

EL ENLACE QUÍMICO.

1. INTRODUCCIÓN.

Tras estudiar la estructura atómica de la materia, surgen ciertas preguntas que las teorías atómicas no responden:

- ¿Si sólo existe un número reducido de elementos químicos, por qué existen muchísimas más sustancias diferentes?
- ¿Por qué el hidrógeno se une con el oxígeno para formar moléculas de agua (H_2O)?
- ¿Por qué el oxígeno que respiramos es una sustancia formada por moléculas constituidas por dos átomos de oxígeno? ¿por qué responde a la fórmula O_2 y no a la fórmula O ?

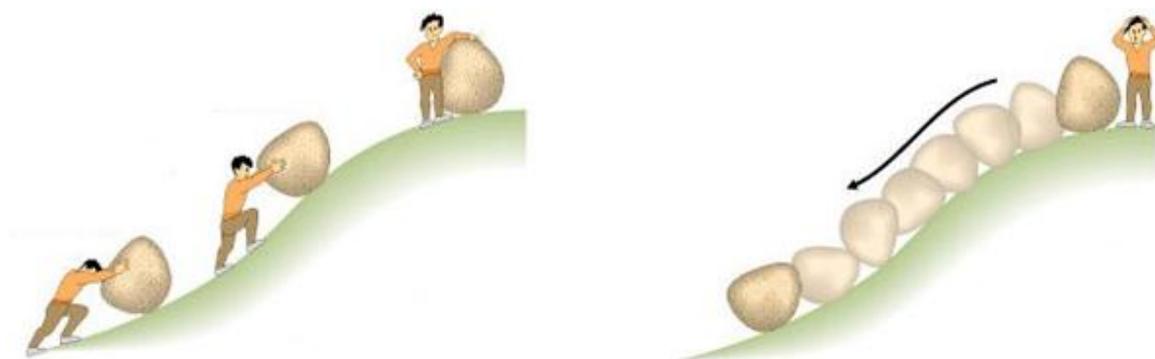
De estas cuestiones parece deducirse que los átomos no suelen encontrarse en la naturaleza de forma aislada, sino que tienden a asociarse entre sí. Ya en el tema anterior se estudió que, salvo en el caso de los gases nobles, los átomos no aparecen de forma solitaria, sino combinados con otros átomos (iguales o distintos).

Para explicar la tendencia que presentan los átomos a combinarse unos con otros surge la teoría del **enlace atómico**.

2. AGRUPACIONES DE ÁTOMOS.

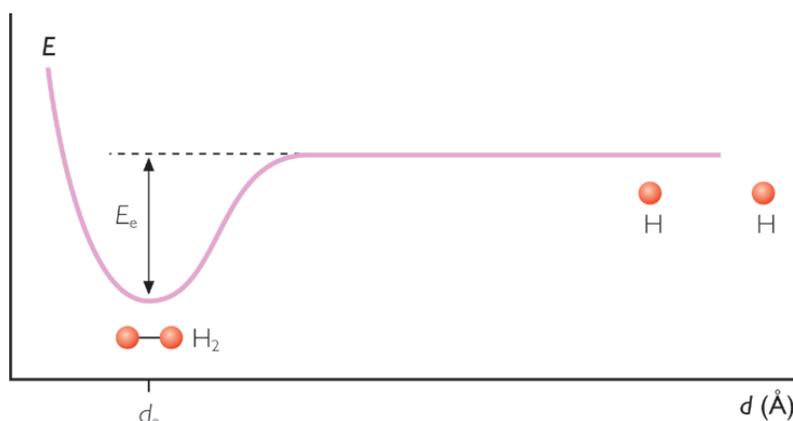
¿Por qué se agrupan los átomos entre sí?

En la naturaleza, los cuerpos ordinarios presentan una fuerte tendencia a alcanzar situaciones de **mínima energía**, porque ello implica una **mayor estabilidad**.



Un cuerpo a determinada altura posee cierta energía potencial gravitatoria. Tal cuerpo tenderá a llegar espontáneamente a una posición a menor altura, ya que supone tener menor energía, y adquirir mayor estabilidad.

Este comportamiento también se puede generalizar a los átomos. Los átomos se unen porque ello les permite pasar a una situación de **menor energía**, lo cual supone también **mayor estabilidad**.

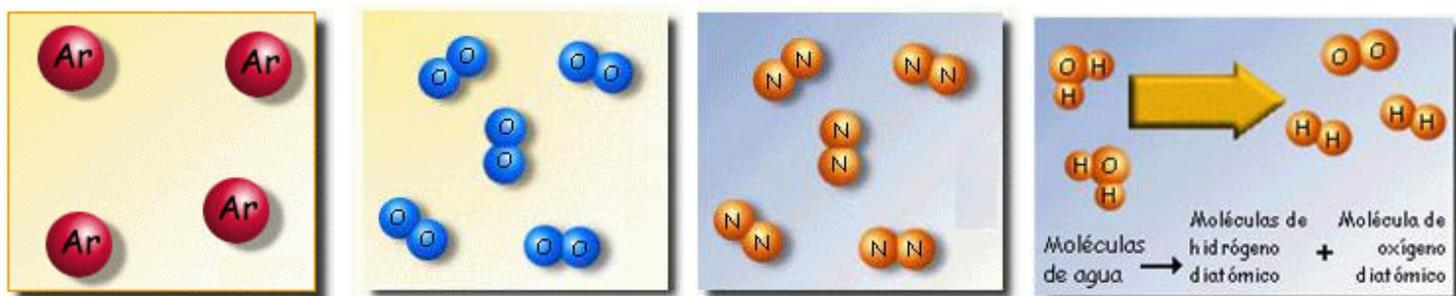


A mayor distancia entre átomos, mayor energía presentan y menor estabilidad. Cuando dos átomos se unen entre sí, su energía disminuye notablemente, y son más estables.

Los únicos átomos que se encuentran en la naturaleza de forma aislada son los de los gases nobles. Esto ocurre porque tales átomos se caracterizan por tener todos sus niveles y subniveles energéticos completamente llenos de electrones, situación que es energéticamente muy estable. Por tanto, **la estabilidad de los gases nobles se atribuye a la estructura electrónica de su última capa**, que queda **completamente llena con ocho electrones** (regla del octeto).

El octeto, es decir, ocho electrones en la capa de valencia, es la disposición electrónica más estable energéticamente. Dicha estructura electrónica sólo la presentan por sí mismos los gases nobles. Esto explica porqué los gases nobles son los únicos elementos cuyos átomos son estables sin combinarse con otros átomos.

El resto de los elementos no presentan 8 electrones en su capa de valencia, por lo que tratan de adquirir la estructura electrónica del gas noble más próximo a ellos, debido a su gran estabilidad. Para conseguirlo, **necesitan asociarse con otros átomos**, con objeto de ganar, ceder o compartir electrones, **hasta conseguir el octeto en la capa de valencia**. Es por ello que el resto de átomos no se encuentran en la naturaleza de forma aislada, sino que tienden a agruparse entre sí.



Los gases nobles son las únicas sustancias cuyos átomos aparecen de forma aislada en la naturaleza. Sin embargo, el resto de sustancias están formadas por agrupaciones de átomos. Por ejemplo, el oxígeno que respiramos es una sustancia formada por moléculas de dos átomos de oxígeno, respondiendo a la fórmula O_2 y no a O . Igual ocurre con el nitrógeno gaseoso. Análogamente, el agua es una sustancia formada por la unión de átomos de oxígeno e hidrógeno.

Nota: queda fuera de la regla del octeto el helio (He), gas noble que pertenece al primer período y es estable con sólo dos electrones de valencia. El hidrógeno tiene un electrón de valencia, y sólo le hace falta un electrón para adquirir la configuración electrónica estable del helio.

Cuestiones “Agrupaciones de átomos”.

1) Explica, con tus propias palabras, por qué los gases nobles son los únicos elementos que presentan sus átomos aislados.

2) ¿Por qué casi todos los átomos de los elementos químicos tienden a asociarse unos con otros?

3) Responde a las siguientes preguntas:

- ¿A qué grupo pertenece el Cloro (Cl)?
- ¿Cuántos electrones presenta en su capa de valencia?
- ¿Se trata de un elemento con átomos energéticamente estables? ¿por qué?
- ¿Qué debe hacer para alcanzar la estabilidad energética?
- ¿Con qué elemento(s) crees que podría asociarse para alcanzar la estabilidad?

4) Responde a las siguientes preguntas:

- ¿A qué grupo pertenece el Calcio (Ca)?
- ¿Cuántos electrones presenta en su capa de valencia?
- ¿Se trata de un elemento con átomos energéticamente estables? ¿por qué?
- ¿Qué debe hacer para alcanzar la estabilidad energética?
- ¿Con qué elemento(s) crees que podría asociarse para alcanzar la estabilidad?

5) Responde a las siguientes preguntas:

- ¿A qué grupo pertenece el Hidrógeno (H)?
- ¿Cuántos electrones presenta en su capa de valencia?

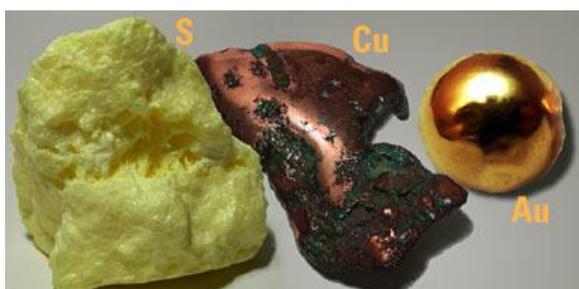
- c) ¿Se trata de un elemento con átomos energéticamente estables? ¿por qué?
- d) ¿Qué debe hacer para alcanzar la estabilidad energética?
- e) ¿Con qué elemento(s) crees que podría asociarse para alcanzar la estabilidad?

3. ÁTOMOS, IONES, MOLÉCULAS, Y CRISTALES.

Repaso: elementos y compuestos.

Un **elemento** es una sustancia pura que **no se puede separar en otras sustancias puras más simples**. Cada elemento químico **está constituido por átomos idénticos**, con las mismas propiedades químicas. Estos átomos idénticos pueden presentarse aislados (sólo en los gases nobles) o combinados (resto de elementos).

Un **compuesto** es una sustancia pura que aún **se puede separar en otras más simples** (los elementos químicos que la conforman), mediante métodos químicos (reacciones químicas). Los compuestos están **formados por la unión de átomos de diferentes elementos**. Por ejemplo, el agua es un compuesto formado por la unión de oxígeno e hidrógeno, y se puede separar en sus elementos constituyentes mediante el proceso de electrólisis.



