de la humanidad durante más de 2000 años.

Los *continuistas* pensaban que:

- Los átomos no existen. No hay límite para dividir la materia.
- Si las partículas, llamadas átomos, no pueden verse, entonces es que no existen.
- Todas las sustancias están formadas por las combinaciones de los 4 elementos básicos: agua, aire, tierra y fuego. El quinto elemento.



Teoría atómica de Dalton

En 1808, John Dalton publicó su teoría atómica, que retoma las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito pero basándose en una serie de experiencias científicas de laboratorio.

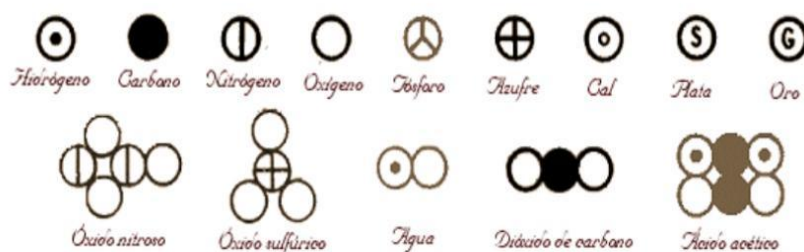
La teoría atómica de Dalton se basa en los siguientes enunciados:

- La materia está formada por átomos, que son partículas indivisibles e indestructibles.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales en masa y propiedades y diferentes de los átomos de cualquier otro elemento.
- Los compuestos se forman por combinaciones de átomos de diferentes elementos.
- Las reacción química incluye solo separación, combinación o reordenamiento de los átomos, nunca se crean o se destruye

Los símbolos de Dalton

Para Dalton, cada elemento está formado por una clase de átomos, distinto en sus propiedades a los átomos de los demás elementos y, justamente, es esta distinción lo que separa un elemento de otro y los hace diferentes.

Así, asignó a cada elemento conocido un símbolo distinto, su símbolo químico que con posterioridad ha ido cambiando hasta llegar a los modernos símbolos químicos actuales.



Modelo atómico de Thompson

Determina que la materia se componía de dos partes, una negativa y otra positiva. La negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban, según este modelo, inmerso en una masa de carga positiva a manera de sandía con sus semillas.

Modelo atómico de Rutherford:

El átomo se compone de una parte positiva y otra negativa, sin embargo, a diferencia del modelo anterior, postula que la parte positiva se concentra en el núcleo, el cual contiene virtualmente 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 ellas.

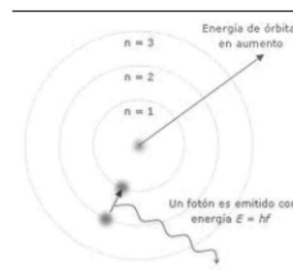
Modelo atómico de Borh:

El átomo es un pequeño sistema solar con un núcleo en el centro y electrones moviéndose alrededor del núcleo en órbitas bien definidas.

Cada órbita tiene una energía asociada. La más externa es la de mayor energía.

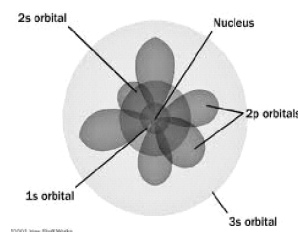
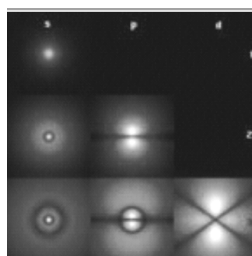
Los electrones no radian energía (luz) mientras permanezcan en órbitas estables.

Los electrones pueden saltar de una órbita. Lo hacen de una menor energía a una de mayor energía absorbe un cuanto de energía (una cantidad) igual a la diferencia de energía asociada a cada órbita, perdiendo energía en forma de radiación de luz.



Modelo atómico actual

Describe a los electrones por medio de una función de onda, el cuadrado de la actual representa la probabilidad de presencia en una región delimitada de espacio. Esta zona de probabilidad se conoce como órbita.



Número atómico, masa atómica e

Todos los átomos se diferencian unos de otros por el número de protones en el núcleo. El número atómico (Z), se define como el número de protones en el núcleo de un átomo, como el átomo es estrictamente neutro, este número indica también el número de electrones. El número de masa (A), es el número de protones más el número de neutrones.

$$A = Z + \text{Número de Neutrones}$$

Este número no incluye los electrones, porque la diferencia de peso con los protones y neutrones es muy grande, como se describió en *Características del átomo*.