Elementos: azufre (S), cobre (Cu) y oro (Au).



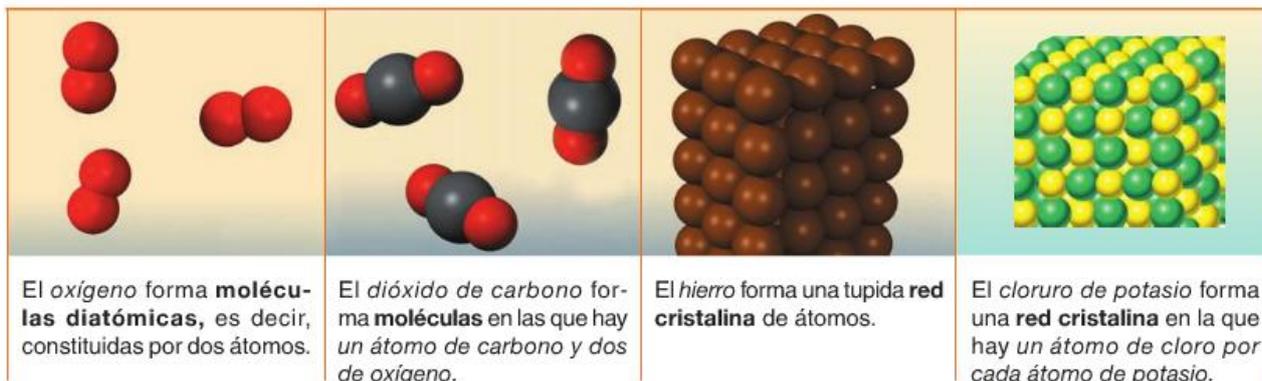
Compuestos: agua (H₂O), sal (NaCl) y pirita (FeS₂)

Átomos.

Según las teorías atomistas, los átomos son las partículas básicas constitutivas de la materia.

Sin embargo, y a excepción de los gases nobles, la materia **no se presenta en forma de átomos aislados**. Los átomos **tienen a combinarse** para buscar una mayor estabilidad energética, dando lugar a **dos tipos básicos de agrupaciones: moléculas o cristales**. Las moléculas y cristales formados por átomos idénticos forman los elementos, mientras que moléculas y cristales formados de átomos diferentes dan lugar a los compuestos.

Las **moléculas están constituidas por un número determinado y pequeño de átomos**, mientras que los **cristales están formados por un número indeterminado de átomos, iones o moléculas que se disponen en estructuras geométricas ordenadas**.



El *oxígeno* forma **moléculas diatómicas**, es decir, constituidas por dos átomos.

El *dióxido de carbono* forma **moléculas** en las que hay *un átomo de carbono y dos de oxígeno*.

El *hierro* forma una **tupida red cristalina** de átomos.

El *cloruro de potasio* forma una **red cristalina** en la que hay *un átomo de cloro por cada átomo de potasio*.

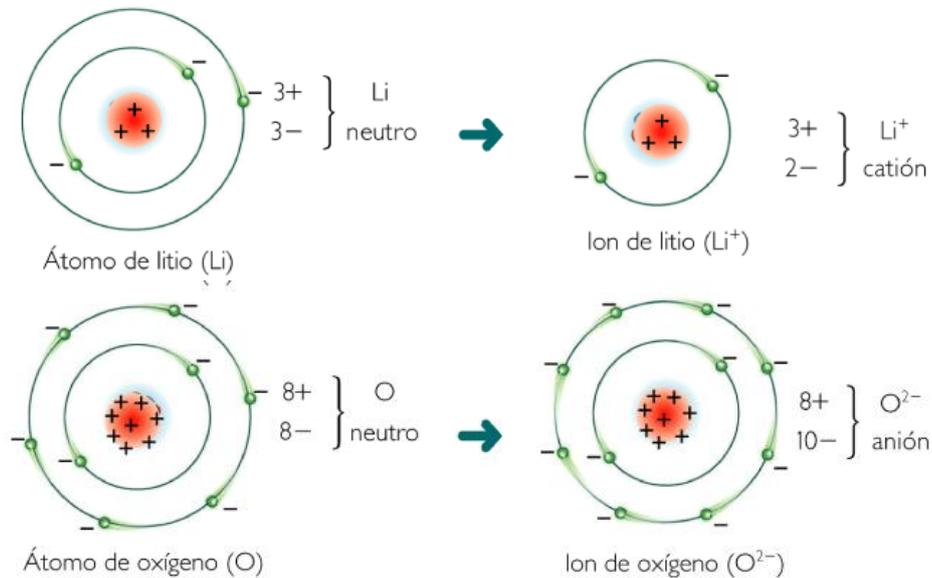
➔ Las **moléculas de elementos** están formadas por dos o más átomos de un mismo elemento. Las **moléculas de compuestos** están formadas por dos o más átomos de diferentes elementos.

➔ Las **redes cristalinas** de elementos y de compuestos están formadas por un número indeterminado de partículas elementales que se disponen constituyendo una estructura geométricamente ordenada.

Iones.

En condiciones normales, los átomos son neutros porque tienen el mismo número de protones (carga +) y de electrones (carga -), y la suma de sus cargas es cero. Sin embargo, **los átomos pueden ganar o perder electrones**, de forma que adquieren una carga equivalente no nula. Los átomos cargados se denominan **iones**.

- Si un átomo gana electrones, se carga negativamente, transformándose en un ion negativo o anión.
- Cuando un átomo pierde electrones, adquiere carga positiva, y se llama ion positivo o catión.



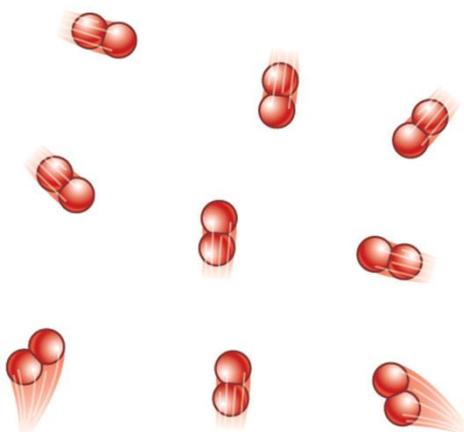
Moléculas.

Una molécula está constituida por la **unión de un número determinado de átomos**, generalmente pequeño. Se representan mediante fórmulas que indican el número y el tipo de átomos que intervienen. Por ejemplo, el agua se formula como H_2O , indicando que la molécula se compone de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

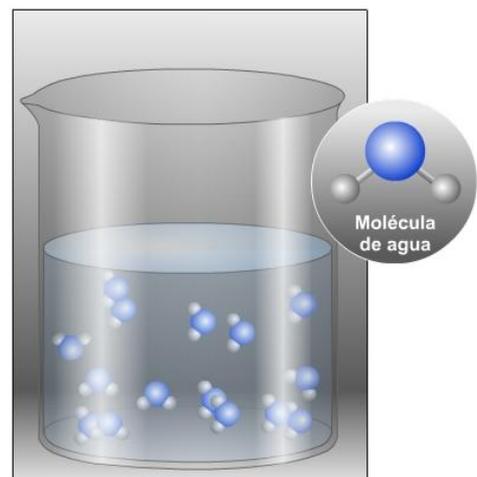
Prácticamente todas las sustancias que en condiciones normales **son gases o líquidos** están constituidas por moléculas. Ello es debido a que las fuerzas de cohesión entre las moléculas que conforman la sustancia son muy débiles o nulas.

Dependiendo del tipo de átomos que las formen pueden ser:

- **Moléculas de elementos:** formadas por átomos iguales (por ejemplo: O_2 , Cl_2 , N_2 , O_3 , S_8 , etc.).
- **Moléculas de compuestos:** formadas por átomos diferentes (ejemplos: H_2O , CO_2 , SO_3)



El oxígeno gaseoso es un elemento cuyas moléculas están formadas por dos átomos de oxígeno.



El agua es un compuesto líquido compuesto por moléculas formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

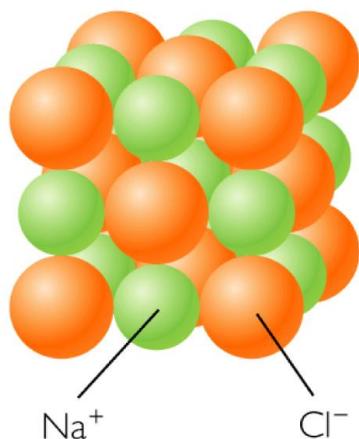
Cristales.

Un cristal está formado por un número variable (generalmente grande) de **átomos, iones o moléculas que se disponen en estructura geométrica ordenada**, que se repite en las tres direcciones del espacio.

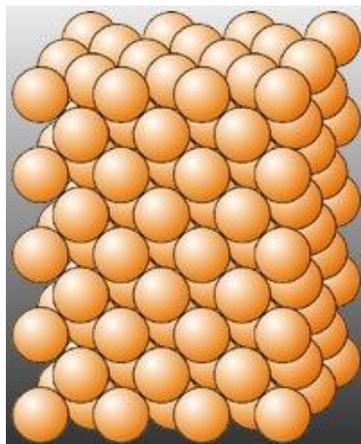
La práctica totalidad de las sustancias que forman cristales son **sólidas**, ya que las fuerzas de cohesión entre las partículas que forman los cristales son muy fuertes. De hecho, los sólidos verdaderos son todos cristales.

Dependiendo del tipo de átomos que las formen pueden ser:

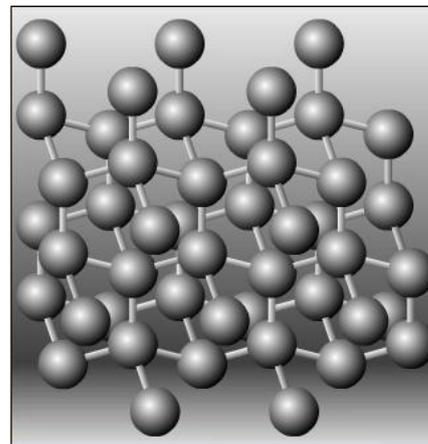
- **Cristales de elementos:** formados por átomos iguales (ejemplos: níquel metal, grafito, etc.).
- **Cristales de compuestos:** formados por átomos distintos (por ejemplo: cloruro de potasio, cloruro de sodio, etc.). En los compuestos químicos que forman redes cristalinas, la proporción en la que se encuentran los distintos átomos se mantiene constante.