Isótopos: los átomos no tienen el mismo número de masa, los isótopos son átomos del mismo elemento con igual número atómico, pero diferente número de masa, esto es por la diferencia de número de neutrones en el núcleo.

isótopos.

La Tabla Periódica

Un poco de historia...

Los seres humanos siempre hemos estado tentados a encontrar una explicación a la complejidad de la materia que nos rodea. Al principio se pensaba que los elementos de toda materia se reducían al agua, a la tierra, al fuego y al aire. Sin embargo, al cabo del tiempo y, gracias a la mejora de las técnicas de experimentación física y química, nos dimos cuenta de que la materia es en realidad más compleja de lo que parece. Los químicos del siglo XIX encontraron entonces la necesidad de ordenar los nuevos elementos descubiertos.

La primera manera, la más natural, fue la de clasificarlos según sus masas atómicas, pero esta clasificación no reflejaba las diferencias y similitudes entre los elementos. Muchas más clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que es utilizada en nuestros días.

Cronología de las diferentes clasificaciones de los elementos químicos

Döbereiner

En 1817, este químico alcanzó a elaborar un informe que mostraba una relación entre la masa atómica de ciertos elementos y sus propiedades. Destaca la existencia de similitudes entre elementos agrupados en tríadas que él denomina “tríadas”. Podemos señalar como ejemplo la tríada del cloro, del bromo y del yodo, que pone en evidencia que la masa de uno de los tres elementos de la tríada es intermedia entre la de los otros dos.

En 1850 se pudo contar con unas 20 tríadas para llegar a una primera clasificación coherente.



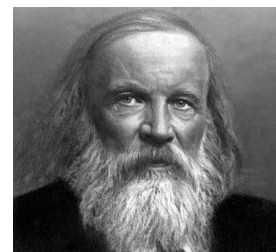
Meyer

En 1869, Meyer, químico alemán, muestra una cierta periodicidad en el volumen atómico. Los elementos similares tienen un volumen atómico similar en relación con los otros elementos. Los metales alcalinos tienen por ejemplo un volumen atómico importante.

Mendeleïev

En 1869, Mendeleïev, químico ruso, presenta una primera versión de su tabla periódica.

Esta tabla fue la primera presentación coherente de las semejanzas de los elementos. Se dio cuenta de que clasificando los elementos según sus masas atómicas se veía aparecer una periodicidad en lo que concierne a ciertas propiedades de los elementos. La primera tabla contenía 63 elementos.



Esta tabla fue diseñada para poder mostrar la periodicidad de los elementos. De esta manera los elementos son clasificados verticalmente y horizontalmente. Para poder aplicar la ley que él creía cierta, tuvo que dejar ciertos huecos vacíos. Estaba convencido de que un día esos lugares vacíos, que correspondían a las masas atómicas 45, 68, 70 y 180, no lo estarían más. Los descubrimientos futuros confirmaron esta convicción. Consiguió además prever las propiedades químicas de tres de los elementos que faltaban, a partir de las propiedades de los cuatro elementos vecinos. Entre 1875 y 1886, estos tres elementos: galio, escandio y germanio, fueron descubiertos y ellos poseían las propiedades que él predijo. Sin embargo aunque la clasificación de Mendeleïev marca un claro progreso, contiene ciertas anomalías debidas a errores de determinación de masa atómica de la época.

Por esto, Moseley introdujo, en el año 1914, el siguiente criterio: Los elementos están ordenados de acuerdo con el número atómico creciente.

Tabla periódica moderna

La tabla de Mendeleiev condujo a la tabla periódica actualmente utilizada. Los elementos están ubicados en la tabla de acuerdo con una ordenación vertical llamada grupo y una ordenación horizontal llamada período. Es decir que para encontrar un elemento en la tabla debes conocer a qué grupo y a qué período pertenece. Un grupo de la tabla periódica es una columna vertical de la tabla.

Hay 18 columnas verticales divididas en 8 grupos A y 8 grupos B.

La tabla ha sido inventada para organizar las series químicas conocidas dentro de un esquema coherente.

La distribución de los elementos en la tabla periódica proviene del hecho de que los elementos de un mismo grupo, poseen la misma configuración electrónica en su capa más externa.