Cristal del compuesto cloruro de sodio (NaCl), formado por iones Na^+ y Cl^-



Cristal del elemento químico cobre (metal), formada por iones positivos de cobre Cu^{2+} .



Cristal de grafito, formado por átomos de carbono.

Actividades “Átomos, iones, moléculas y cristales”.

6) Completa el siguiente párrafo con los conceptos adecuados:

“Los átomos se combinan formando dos estructuras básicas: _____ y _____.
Las _____ están constituidas por un número determinado de _____, generalmente pequeño.
Los _____ están formados por un gran número de _____, _____, o _____, dispuestos ordenadamente en el espacio.
Ambas estructuras son las unidades constitutivas básicas de elementos y compuestos. Si los átomos son _____ se da lugar a los elementos, y si son _____ se crean compuestos.”

7) Una agrupación de átomos está formada por millones de átomos iguales ordenados regularmente en el espacio. Indica si se trata de una molécula o un cristal, y si corresponde a un elemento o un compuesto.

8) Una agrupación estable de átomos está formada por tres átomos, dos de oxígeno y uno de azufre. . Indica si se trata de una molécula o un cristal, y si corresponde a un elemento o un compuesto.

9) Indica si las siguientes sustancias son moleculares o cristalinas. Igualmente, di si se trata de elementos o compuestos:

Sal común (NaCl), oxígeno gaseoso (O_2), grafito, agua (H_2O), cuarzo (SiO_2), cobre, gas nitrógeno, mineral fluorita (CaF_2), dióxido de carbono (CO_2), alcohol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), diamante, plata.

4. ENLACE QUÍMICO (ENLACE ATÓMICO).

Como ya se ha estudiado, **los gases nobles están constituidos por átomos individuales**, ya que son energéticamente muy estables. La estabilidad de los átomos de los gases nobles se atribuye a su estructura electrónica (todos tienen 8 electrones en su último nivel).

Sin embargo, **el resto sustancias que se encuentran en la naturaleza están formadas por átomos unidos**. En los elementos y compuestos, los átomos siempre aparecen asociados entre sí, en forma de moléculas o cristales. **La razón** por la que los átomos se unen **se encuentra en la mayor estabilidad energética que se adquiere al asociarse**, alcanzando una configuración electrónica de gas noble (8 electrones de valencia). Por ello se usa la regla del octeto para predecir si determinados átomos tenderán a combinarse o no.

Nota: La regla del octeto es una regla práctica aproximada que presenta numerosas excepciones. Sin embargo, es muy útil para predecir el comportamiento de la mayoría de sustancias.

Ejemplo: el átomo de oxígeno nunca se presentará aislado, sino asociado a otros átomos. De hecho, el oxígeno del aire se halla formando una molécula formada por dos átomos de oxígeno (O_2). También existe como molécula de tres átomos de oxígeno (O_3 , ozono). Además, el oxígeno también aparece combinado con otros átomos distintos, formando compuestos (H_2O (agua), H_2SO_4 (ácido sulfúrico), SiO_2 (cuarzo), etc.).

Los enlaces químicos son las intensas fuerzas que mantienen las uniones entre átomos que constituyen las moléculas y cristales, y que dan lugar a los diferentes elementos y compuestos. La razón por la que se establecen enlaces químicos entre átomos es originar una estructura más estable que cuando están separados, ya que se tiende a completar 8 electrones en la capa de valencia.

Para lograr ese estado ideal, los átomos suelen asociarse mediante alguno de los **tres tipos de enlace químico** existente:

- 1) **Enlace iónico:** consiste en ceder o captar electrones.
- 2) **Enlace covalente:** basado en compartir electrones con otro átomo.
- 3) **Enlace metálico:** poner los electrones en común junto con otros muchos átomos.

De hecho, **las propiedades de las sustancias** formadas por enlace químico **dependen en gran medida del tipo de enlace que une sus átomos**.



En el enlace químico solo intervienen los electrones de la capa de valencia, quedando inalterados el núcleo y los electrones situados en el resto de capas más internas. Por ello se dice que las propiedades químicas de los átomos de los diferentes elementos residen en los electrones de valencia.

Cuando dos átomos se unen formando un enlace químico, desprenden una energía llamada *energía de enlace*. Esto es de gran importancia, ya que la liberación de esa energía de enlace es la una de las fuentes de energía más utilizadas en el planeta (energía química).

4.1.- ENLACE IÓNICO.

Este enlace se produce cuando **átomos de elementos metálicos** (especialmente los situados más a la izquierda en la tabla periódica, períodos 1, 2 y 3) **combinan con átomos de elementos no metálicos** (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica, especialmente los períodos 16 y 17).

En el enlace iónico, **los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos y negativos**, respectivamente. Al formarse iones de carga opuesta, éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico. A tales fuerzas eléctricas se les llama enlaces iónicos.

Es importante destacar que **los iones** que se forman con este enlace **no producen moléculas aisladas sino que se agrupan de forma ordenada en redes cristalinas** (cristales), donde el número de cargas positivas es igual al de cargas negativas, dando lugar a un compuesto neutro.

Ejemplo:

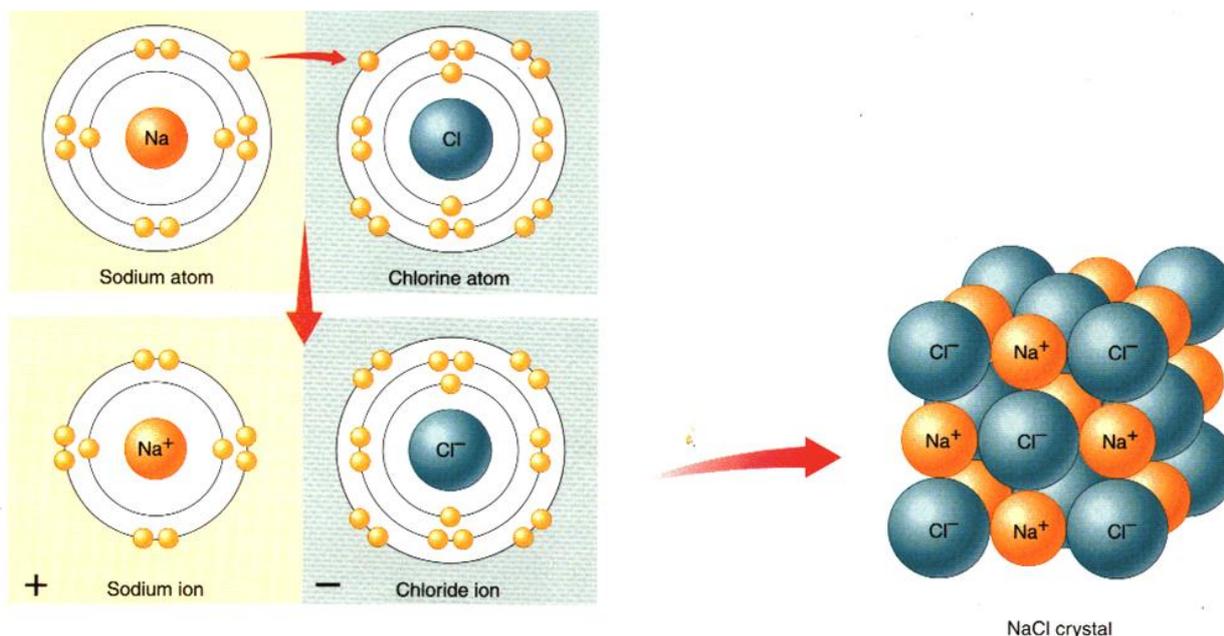
La sal común (NaCl) se forma por combinación de átomos del gas cloro (Cl) con átomos del metal sodio (Na).

El átomo de sodio (su configuración electrónica es 2,8,1), tiene en su última capa ___ electrones, y la capa anterior está formada por el octeto. Por tanto, tiene tendencia a _____ un electrón para adquirir la estructura electrónica de gas noble, formando el ion Na^+ .

El átomo de cloro (su configuración electrónica es 2,8,7), tiene en su última capa ___ electrones. Por tanto, para adquirir la estructura electrónica de gas noble, tiene tendencia a _____ un electrón formando el ion Cl^- .

Al reaccionar ambos átomos, se forman iones de carga opuesta que se atraen fuertemente. La atracción electrostática que los une constituye el _____.

Se forma así el compuesto NaCl, o sal común. En realidad, reaccionan muchos átomos de sodio con muchos átomos de cloro, formándose muchos iones de cargas opuestas que interaccionan entre sí. Este conjunto ordenado de iones constituye la red cristalina de la sal común.



SUSTANCIAS IÓNICAS Y SUS PROPIEDADES.

La sal común (NaCl), minerales como la fluorita (CaF₂), o los óxidos de los metales, son ejemplos de sustancias iónicas.



Sal común (NaCl)



Fluorita (CaF₂)



Óxido de cobre (Cu₂O)

Las sustancias que se forman por enlace iónico no son moleculares, sino **crystalinas**.

Son **sólidos** a temperatura ambiente, debido a que la fuerte atracción existente entre iones de signo contrario hace que las posiciones de los iones sean fijas, y haya poca movilidad de las partículas.

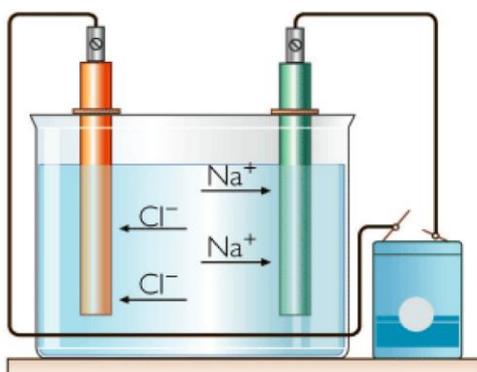
Presenten **altos puntos de fusión y ebullición**, debido a que se requiere mucha energía para romper las intensas fuerzas de enlace iónico.

Son duros, entendiéndose por dureza como la oposición que ofrece un material a ser rayado. El rayado supone la ruptura de enlaces por procedimiento mecánico, lo cual resulta difícil debido a la estabilidad de la estructura cristalina.

Son quebradizos: se fracturan al golpearlos, formando cristales de menor tamaño. Al golpear el cristal se desplazan los iones, quedando enfrentados los de igual carga, que se repelen.

Muchos compuestos iónicos, pero no todos, son **solubles en agua**.

Los sólidos iónicos **no conducen la electricidad**, puesto que los iones tienen posiciones fijas. Sin embargo, **llegan a ser buenos conductores cuando están disueltos en agua** (electrolitos) o **fundidos**, ya que entonces los iones son libres para moverse por el líquido pudiendo conducir la corriente eléctrica.