Como el comportamiento químico está principalmente dictado por las interacciones de estos electrones de la última capa, de aquí el hecho de que los elementos de un mismo grupo tengan similares propiedades físicas y químicas.

Un período de la tabla periódica es la ordenación horizontal de los elementos. A lo largo de un período las propiedades físicas y químicas de los elementos van variando gradualmente. En la tabla periódica hay 7 periodos.

Estructura de la tabla periódica

El ordenamiento de los elementos en la tabla periódica no fue hecho al azar, sino que es el fruto de un gran número de intentos por agruparlos en función de sus propiedades y el orden seguido.

Actualmente los elementos están ordenados de acuerdo con *el NÚMERO ATÓMICO CRECIENTE* que es la cantidad de *PROTONES* existentes en el *NÚCLEO* del átomo.

El nombre de *TABLA PERIÓDICA* la recibe precisamente porque, cada cierto número de elementos, las propiedades químicas se repiten; quedando colocados uno debajo del otro todos aquellos elementos que presentan propiedades con similitud, para formarse así un *GRUPO*.

Los *PERIODOS* están formados por un conjunto de elementos que, teniendo propiedades químicas diferentes, mantienen en común el presentar igual número de niveles con electrones en su envoltura, correspondiendo el número de *PERÍODO* al total de niveles.

Las propiedades químicas de los elementos, dependen de la distribución electrónica en los diferentes niveles.

Por ello, todos aquellos que tienen igual número de electrones en su último nivel, presentan propiedades químicas similares. El número de período en que se encuentra ubicado, corresponde al del último nivel con electrones y el número de grupo guarda relación con la cantidad de electrones en la última capa. Entonces, ¿cómo ubicamos los elementos en la tabla?

Busco al elemento que pertenezca al grupo 1A período 3: el elemento es el *SODIO (Na)* ¿qué elemento se encuentra en el grupo 4A período 4?: el elemento es el *GERMANIO (Ge)* y ¿qué se encuentra en el grupo 1B período 6?: el elemento es el *ORO (Au)*.

En la tabla periódica, los elementos están ordenados también de acuerdo con características comunes. Según este criterio, a los elementos se los clasifica en:

- Metales
- No metales
- Gases nobles.

Aún antes de establecerse la tabla periódica, ya el creador de la *SIMBOLOGÍA* de los elementos J. J. *BERZELIUS* publicó en 1814 una clasificación sistemática en donde agrupaba dos tipos: los *METALES* y los *NO METALES*.

Veamos las características de los elementos *METÁLICOS*:

- Conducen con facilidad el calor y la electricidad.
- Presentan brillo metálico.
- Generalmente pueden ser laminados o estirados formando alambres, propiedades que se conocen como *MALEABILIDAD* y *DUCTILIDAD*.
- Por lo regular, a temperatura ambiente son sólidos, excepto Hg, Ga, Cs y Fr.
- Al combinarse con *NO METALES* ceden electrones por lo que adquieren cargas positivas(*CATIONES*).

En cambio, los *NO METALES* presentan las siguientes características:

- Son malos conductores del calor y de la electricidad.
- No son maleables ni dúctiles.
- Son frágiles.
- Reciben electrones al combinarse con los *METALES* adquiriendo así cargas *NEGATIVAS* (*ANIONES*).

Los *GASES NOBLES* presentan las siguientes características:

- Son gases monoatómicos.
- No presentan actividad química, es decir que no reaccionan químicamente con ningún elemento. Por ejemplo, los gases utilizados en los carteles luminosos.

Actividades

Trabajo práctico N° 1

Responde

1. ¿Qué significa la palabra átomo?
2. ¿Cuáles son las partículas subatómicas?
3. ¿Dónde se ubica cada partícula y qué carga tiene?
4. ¿Qué partícula tiene peso despreciable?
5. ¿Quiénes le dan peso al átomo?

Trabajo práctico N° 2

1. Relaciona las siguientes conclusiones experimentales con el modelo atómico a que dieron lugar:

- a) El átomo no es indivisible ya que al aplicar un fuerte voltaje a los átomos de un elemento en estado gaseoso, éstos emiten partículas con carga negativa:

- b) Al reaccionar 2 elementos químicos para formar un compuesto lo hacen siempre en la misma proporción de masas:
- c) Los átomos de los elementos en estado gaseoso producen, al ser excitados, espectros discontinuos característicos que deben reflejar su estructura electrónica:
- d) Al bombardear los átomos de una lámina delgada con partículas cargadas positivamente, algunas rebotan en un pequeño núcleo situado en el centro del átomo:

2. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, indicando siempre el razonamiento seguido y corrigiendo las que sean falsas.

- a) Thomson consideró el átomo como una esfera maciza de materia cargada negativamente en cuyo interior estaban incrustados los protones.
- b) Rutherford propuso un modelo atómico según el cual el átomo está formado por un núcleo pequeño en el que se encuentran los electrones y neutrones con los protones girando en órbitas elípticas.
- c) Rutherford demostró que los átomos no son macizos, sino que están vacíos en su mayor parte.

3. Realizar un cuadro con dónde se observen los principales modelos atómicos, fecha de publicación, científico que lo propuso y las características más importantes

Trabajo práctico N° 3

Vuelve a leer la historia de la tabla periódica y realiza una línea de tiempo con la información del texto

Trabajo práctico N° 4

- 1.- ¿Qué es un grupo? ¿Cuántos hay?
- 2.- ¿Qué es un período? ¿Cuántos son?
- 3.- ¿Qué tienen en común los elementos de la tabla periódica que están colocados en la misma columna? ¿Y los que están colocados en la misma fila?
- 4.- ¿Qué criterio es el utilizado para ordenar los elementos en la tabla periódica? ¿Siempre ha sido así?
- 5.- Observa la estructura electrónica de algunos elementos y su posición en la tabla periódica de acuerdo con el grupo, ¿hay alguna relación?

Trabajo práctico N° 5

- Utilizando la tabla periódica, completa la siguiente tabla

Elemento	símbolo	Grupo	Periodo	Z	A	p+	e-	n°
Oxígeno								
	S							
		8	4					
				92				
Xenón								

UNIDAD II: Enlaces Químicos

Llamamos *Enlace Químico* a cualquiera de los mecanismos de ligadura o unión química entre átomos.

De esta manera, los átomos enlazados constituyen un sistema más estable (por lo tanto menos energético) que los átomos por separado.

Los enlaces químicos se dividen en tres grandes categorías en función de su mecanismo de unión:

REGLA DEL OCTETO.

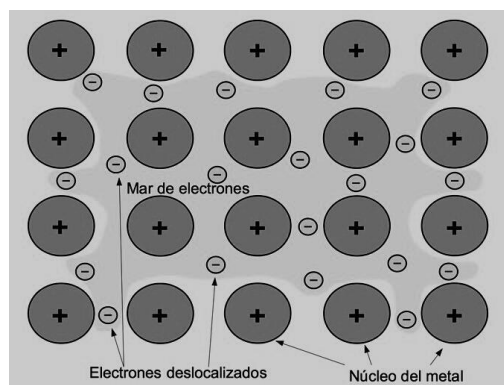
Dice que la tendencia de los átomos de los elementos del sistema periódico es completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de 8 electrones tal que adquiere una configuración semejante a la de un *gas noble*, ubicados al extremo derecho de la tabla periódica y son inertes, es decir que es muy difícil que reaccionen con algún otro elemento pese a que son elementos electro químicamente estables.

Enlace Metálico

Su mecanismo de unión se basa en la *compartición de electrones*, de forma colectiva, entre todos los átomos que componen el metales (modelo de mar de electrones)

Se da, evidentemente, en metales.

Ej: Cu, Au, Fe.



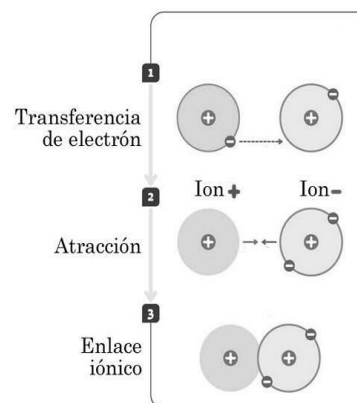
Enlace Iónico

Su mecanismo de unión se basa en la *transferencia de electrones*.

Cuando los elementos tienen *electronegatividades* (Capacidad de un átomo para atraer electrones) muy diferentes, los electrones son cedidos por el átomo *menos* electronegativo y son aceptados por el *más* electronegativo.

Este enlace es característico entre *elementos metálicos con no metálicos*.

Ej: ClNa, CaO, MgF.