Corriente eléctrica en un electrolito de NaCl

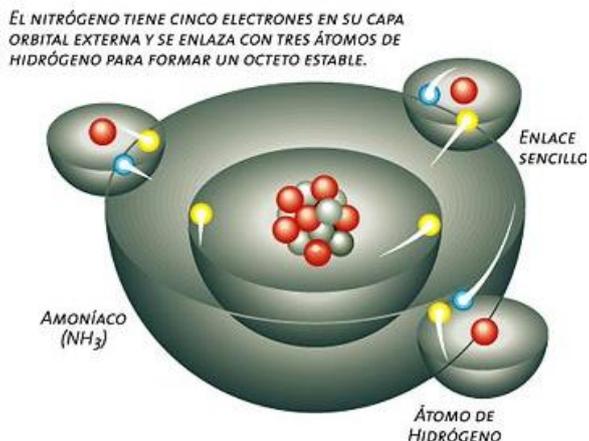
4.2.- ENLACE COVALENTE.

Los enlaces covalentes son las fuerzas que mantienen unidos los **átomos no metálicos entre sí** (enlaces entre elementos situados a la derecha en la tabla periódica: C, O, F, Cl, etc.).

Los átomos no metálicos tienen muchos electrones en su nivel más externo (electrones de valencia) y presentan tendencia a ganar electrones más que a cederlos, para adquirir la estabilidad de la estructura

electrónica de gas noble. Por ello, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar enlaces iónicos.

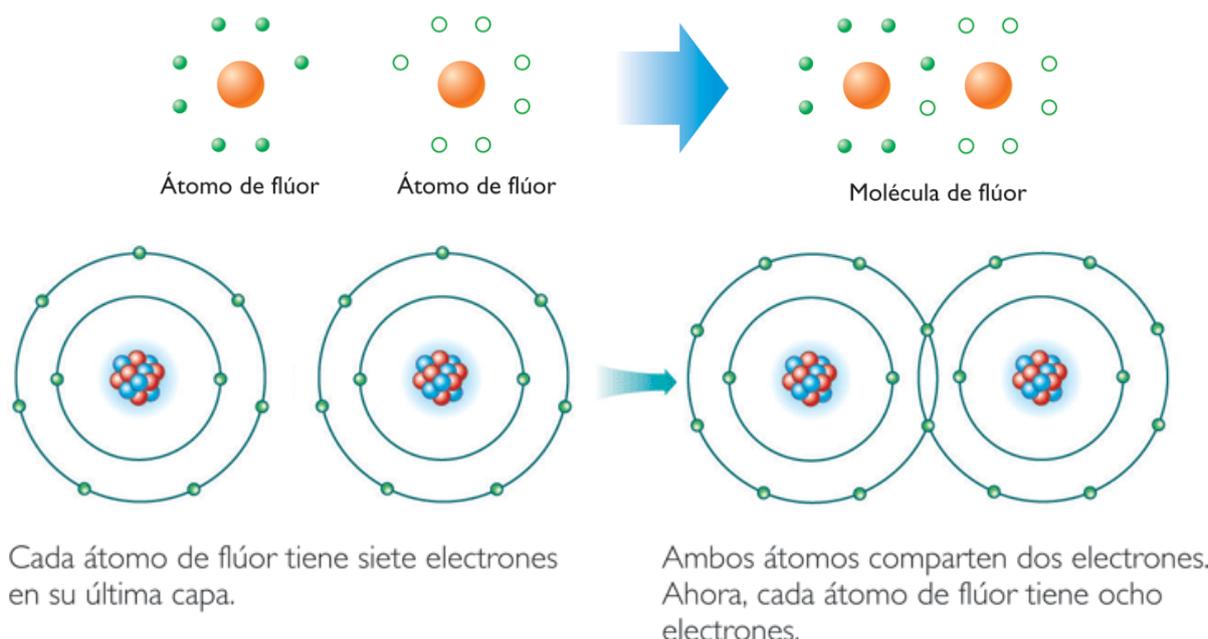
Los enlaces entre átomos no metálicos se forman **compartiendo electrones** entre los átomos que intervienen en el enlace. Los electrones compartidos son comunes a los átomos, y los mantienen unidos de manera que todos ellos adquieren una estructura electrónica estable de gas noble.



Ejemplo: Formación de la molécula de flúor (F₂).

El átomo de flúor (cuya configuración electrónica es 2,7), tiene en su última capa ____ electrones. Por tanto, para adquirir la estructura electrónica de gas noble, tiene tendencia a _____ un electrón, consiguiendo una configuración electrónica estable.

Al encontrarse dos átomos de flúor, lo que ocurre es que _____ un par de electrones, de manera que cada átomo adquiere en su nivel externo 6 electrones no compartidos y 2 electrones compartidos. El par de electrones compartidos constituye el _____.



Ejemplo 2: Formación de la molécula de hidrógeno (H₂).

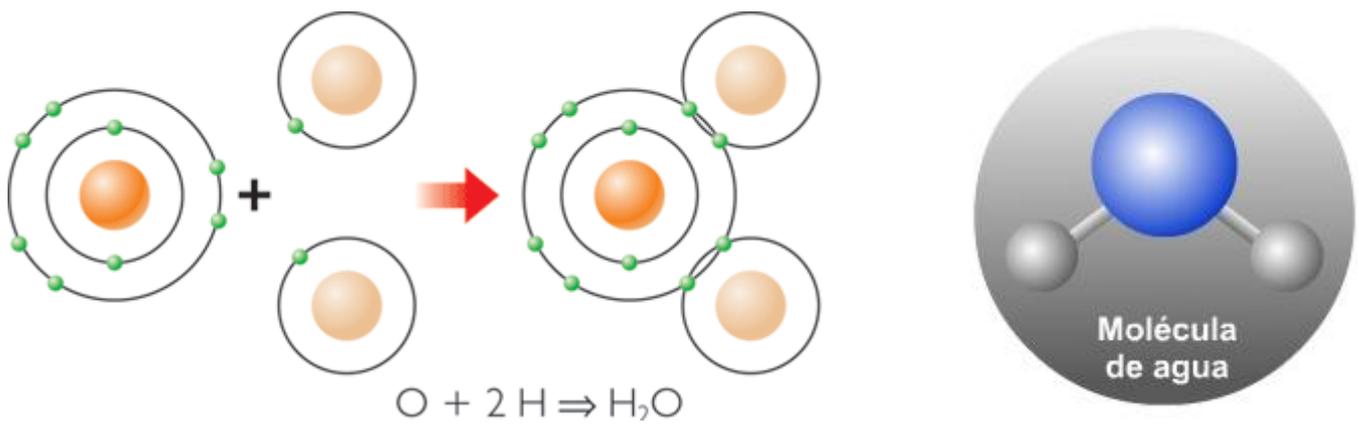
El hidrógeno tiene ____ electrones en su última capa. Cuando combinan dos átomos de hidrógeno, se forma un enlace covalente especial: el enlace de *puede de hidrógeno*.

Ambos átomos de hidrógeno comparten ____ electrones, logrando la estructura electrónica estable correspondiente al helio (dos electrones en la capa de valencia).



Ejemplo 3: Formación de la molécula de agua (H_2O).

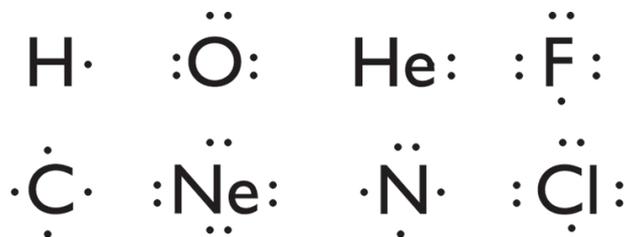
El átomo de oxígeno tiene configuración electrónica (2,6), y tiene ___ electrones de valencia. Los átomos de hidrógeno presentan configuración electrónica (1), teniendo ___ electrones de valencia. Al combinarse un átomo de oxígeno con dos átomos de hidrógeno, el oxígeno adquiere en su nivel externo ___ electrones no compartidos y ___ electrones compartidos (8 electrones de valencia), mientras que ambos átomos de hidrógeno adquieren ___ electrones compartidos cada uno (2 electrones de valencia, configuración estable del helio).



DIAGRAMAS DE LEWIS.

Para representar las moléculas resultantes de la unión mediante enlace covalente se suele emplear la notación de Lewis. En ella, **cada átomo se representa por su símbolo rodeado por sus electrones de valencia**, agrupados en cuatro parejas. Cada electrón sin pareja se comparte con otro átomo hasta que se consigue que todos los átomos adquieran la configuración de gas noble.

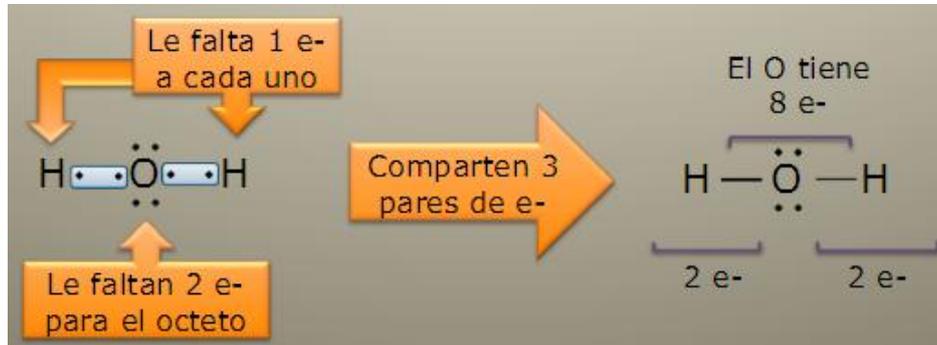
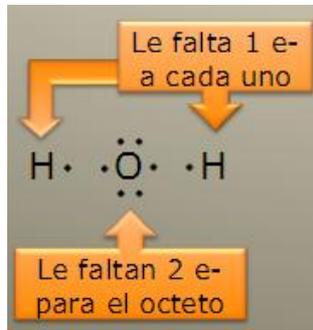
De esta manera es fácil visualizar cómo los átomos enlazados adquieren la estructura de gas noble (8 ó 2 electrones de valencia), así como los electrones que comparten para alcanzar dicha estructura.



Ejemplos de átomos representados con notación de Lewis.

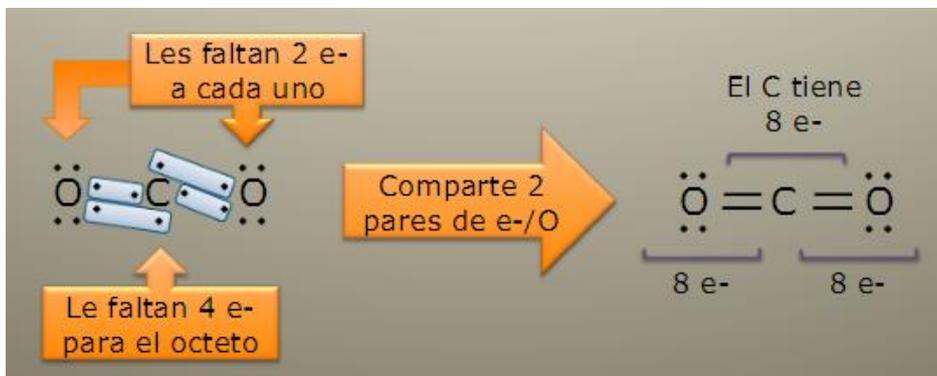
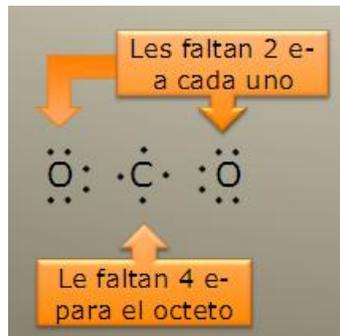
Utilizando los diagramas de Lewis, la molécula de H_2 se representa como $\text{H} : \text{H}$ o también $\text{H} - \text{H}$, donde ($:$) representa el par de electrones de enlace, que también puede ser representado por un pequeño trazo rectilíneo ($-$).

Las moléculas covalentes formadas por átomos diferentes se representan de la misma forma que las formadas por átomos iguales. Véase el ejemplo de la molécula de agua:



Ejemplo: formación de la molécula de CO₂ y representación mediante diagramas de Lewis.

El carbono tiene 4 electrones de valencia, le faltan otros 4 electrones para alcanzar el octeto. Los átomos de oxígeno presentan 6 electrones de valencia, necesitando otros dos electrones para alcanzar la estabilidad. Ello supone que el carbono formará 2 enlaces con cada átomo de oxígeno, dando lugar a la molécula covalente de CO₂.



<http://www.slideshare.net/nuriafg/diagramas-de-lewis-2974780>

SUSTANCIAS COVALENTES Y SUS PROPIEDADES.

Los enlaces covalentes **pueden formar tanto sustancias moleculares como sustancias cristalinas.**

a) Sustancias covalentes MOLECULARES.

Algunos ejemplos de sustancias covalentes moleculares son el agua (H₂O), el nitrógeno gaseoso (N₂), oxígeno gaseoso (O₂), el dióxido de carbono (CO₂), etc.

Las sustancias covalentes moleculares son **gases y líquidos** a temperatura ambiente. Estas sustancias están hechas de moléculas discretas formadas por un número limitado y reducido de átomos unidos entre sí por las intensas fuerzas del enlace covalente. Sin embargo, las fuerzas de cohesión entre las moléculas son muy débiles o nulas, lo que explica que las sustancias covalentes moleculares presenten estados gaseoso o líquido.

La debilidad de las fuerzas de atracción entre las moléculas que componen estas sustancias hace que se necesite poca energía para separarlas, por lo que fundir o hacer hervir estas sustancias es relativamente sencillo. Por estas razones, presentan **bajos puntos de fusión y de ebullición**.

No conducen la electricidad, dado que los electrones del enlace están fuertemente localizados y atraídos por los dos núcleos de los átomos que los comparten.

b) Sustancias covalentes CRISTALINAS.

Algunas sustancias cristalinas covalentes son el diamante (C - C), el grafito (C - C), el cuarzo (SiO_2), el carburo de silicio (SiC), etc. Por ejemplo, en el diamante cada átomo de carbono se une con otros cuatro, formando una red cristalina covalente.

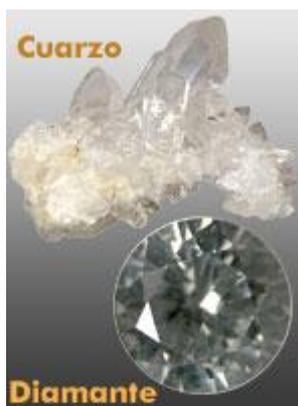
Los cristales covalentes son **sólidos** a temperatura ambiente, presentan una **gran dureza** (mayor que la de los cristales iónicos), y tienen **puntos de fusión muy altos**. Esto se debe a que el enlace covalente entre los átomos que conforman el cristal es muy fuerte, por lo que se necesita mucha energía para romper la red cristalina.

Son **insolubles** en todos los disolventes comunes. Para que se disuelvan, han que romperse los enlaces covalentes de todo el sólido, lo cual es muy complicado.

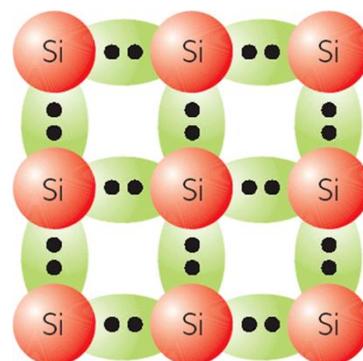
Son **malos conductores de la electricidad** (salvo el grafito). En la mayoría de las sustancias de red covalente no hay electrones móviles que puedan transportar una corriente.



Sustancias covalentes moleculares



Sustancias covalentes cristalinas

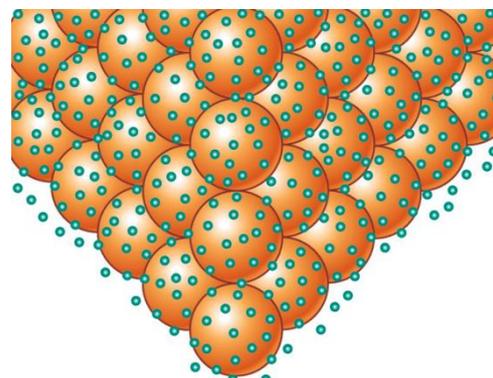


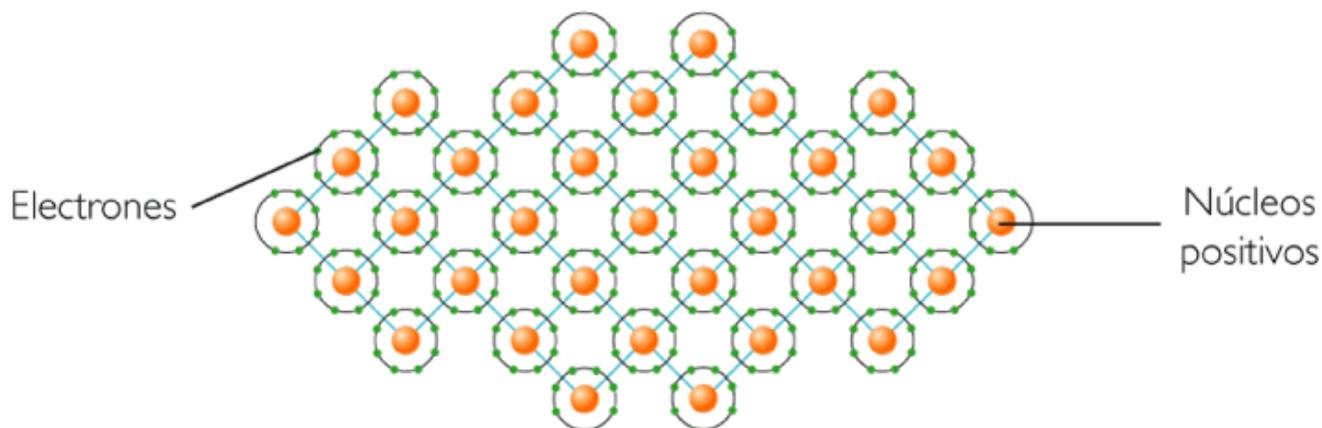
Cristal covalente de silicio

4.3.- ENLACE METÁLICO.

El enlace metálico se produce **entre átomos de elementos metálicos**. Para explicarlo se recurre al modelo conocido como "*modelo de la nube de electrones*":

Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa (1, 2 ó 3). Estos átomos pierden fácilmente esos electrones de valencia y se convierten en iones positivos (Na^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+}) tratando de alcanzar la estructura estable del gas noble más próximo. Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica. Los electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red de iones. De este modo, todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.





La fórmula de un metal se representa simplemente con el símbolo del elemento, por ejemplo Fe, Mg, etc.

Los metales forman aleaciones, es decir, mezclas homogéneas de metales, como el bronce (cobre y estaño) o el latón (cobre y zinc). A veces también hay mezclas con no metales, como, por ejemplo, el acero (hierro y carbono).

SUSTANCIAS METÁLICAS Y SUS PROPIEDADES.

Ejemplos de sustancias metálicas son el hierro (Fe), cobre (Cu), oro (Au), mercurio (Hg), etc. El cobre, la plata, el oro, el paladio y el platino son los únicos metales que se encuentran libres en la naturaleza. El resto se encuentran formando compuestos iónicos y aleaciones.



Mercurio (Hg)



Hierro (Fe)



Magnesio (Mg)



Oro (Au)

Los metales están formados por un conjunto ordenado de iones positivos conformando **estructuras cristalinas**. Estos iones están anclados en su posición, como boyas en un "mar" móvil de electrones. Tales electrones no están sujetos a ningún ion positivo concreto, sino que pueden deambular a través del cristal. Esta estructura explica muchas de las propiedades características de los metales que se exponen a continuación.

Los metales son **sólidos** a temperatura ambiente (excepto el mercurio, que es líquido).

Presentan **temperaturas de fusión y ebullición muy elevadas**.

Son **muy buenos conductores de corriente eléctrica**: si se conecta el metal a los electrodos de una pila, la nube de electrones libres se puede poner fácilmente en movimiento, creándose una corriente eléctrica.

Son buenos **conductores del calor**: el calor se transporta a través de los metales por las colisiones entre electrones, que se producen con mucha frecuencia.

La mayoría de los metales son **dúctiles** (capaces de ser estirados para obtener alambres, hilos o cables) y **malleables** (pueden extenderse en planchas o láminas delgadas). En el metal, los electrones actúan como un pegamento flexible que mantiene los núcleos atómicos juntos, los cuales pueden desplazarse unos sobre otros. Como consecuencia de ello, los cristales metálicos pueden deformarse sin fracturarse o romperse.