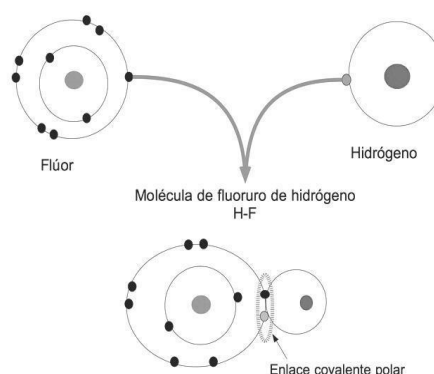


Enlace Covalente

Su mecanismo de unión es la *compartición de electrones*.

Comparten electrones debido a que los elementos que se unen tienen una electronegatividad *similar*.

Este tipo de enlace es característico de los elementos *no metálicos*.



Ej: O_2 , HCl , CO_2

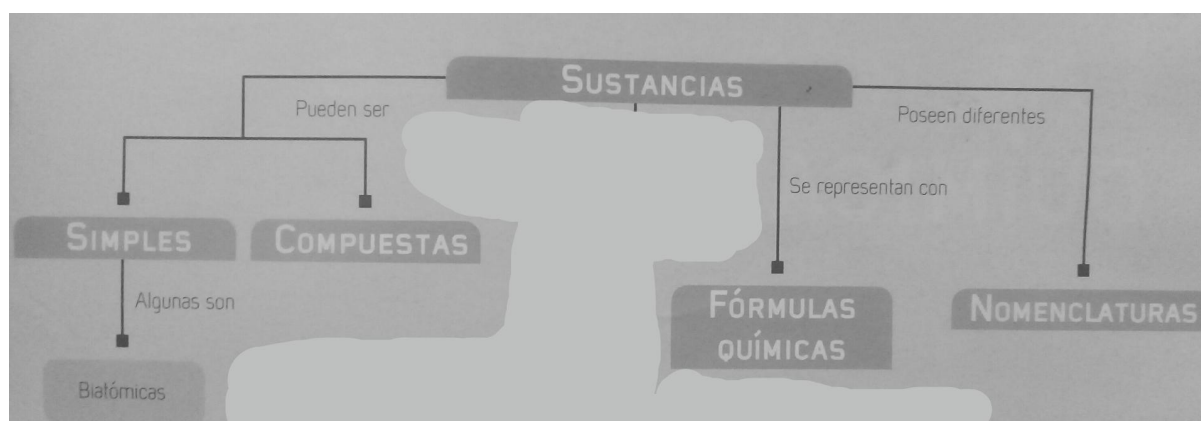
Trabajo práctico N° 6

- Utilizando la tabla periódica, deducir el tipo de unión que presenta y escribir su fórmula
 - Calcio y cloro.
 - Sodio y bromo.
 - Aluminio y azufre.
 - Hidrógeno e iodo.
 - Oxígeno y oxígeno.
 - Oxígeno y flúor.
- Con ayuda de tu tabla periódica (Elementos metálicos y elementos No metálicos), indicar el tipo de uniones formadas:
 - Si se unen dos átomos de yodo para formar una molécula.
 - Si se une el calcio al oxígeno.
 - Si el sodio se combina con el bromo.
 - Si el carbono se une al oxígeno.
 - Si dos átomos de oxígeno se unen para formar una molécula.
- Indique el tipo de enlace formado en las siguientes moléculas y justifique:
 - Peróxido de hidrógeno (H_2O_2).
 - Cloro molecular (Cl_2).
 - Ácido nítrico (HNO_3).
 - Dióxido de carbono (CO_2)
 - Óxido de sodio (Na_2O).
 - Amoníaco (NH_3).
 - Cloruro de sodio ($NaCl$)
 - Metano (CH_4)

Sustancias: Representación y Nomenclatura

Concepto de sustancia.

A veces, la palabra sustancia se emplea con un sentido más amplio, para referirse a la clase de materia de la que están formados los cuerpos, aunque por lo general, en química el empleo de la palabra sustancia está restringido al siguiente sentido: *clase particular de materia homogénea cuya composición es fija y químicamente definida.*



Las sustancias *simples* son las que están formadas por un sólo elemento químico, es decir, por una sola clase de átomos. Las moléculas de algunas de ellas están formadas por dos átomos que comparten pares de electrones, por lo que se dice que son *diatómicas* o *biatómicas*. Sus fórmulas químicas están constituidas por el símbolo del elemento y el subíndice 2. Por ej: Hidrógeno (H_2), Oxígeno (O_2), Bromo (Br_2).