Muestran **insolubilidad** en agua y en otros disolventes comunes.

Poseen el característico **brillo metálico**. Sin embargo, al ser expuestos al aire reaccionan con el oxígeno, tendiendo a formar óxidos que alteran su aspecto y propiedades (**proceso de oxidación**). Sólo algunos pocos metales (llamados “metales nobles”, como el oro y el platino) no se oxidan, y son muy apreciados por ello.



Ductibilidad y maleabilidad de los metales.



Oxidación.

Actividades “Enlace químico”.

10) Verdadero o falso. Si la afirmación es falsa, reescríbela para convertirla en verdadera.

- El enlace iónico se produce entre dos átomos no metálicos.
- El enlace iónico requiere la formación de un ión positivo y un ión negativo.
- El ión negativo tiende a ceder electrones, de forma que el ión positivo tiende a captarlos, quedando ambos iones enlazados por intensas fuerzas de carácter electrostático.
- Los enlaces iónicos dan lugar a sustancias moleculares.
- Las sustancias iónicas son siempre buenas conductoras de la electricidad.
- Las sustancias iónicas son sólidas a temperatura ambiente.

11) Enlaces iónicos.

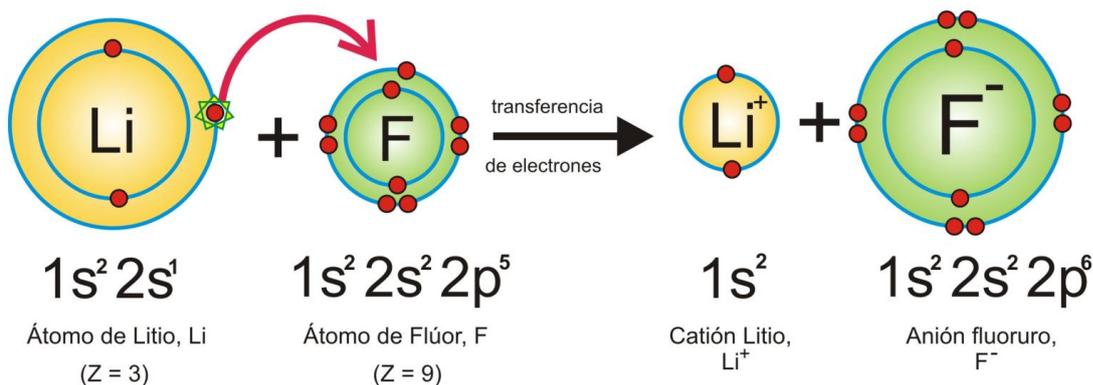
- ¿Qué es un ion, de que tipos hay y cómo se forman?
- ¿Entre qué tipos de elementos se forman los enlaces iónicos?
- ¿Cómo se forma un enlace iónico?
- ¿Los gases nobles forman enlaces iónicos? ¿por qué?

12) ¿Cuál de los siguientes pares de elementos forman compuestos iónicos: a) azufre y oxígeno; b) sodio y calcio; c) sodio y flúor; d) oxígeno y cloro; e) oxígeno y potasio; f) oxígeno y estroncio; g) oxígeno y aluminio.

13) De los siguientes compuestos, ¿Cuáles consideras que son de tipo iónico?

KCl, CO₂, CCl₄, NaI, KBr, H₂O, NaCl, SiO₂, CuCl, CaCl₂, CH₄, NH₃.

14) Explica cómo se forman el compuesto iónico Fluoruro de litio (LiF):



15) Explica cómo se formarán los siguientes compuestos iónicos:

- compuesto iónico resultante del enlace calcio y el bromo.

- b) Fluoruro de calcio (CaF_2).
- c) Cloruro de cesio (CsCl).

16) ¿Qué fórmula tendrán los compuestos iónicos formados por: a) K y N; b) Ca y F; c) Ca y O; d) Al y S?

17) Verdadero o falso. Si la afirmación es falsa, reescríbela para convertirla en verdadera.

- a) Los enlaces covalentes se producen entre dos átomos de elementos metálicos.
- b) Para formar un enlace covalente, los átomos que intervienen se transforman en iones, cediendo y aceptando electrones para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano.
- c) Los enlaces entre átomos no metálicos se forman compartiendo electrones entre los átomos que intervienen en el enlace, para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano.
- d) Los enlaces covalentes producen sustancias moleculares y cristalinas.
- e) La sal común (NaCl) es un compuesto covalente.
- f) El agua y el diamante son sustancias covalentes.
- g) Las sustancias covalentes moleculares son buenas conductoras de la electricidad.
- h) Las sustancias covalentes presentan en general puntos de fusión muy bajos.
- i) Algunas de las sustancias covalentes cristalinas presentan enormes durezas.

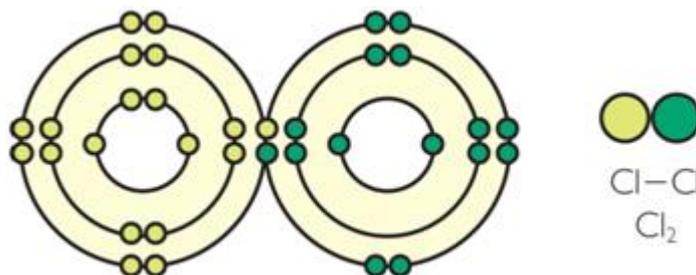
18) Enlaces covalentes.

- a) ¿Qué tipos de átomos forman los enlaces covalentes?
- b) ¿En qué consiste un enlace covalente?
- c) ¿Con qué objeto forman los átomos enlaces covalentes?
- d) ¿Los gases nobles forman enlaces covalentes? ¿por qué?
- e) ¿La molécula de cloro Cl_2 se forma mediante enlace covalente? Explica el proceso.

19) De los siguientes compuestos, ¿Cuáles consideras que son de tipo covalente?

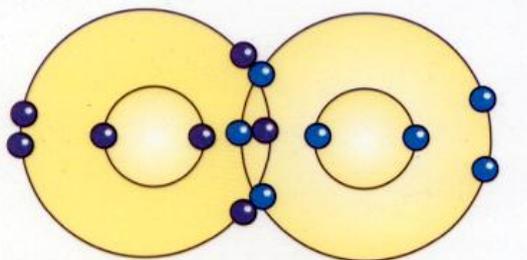
KCl , F_2 , LiF , CO_2 , CCl_4 , NaI , KBr , FeO , H_2O , NaCl , SiO_2 , CsCl , NH_3 , Na_2O , CaO

20) Explica cómo se forma el enlace iónico que da lugar a la molécula Cl_2 .

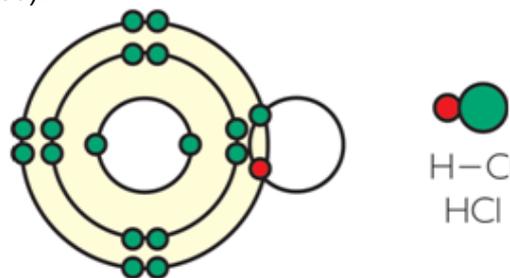


21) Explica cómo se forma el enlace iónico que da lugar a la molécula N_2 .

22) Explica cómo se forma la molécula de HCl (ácido clorhídrico).



Ejercicios 21: Molécula de N_2 .



Ejercicio 22: Molécula de HCl

23) Explica cómo se forma la molécula de CH_4 (metano).

24) Diagramas de Lewis. Representa mediante diagramas de Lewis los siguientes átomos: Carbono (C), fósforo (P), azufre (S), bromo (Br).

25) Representa mediante diagramas de Lewis como se unirían los átomos que constituyen las moléculas de oxígeno (O₂), de nitrógeno (N₂) y de bromo (Br₂).

25) Representa mediante diagramas de Lewis como se forman las moléculas de amoníaco (NH₃), de ácido clorhídrico (HCl), de metano (CH₄), y de tricloruro de fósforo (PCl₃).

26) Representa, usando la representación de Lewis, el enlace covalente que se dará entre las siguientes parejas de átomos. Indica también la fórmula final del elemento o compuesto formado.

a) Br y Br; b) O y F; c) N e H; d) C y Cl; e) C y O.

27) Realiza las mismas tareas que en el ejercicio anterior para los siguientes átomos:

a) Flúor y nitrógeno; b) Boro y flúor; c) Azufre e hidrógeno; d) Silicio e hidrógeno.

28) Verdadero o falso. Si la afirmación es falsa, reescríbela para convertirla en verdadera.

- El enlace metálico se produce entre átomos de elementos no metálicos.
- El modelo que explica el enlace metálico se llama nube o mar de electrones.
- En el enlace metálico, los átomos metálicos tienden a captar los electrones que les faltan para alcanzar el octeto en su capa de valencia, formando iones negativos
- Los electrones están fuertemente ligados a los iones formados.
- El enlace metálico produce sustancias moleculares.
- Muchas de las sustancias metálicas tienden a reaccionar con el oxígeno, oxidándose.
- Los metales son malos conductores de la electricidad, debido a la baja movilidad de los electrones de valencia.
- Con los elementos metálicos es fácil fabricar láminas, planchas, hilos, cables, alambres, etc.
- Si se calienta una plancha de metal por un extremo, el otro extremo se calentará.

29) Enlace metálico.

- ¿Qué tipos de átomos forman los enlaces metálicos?
- ¿Cómo se llama el modelo que explica los enlaces metálicos?
- ¿Qué tipo de iones se forman en los enlaces metálicos, y por qué?
- ¿Qué ocurre con los electrones en el enlace metálico?
- ¿Los gases nobles forman enlaces covalentes? ¿por qué?
- ¿El oxígeno (O₂) es un ejemplo de enlace metálico? ¿por qué?
- Cita algunos ejemplos de elementos o compuestos formados por enlace metálico.
- ¿Qué significa que los metales son dúctiles y maleables?
- ¿Por qué se dice que los metales son buenos conductores de la electricidad?

30) Enlace químico

Dadas las sustancias N₂, CO₂, CaO, MgCl₂, y SiCl₄.

- Clasifícalas según su tipo de enlace.
- A temperatura ambiente, indica su estado de agregación más probable.

31) Indica el tipo de enlace más probable entre los siguientes átomos (covalente / iónico / metálico / sin enlace):

a) Cl – Cl; b) Cl – Ar; c) Cl – O; d) Cl – Fe; e) Na – Na; f) S – Cl; g) Br – Ca; h) Fe – Fe.