Las sustancias *compuestas* son las que están formadas por más de un elemento químico. Se les suele clasificar en *Orgánicas* e *Inorgánicas*, siendo las primeras aquéllas que están formadas por el elemento carbono, salvo algunas excepciones (ej: óxidos de carbono), y las segundas, todas las restantes.

Además se las clasifica en *binarias*, *ternarias* o *cuaternarias* de acuerdo al número de elementos que las forman.

Molécula.

Es la partícula más pequeña que presenta todas las propiedades físicas y químicas de una sustancia, y se encuentra formada por dos o más átomos. Los átomos que forman las moléculas pueden ser iguales (como ocurre con la molécula de oxígeno, que cuenta con dos átomos de oxígeno) o distintos (la molécula de agua, tiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno). Sus átomos se mantienen unidos gracias a que comparten o intercambian electrones.

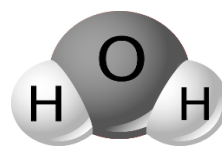
Trabajo práctico Nº 7

1. ¿Cuál es el criterio utilizado para clasificar las sustancias en simples y compuestas?
2. ¿Cuál es el criterio utilizado para clasificar las sustancias en binarias, ternarias y cuaternarias?
3. Clasificar las siguientes sustancias según los criterios vistos:
 - Oxígeno
 - Agua
 - Sal común (formado por cloro y sodio)
 - azúcar (formada por hidrógeno, carbono y oxígeno)

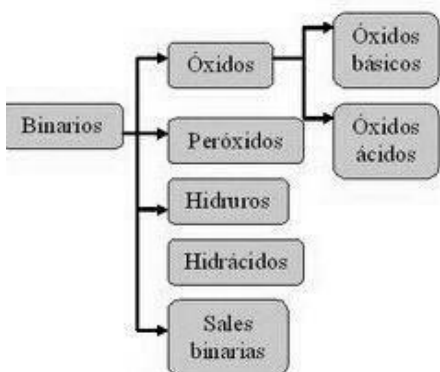
Compuestos Binarios

Un compuesto binario es un compuesto químico que tiene únicamente dos elementos químicos diferentes. Es decir, es un compuesto que tendrá átomos solo de dos elementos.

OJO esto no significa que la molécula tenga solo dos átomos, significa que la molécula podrá estar formada por el número de átomos que quiera, pero con dos tipos de átomos diferentes. Por ejemplo, el agua es un compuesto químico formado por átomos de hidrógeno y átomos de oxígeno, por lo que será un compuesto binario, pero está formado por tres átomos, dos de hidrógeno y uno de oxígeno (fórmula H_2O)



Según el tipo de elementos que lo forman los compuestos binarios se clasifican en:



- **Óxidos:** compuestos formados por átomos de oxígeno y otro elemento. Se los clasifica en básicos, ácidos y anfóteros

- **Hidruros:** Un hidruro es un compuesto formado por hidrógeno y cualquier otro elemento. Cuando el compuesto químico se compone de hidrógeno y un metal, se trata de un hidruro metálico. En cambio, si el hidrógeno se combina con un elemento que no es un metal, se lo nombra como hidruro no metálico

- **Sales binarias:** Están formadas por un elemento metálico y otro no metálico (distinto al oxígeno).

- **Peróxido:** Los peróxidos son sustancias que presentan un enlace oxígeno-oxígeno y que contienen el oxígeno en estado de oxidación -1 .

Los compuestos binarios están formados por dos elementos y se formulan aplicando las siguientes reglas:

1. Se escriben los elementos en el siguiente orden: primero el METAL y después el NO METAL.
2. Se intercambian las valencias, de forma que como subíndice de cada elemento aparezca el número de oxidación del otro sin tener en cuenta el signo.
 - Ejemplo: Compuesto binario formado por $\text{Al}(+3)$ y $\text{O}(-2) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
3. Siempre que sea posible, se simplifica.
 - Ejemplo: Compuesto binario formado por $\text{Cu}(+2)$ y $\text{S}(-2) \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}_2$
En este caso se puede simplificar dividiendo por 2 y quedaría: CuS
4. El compuesto se lee de derecha a izquierda.

Nomenclatura

La palabra nomenclatura se refiere al conjunto de reglas que hay que tener en cuenta para nombrar, en este caso, las sustancias binarias.