32) Responde a las siguientes cuestiones:

- Al combinarse átomos de potasio con átomos de bromo, ¿cuál es el tipo de enlace más probable?
- Un sólido metálico está formado por, ¿qué tipo de iones?
- ¿Cuál será la clase de enlace químico más probable que puede establecerse entre los átomos de los siguientes elementos? (iónico, covalente, metálico, sin enlace)
 - Hierro – hierro.
 - Cloro – magnesio.
 - Cloro – cloro.
 - Carbono – oxígeno.
 - Flúor – Flúor.
 - Xenón – nitrógeno.
 - Sodio – cloro.
 - Hidrógeno – Cloro.
 - Nitrógeno - Nitrógeno

c10) Helio – Helio.

d) Señala cuáles de los siguientes compuestos serán de tipo iónico:

CaO (óxido de calcio), O₂ (oxígeno), NaF (fluoruro de sodio), N₂O (óxido de dinitrógeno), NH₃ (amoníaco).

e) De los sólidos siguientes, indica cuáles serán buenos conductores de la electricidad en cualquier caso:

Cobre (Cu), Cuarzo (SiO₂), Fluorita (CaF₂), Hierro (Fe), Silvina (KCl).

33) En la tabla se muestran las propiedades de 3 sustancias. Trata de determinar qué tipo de enlace las conforman:

Propiedad	A	B	C
Temperatura de fusión	801°C	-117°C	-39°C
Temperatura de ebullición	1465°C	78°C	357°C
Solubilidad en agua	Sí	Sí	No
Conductividad en estado sólido	No	No	Sí
Conductividad en estado líquido y en disolución, si procede	Sí	No	Sí
Deformabilidad del sólido	Frágil	--	Sí

34) En la tabla se muestran las propiedades de 3 sustancias. Trata de determinar qué tipo de enlace las conforman:

Propiedad	A	B	C
Temperatura de fusión	1550°C	755°C	328°C
Temperatura de ebullición	2590°C	--	1750°C
Solubilidad en agua	No	Sí	No
Conductividad en estado sólido	No	No	Sí
Conductividad en estado líquido y en disolución, si procede	No	Sí	Sí
Deformabilidad del sólido	Frágil	Frágil	Sí

35) Verdadero o falso. Si la afirmación es falsa, reescríbela para convertirla en verdadera.

- Los nudos de una red cristalina son siempre iones.
- Las redes cristalinas metálicas son las que presentan más dureza.
- Las redes cristalinas covalentes son las únicas que conducen la electricidad.
- Las redes cristalinas covalentes son muy poco solubles en agua.
- Cuando se forma el ion Ca²⁺, el calcio pierde dos electrones y cumple la regla del octeto.
- En el ion Cl²⁻, el cloro no cumple la regla del octeto.
- Cuando dos átomos de hidrógeno se unen para formar H₂, se alcanza la estabilidad energética de gas noble.
- Se llama enlace químico a las fuerzas de unión entre dos o más átomos para formar una estructura más estable.

36) Teniendo en cuenta el tipo de enlace que forma cada sustancia, completa la siguiente tabla indicando SI o NO en las casillas vacías:

Sustancia	Sólido a temperatura ambiente	Soluble en agua	Conductor en estado sólido
Hg			
KCl			
SiO ₂			
O ₂			
NaCl			
HCl			
NH ₃			
Fe			

5. FORMULACIÓN INORGÁNICA.

5.1.- CONCEPTOS BÁSICOS.

Para evitar la confusión que supondría designar a los distintos elementos con un nombre diferente según el idioma empleado, **los elementos se representan mediante símbolos** internacionalmente aceptados.

Ejemplos: C → Carbono, Ag → Plata, K → Potasio, H → Hidrógeno, Na → Sodio, F → Flúor, etc.

Por la misma razón, **las sustancias químicas** (moleculares y cristalinas) **se representan mediante fórmulas**.

El organismo internacional IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) es el encargado de dictar las normas para formular (**formulación**) y nombrar (**nomenclatura**) las sustancias químicas.

Las fórmulas constan de los símbolos de los elementos que forman la sustancia considerada. Además de indicar los elementos constituyentes, la fórmula proporciona la relación numérica en que intervienen los átomos (o iones) de dichos elementos. Tales números (números de oxidación o de valencia) están relacionados con el número de enlaces posibles que pueden establecer ciertos átomos (o iones) con otros, y dan una idea de la capacidad de combinación de los átomos en cuestión.

Ejemplos:

- H_2O → el agua es un compuesto formado por moléculas con 2 átomos de H y 1 átomo de O.
- HCl (aq) → las moléculas de ácido clorhídrico se componen de un átomo de hidrógeno combinado con otro de cloro.
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ → el hidróxido de aluminio está formado por moléculas con un átomo de aluminio y tres veces el conjunto formado por uno de oxígeno y otro de hidrógeno.

5.2.- NÚMERO DE OXIDACIÓN.

Se denomina número de oxidación al **número de electrones que un átomo gana, pierde, o comparte al formar un compuesto**. Es un número negativo si el átomo muestra tendencia a ganar electrones, y positivo si tiende a perderlos.

Ejemplo: el boro (B) tiene números de oxidación -3 y +3. Ello significa que a la hora de combinarse con otros átomos, lo puede hacer ganando tres electrones (-3), o cediendo 3 electrones (+3). El número de oxidación con el que actúa dependerá del tipo de elemento/s con los que se asocie.

En los números de oxidación se cumple que:

- El número de oxidación de los gases nobles es 0. Los gases nobles no tienden a combinar con otros elementos.
- El número de oxidación del H es -1 en compuestos binarios con metales, y +1 en los demás compuestos.
- El número de oxidación del O es -2 (salvo en unos pocos compuestos).
- Los metales actúan con números de oxidación siempre positivos.
- La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de una molécula es cero.

- b) Como norma general se puede decir que en una fórmula se escribe a la izquierda el elemento que se encuentra más a la izquierda en el sistema periódico (el menos electronegativo). Si aparecen dos elementos del mismo grupo en la fórmula, se sitúa en primer lugar el elemento que se encuentre más abajo en el grupo.
- c) La posición del hidrógeno varía en función del elemento con el que se combine: se sitúa a la derecha cuando se combina con los todos los metales y con los no metales B, Si, C, Sb, As, P o N, y a la izquierda cuando se combina con los no metales Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O ó F.
- d) El oxígeno se sitúa siempre a la derecha en la fórmula excepto cuando se combina con el flúor (porque el flúor es más electronegativo que el oxígeno).
- e) En las combinaciones de dos no-metales se escribe en primer lugar el símbolo del elemento que aparece antes en la siguiente lista:

Metales, B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F.

SUBÍNDICES.

- a) El subíndice 1 no se escribe.
- b) Siempre que todos los subíndices de un compuesto sean divisibles por el mismo número deben simplificarse (excepto en los peróxidos).

5.4.- LAS TRES NOMENCLATURAS.

El término nomenclatura hace referencia a la forma de nombrar las sustancias químicas en función de su formulación.

Actualmente se utilizan tres nomenclaturas en química inorgánica: **tradicional**, **de Stock** y **sistemática**. Ello significa que habrá tres formas aceptadas de llamar a una misma sustancia. Como las tres nomenclaturas se utilizan, hay que conocerlas todas ellas.

Nomenclatura tradicional.

Se trata de la forma más antigua de nombrar a las sustancias, y utiliza determinados **sufijos y prefijos en función del número de oxidación con el que actúan los elementos** que intervienen en el compuesto. También incluye los arraigados nombres vulgares de las sustancias. Presenta numerosas excepciones, por lo que su utilización no está recomendada por la IUPAC.

Ejemplos: ácido **hipocloroso** (HClO), ácido **cloroso** (HClO₂), ácido **clórico** (HClO₃), ácido **perclórico** (HClO₄), ácido sulfhídrico (H₂S), hidruro estánnico (SnH₄), ozono (O₃), amoníaco (NH₃), fosfina (PH₃).

PREFIJOS Y SUFIJOS EMPLEADOS EN NOMENCLATURA TRADICIONAL			
NÚMEROS DE OXIDACIÓN POSIBLES.	PREFIJO	SUFIJO	
El elemento puede actuar con sólo un número de oxidación posible.		...ico	Nº de oxidación único.
El elemento puede actuar con dos números de oxidación posibles.		...oso	El menor nº de oxidación de 2 posibles.
		...ico	El mayor nº de oxidación de 2 posibles.
El elemento puede actuar con tres números de oxidación posibles.	Hipo...	...oso	El menor nº de oxidación de 3 posibles.
		...oso	El nº de oxidación intermedio.
		...ico	El mayor nº de oxidación de 3 posibles.
El elemento puede actuar con cuatro números de oxidación posibles.	Hipo...	...oso	El menor nº de oxidación de 4 posibles.
		...oso	
		...ico	
	Per...	...ico	El mayor nº de oxidación de 4 posibles.

hipo.....oso				
.....oso				
.....ico	1	2	3	4
per.....ico				

Nota: El nombre de los compuestos que forman algunos elementos se obtiene a partir de la raíz latina del nombre del elemento, en lugar de hacerse con la raíz castellana. A continuación se citan esos casos irregulares:

RAICES IRREGULARES DE CIERTOS ELEMENTOS (NOMENCLATURA TRADICIONAL)		
<i>Compuestos del</i>	<i>Raíz</i>	<i>Ejemplo</i>
Azufre (S)	Sulfur-	Ácido sulfúrico
Cobre (Cu)	Cupr-	Sulfato cúprico
Estaño (Sn)	Estann-	Óxido estánnico
Hierro (Fe)	Ferr-	Hidróxido férrico
Manganeso (Mn)	Mangan-	Hidruro manganoso
Nitrógeno (N)	Nitr-	Ácido nítrico
Plata (Ag)	Argent-	Cloruro argéntico
Plomo (Pb)	Plumb-	Nitrato plumboso
Oro (Au)	Aur-	Óxido aúrico

Nomenclatura de Stock.

Nomenclatura aceptada por la IUPAC. En la nomenclatura de Stock, **el número de oxidación con el que actúa el elemento se indica con un número romano entre paréntesis** (salvo que el número de oxidación sea único, en cuyo caso no se indica).

Ejemplos: $\text{SnH}_4 \rightarrow$ Hidruro de estaño (IV), $\text{FeBr}_2 \rightarrow$ bromuro de hierro (II), $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ Óxido de hierro (III).

Nomenclatura sistemática.