Nomenclatura por numeral de Stock

Este sistema fue propuesto por el químico Alfred Stock (1876-1942). Indica en números romanos y entre paréntesis los números de oxidación del elemento que posee más de uno.

Ej: Óxido de azufre (IV)

Óxido de azufre (VI)

Nomenclatura por atomicidad

Utiliza los prefijos mono, di, trio, etcétera, para indicar el número de átomos.

Por ejemplo: FeCl_3 es Tricloruro de hierro

Nomenclatura clásica

Este sistema utiliza prefijos y sufijos que indican el "orden" de los números de oxidación. Se utiliza el sufijo *oso* para indicar el menor número de oxidación y el sufijo *ico* para el mayor. En algunos casos se utiliza el nombre del elemento en latín o griego. Si fueran cuatro los compuestos posibles, se utilizan los prefijos *hipo* con el sufijo *oso* para el menor de los cuatro y el prefijo *per* con el sufijo *oso* para el mayor de los cuatro.

Un buen ejemplo son los óxidos de cloro que puede tener como número de oxidación $+1$, $+3$, $+5$ y $+7$

Óxido hipocloroso

Óxido cloroso

Óxido clórico

Óxido perclórico

Nomenclatura de óxidos

Óxidos básicos

Son aquellos que, al reaccionar con agua, originan un hidróxido. Están formados por la combinación de un *metal* con oxígeno.

Su fórmula general es M_xO_y

- M=símbolo del Metal
- O= Oxígeno
- x= n° de oxidación del metal

Se suele recomendar utilizar la *nomenclatura de Stock* para nombrarlos, pero en el caso del Hierro o el Cobre, entre otros, se sigue utilizando la *clásica*.

n de oxidación	fórmula	Stock	atomicidad	clásica
1	Na ₂ O	Óxido de sodio	monóxido de disodio	óxido de sódico
2	CaO	Óxido de calcio	monóxido de calcio	óxido cálcico
	FeO	Óxido de hierro (II)	monóxido de hierro	óxido ferroso
3	Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro (III)	trióxido de dihierro	Óxido férrico
4	PbO ₂	Óxido de plomo (IV)	dióxido de plomo	Óxido plumbico

Óxidos ácidos

Son aquellos que, al reaccionar con agua, originan un oxoácido. Están formados por la combinación de un *no metal* con oxígeno.

En este caso se escribe primero el no metal (excepto si se trata de F) y después el oxígeno. Su fórmula general es N_xO_y

- N=símbolo del No metal
- O= Oxígeno
- x= n° de oxidación del no metal

Se recomienda utilizar la nomenclatura por *atomicidad*.

n oxidación	Fórmula	Stock	Atomicidad	Clásica
1	OF ₂	Óxido de flúor	Monóxido de diflúor	Óxido hipofluoroso
	Cl ₂ O	Óxido de cloro (I)	monóxido de dicloro	Óxido hipocloroso
2	CO	Óxido de carbono (II)	monóxido de carbono	Óxido carbonoso
3	I ₂ O ₃	Óxido de yodo (III)	trióxido de diyodo	Óxido yodoso
4	SeO ₂	Óxido de selenio (IV)	dióxido de selenio	Óxido selenioso
6	SO ₃	Óxido de azufre (VI)	trióxido de azufre	Óxido sulfúrico
7	I ₂ O ₇	Óxido de yodo (VII)	heptóxido de diyodo	Óxido peryódico

Caso especial de los óxidos de nitrógeno:

El nitrógeno, con valencias +1, +2 y +4, forma los siguientes óxidos:

N₂O Óxido nitroso

NO Óxido nítrico

NO₂ Dióxido de nitrógeno

N₂O₄ Tetraóxido de dinitrógeno (no se simplifica)

Trabajo práctico N° 8

1. Formular los siguientes óxidos y determinar si son metálicos o no metálicos.

- Óxido de titanio (IV)
- Óxido de potasio
- Dióxido de bromo
- Óxido de cromo(III)
- Pentaóxido de diarsénico
- Dióxido de carbono
- Óxido de plata
- Óxido de níquel(II)

2. Nombrar las siguientes fórmulas con *numeral de Stock* o *atomicidad*

- TeO₃
- Fe₂O₃
- MnO
- MgO
- Ag₂O
- P₂O₃
- I₂O₅
- SO₃

Hidruros

Son sustancias formadas por hidrógeno y otro elemento, se los divide en Metálicos y No metálicos

- *Metálicos*

Están formados por hidrógeno (actúa con n° de oxidación -1) y un metal, su fórmula general es **MH_x**

donde M es el metal, H del hidrógeno y la x el n° de oxidación del Metal. Se recomienda utilizar la nomenclatura de Stock, básicamente se denominan *hidruro de [metal]*

<i>Fórmula</i>	<i>Stock</i>	<i>Atomicidad</i>	<i>clásica</i>
NaH	Hidruro de sodio	<i>monohidruro de sodio</i>	<i>hidruro de sodio</i>
FeH ₂	<i>Hidruro de hierro (II)</i>	<i>dihidruro de hierro</i>	<i>hidruro ferroso</i>
AuH ₃	<i>Hidruro de oro (III)</i>	<i>trihidruro de oro</i>	<i>hidruro aurico</i>

- *No metálicos*

Se formulan escribiendo primero el símbolo del hidrógeno y después el del elemento. El hidrógeno actúa con su n° de oxidación (+1) y el *no metal* con el más bajo que posea, con lo cual sólo hay un hidruro por cada no metal. Su fórmula general suele ser H_xN , donde N es el no metal, pero suele haber algunas excepciones. Se nombran colocando *-uro* a la raíz del elemento "*de hidrógeno*" ej:

HF fluoruro de hidrógeno

H_2S Sulfuro de hidrógeno

En algunos casos presentan nombres tradicionales aceptados por convención, por ej:

H_2O Agua

NH_3 Amoníaco

Trabajo práctico N° 9

1. Nombra los siguientes hidruros ya sean metálicos o no metálicos.

KH

AuH

HI

CrH_3

H_2Se

2. Investiga qué son los hidrácidos

Sales binarias

Para nombrar se siguen las mismas reglas que para los óxidos o los hidruros metálicos, pero se antepone al nombre del elemento no metálico con terminación *-uro*. Veamos algunos ejemplos

Fórmula	Stock	Atomicidad	Clásica
$FeCl_2$	cloruro de hierro (II)	Dicloruro de hierro	Cloruro ferroso
$FeCl_3$	cloruro de hierro (III)	Tricloruro de hierro	Cloruro Férrico
$CuBr$	Bromuro de cobre (I)	monobromuro de cobre	Bromuro cuproso
$CuBr_2$	Bromuro de cobre (II)	dibromuro de cobre	Bromuro cúprico

Trabajo práctico N° 10

Escribe la fórmula de las siguientes sales e investiga su uso:

- Cloruro de sodio
- Sulfuro de cobre (I)
- Fluoruro de litio
- Cloruro de magnesio

Compuestos Ternarios

<https://youtu.be/8ibXR5ulGzY>

Los compuestos inorgánicos Ternarios más importantes son los oxoácidos, los hidróxidos (conocidos también como bases o álcalis) y las oxosales

Oxoácidos

Un oxácido u oxoácido es un ácido ternario compuesto de hidrógeno, oxígeno y un elemento no metálico que constituye el llamado átomo central.

Los oxácidos presentan una vasta cantidad de usos, los cuales resultan difíciles de describir en forma general. Su aplicación dependerá enormemente del átomo central y del número de oxígenos.

Pueden servir desde compuestos para síntesis de materiales, fertilizantes y explosivos, hasta para fines analíticos o producción de bebidas gaseosas

Ejemplos:

- H_2SO_4 Ácido Sulfúrico
- HNO_2 Ácido Nitroso

Hidróxido

Un hidróxido es la combinación entre un ión metálico de carga positiva y un ión de hidroxilo con carga negativa. De esta forma, los hidróxidos acaban estando compuestos por un elemento metálico, una molécula de hidrógeno y otra de oxígeno.

Los hidróxidos tienen la capacidad de reaccionar con los ácidos y liberar energía.

Algunos ejemplos son:

- NaOH Hidróxido de sodio
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ Hidróxido de aluminio

Oxosales

Las sales oxigenadas son sustancias formadas por un elemento metálico, uno no metálico y oxígeno. Se las clasifica como iónicas. Muchas de ellas, como el mármol, son insolubles o poco solubles en agua. Otras, como el sulfato cúprico(usado como fungicida), son solubles.

Ejemplos:

- CuSO_4 Sulfato cúprico
- CaCO_3 Carbonato de calcio

Trabajo práctico N° 11

- Investiga la utilización de las sustancias nombradas en los ejemplos.