Expresamente recomendada por la IUPAC. **Utiliza prefijos griegos para indicar el número de átomos de un elemento que intervienen para formar un compuesto.**

Prefijos: **mono-** (1 átomo); **di-** (2 átomos); **tri-** (3 átomos); **tetra-** (4 átomos); **penta-** (5 átomos); **hexa-** (6 átomos); **hepta-** (7 átomos), etc.

Cuando el prefijo es mono (1 átomo), es innecesario indicarlo y puede omitirse.

Ejemplos: $\text{O}_3 \rightarrow$ trióxígeno, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ Trióxido de dihierro, $\text{NH}_3 \rightarrow$ Trihidruro de nitrógeno, etc.

5.5.- CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS INORGÁNICAS.

Durante este tema se estudiarán las más sencillas sustancias inorgánicas (sustancias cuyo componente principal no siempre es el carbono). En concreto, se aprenderá la formulación y nomenclatura de las sustancias compuestas por uno, dos y tres elementos diferentes (sustancias simples, binarias y ternarias).

1) Sustancias simples (elementos).

Son las formadas por átomos de un mismo elemento. Por tanto, se trata de las sustancias monoatómicas (gases nobles) y sustancias moleculares formadas por dos o más átomos idénticos.

2) Compuestos binarios.

➤ Óxidos:

- Metálicos: Compuesto de oxígeno y un metal.
- No metálicos: asociación de oxígeno con un no metal.

➤ Hidruros:

- Metálicos: Combinan hidrógeno con un metal.

– No metálicos: Compuesto formado por hidrógeno y un no metal.

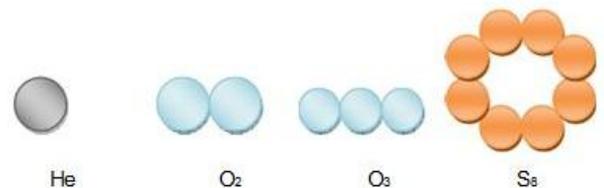
- Sales binarias: Formadas de un metal y un no metal.
- Sales volátiles: combinación de dos no metales.

3) Compuestos ternarios.

- Oxácidos u oxiácidos: formados por hidrógeno, oxígeno y otro elemento (habitualmente no metal, pero también pueden ser metales como Mn, Cr, etc.).
- Hidróxidos: asociación entre un metal y el grupo hidróxido, formado por oxígeno e hidrógeno (OH).
- Sales ternarias (sales de los oxácidos): iguales a los oxácidos, pero en lugar del hidrógeno presentan un metal.

A) ELEMENTOS (SUSTANCIAS SIMPLES).

Las sustancias simples son las combinaciones constituidas por átomos iguales, que dan lugar a los elementos (monoatómicos o moleculares).



Formulación.

- Los gases nobles son monoatómicos: He, Ar, Ne, etc.
- Los metales (elementos cristalinos) se representa simplemente mediante su símbolo: Fe, Cu, etc.
- Los no metales gaseosos suelen ser diatómicos: H₂, N₂, O₂, Cl₂, etc.
- Otros no metales forman moléculas diversas: O₃, P₄, S₈, etc.

Nomenclatura.

ELEMENTOS (SUSTANCIAS SIMPLES)		
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
Ne	Neón	Neón
Fe	Hierro	hierro
H ₂	Hidrógeno gas o hidrógeno molecular	Dihidrógeno
Cl ₂	Cloro gas o cloro molecular	Dicloro
O ₂	Oxígeno gas u oxígeno molecular	Dioxígeno
O ₃	Ozono	Trioxígeno
P ₄	Fósforo blanco	Tetrafósforo
S ₈	Azufre	Octaazufre



Cobre (Cu)



Bromo (Br₂)

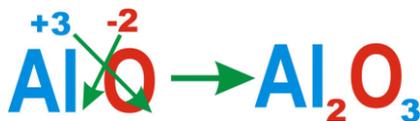


Azufre (S₈)

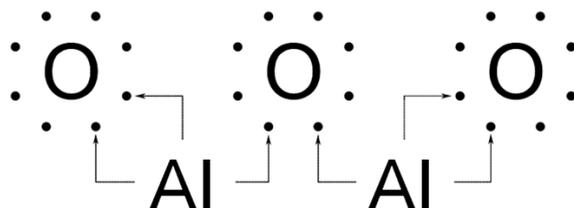
B) COMPUESTOS BINARIOS.

Son compuestos formados por dos elementos diferentes. Los compuestos binarios son los **óxidos**, **hidruros**, **sales binarias** y **sales volátiles**.

La formulación de la mayoría de los compuestos binarios se realiza intercambiando los números de oxidación sin signo de los elementos que intervienen, y simplificando subíndices cuando sea posible.



Ejemplo: el oxígeno presenta número de oxidación -2, y el aluminio +3. Al combinarse se intercambian los números de oxidación. Efectivamente, para que ambos elementos completen el octeto hay que combinar tres átomos de oxígeno (con 6 electrones de valencia cada uno) con dos átomos de aluminio (con tres electrones de valencia cada uno).



B.1.- ÓXIDOS.

Los óxidos son compuestos formados por combinación del oxígeno con cualquier otro elemento (metal o no metal).

Formulación.

Sigue la regla general de formulación de compuestos binarios. El oxígeno se escribe siempre a la derecha en la fórmula, puesto que es el elemento más electronegativo después del flúor. (*Nota:* Las combinaciones de oxígeno con flúor no son óxidos, sino *fluoruros de oxígeno*). En los óxidos, el oxígeno siempre actúa con nº de oxidación -2, mientras que el otro elemento actuará con alguno de sus números de oxidación positivos.



Nomenclatura.

En las 3 nomenclaturas se utiliza nombre de “**óxido**”, salvo la nomenclatura tradicional de los óxidos no metálicos, que emplea la denominación “**anhídrido**”.

- **Nomenclatura tradicional:** utiliza los prefijos y sufijos hipo_oso, oso, ico, per_ico para indicar el número de oxidación con el que actúa el elemento que combina con el oxígeno.

Óxido hipo.....oso				
Óxidooso			3	
Óxidoico	1	2		4
Óxido per.....ico				

- **Nomenclatura de Stock:** el número de oxidación con el que actúa el elemento combinado con el oxígeno se indica con números romanos.
- **Nomenclatura sistemática:** emplea prefijos numerales griegos (mono, di, tri, tetra, penta, etc.) para indicar el número de oxidación con el que actúan tanto el oxígeno como el elemento asociado.

ÓXIDOS			
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
Cl ₂ O ₇	anhídrido perclórico	Óxido de cloro (VII)	Heptaóxido de dicloro
Cl ₂ O ₅	anhídrido clórico	Óxido de cloro (V)	Pentaóxido de dicloro
Cl ₂ O ₃	anhídrido cloroso	Óxido de cloro (III)	Trióxido de dicloro
Cl ₂ O	anhídrido hipocloroso	Óxido de cloro (I)	monóxido de dicloro
C ₂ O ₄ → CO ₂	anhídrido carbónico		
		Óxido de azufre (IV)	Dióxido de azufre
Fe ₂ O ₃	Óxido férrico	Óxido de hierro (III)	

$\text{Fe}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{FeO}$		Óxido de hierro (II)	
	Óxido áurico		
$\text{Hg}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HgO}$			Monóxido de mercurio
			Monóxido de dimercurio
Ag_2O	Óxido argéntico	Óxido de plata. <i>(nº oxidación único → el número no se indica)</i>	Óxido de plata <i>(nº oxidación único → el prefijo MONO no se indica)</i>
F_2O			
		Óxido de calcio	
H_2O		---	



Óxido de calcio o cal (CaO)



Óxido de aluminio (Al_2O_3)



Dióxido de silicio o cuarzo (SiO_2)

B.2.- HIDRUROS.

Los hidruros son compuestos fruto de la combinación del hidrógeno con otro elemento (metal o no metal).

Se da lugar a hidruros metálicos, y dos clases de hidruros no metálicos:

- Hidruros metálicos: combinaciones del hidrógeno con los metales (el hidrógeno actúa con nº de oxidación -1).
- Hidruros no metálicos de los elementos de los grupos 16 y 17 del SP: combinaciones del hidrógeno (con nº de oxidación +1) con los elementos no metálicos F, Cl, Br, I, S, Se y Te (con nº de oxidación negativo). Las disoluciones acuosas de estos hidruros presentar carácter ácido, por lo que forman el grupo de los ácidos hidrácidos.
- Hidruros no metálicos de los elementos de los grupos 13, 14 y 15 del SP: combinaciones del hidrógeno (con nº de oxidación +1) con los elementos no metálicos N, P, As, Sb, C, Si y B (con nº de oxidación negativo). Sus disoluciones acuosas no son ácidas, y casi todos son muy volátiles. Por ello se les llama hidruros volátiles.

Formulación.

La formulación sigue las normas generales de los compuestos binarios. Sin embargo, presenta algunas excepciones respecto al orden de los elementos en la fórmula:

- En los hidruros metálicos, el hidrógeno se escribe a la derecha de la fórmula.
- En los hidruros no metálicos de los elementos de los grupos 16 y 17 del SP (ácidos hidrácidos), el hidrógeno se escribe a la izquierda de la fórmula.
- En los hidruros no metálicos de los elementos de los grupos 13, 14 y 15 del SP (hidruros volátiles), el hidrógeno se escribe a la derecha de la fórmula.



Formulación de hidruros metálicos, hidrácidos e hidruros volátiles (n : nº de oxidación sin signo del metal o no metal).

Nomenclatura.

a) Nomenclatura de los hidruros no metálicos;

En las tres nomenclaturas, se designan como **hidruros**, aplicando después las normas propias de cada nomenclatura.

HIDRUROS METÁLICOS

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
SrH ₂	Hidruro estróncico	Hidruro de estroncio	Dihidruro de estroncio
NiH ₂	Hidruro níqueloso	Hidruro de níquel (II)	Dihidruro de níquel
NiH ₃	Hidruro níquelico	Hidruro de níquel (III)	Trihidruro de níquel
		Hidruro de litio	
	Hidruro aluminico	Hidruro de aluminio	
CoH ₂		Hidruro de cobalto (II)	
		Hidruro de cobalto (III)	

b) Nomenclatura de los hidruros no metálicos (hidrácidos):

- **Nomenclatura tradicional:** Cuando los hidruros hidrácidos se encuentran en disolución acuosa se admite la nomenclatura tradicional, en la que se emplea la palabra “ácido” seguida de la raíz del nombre del no metal con la terminación **-hídrico**. En tal caso, la fórmula debe añadir el símbolo **(aq)** para especificar que se trata de la disolución acuosa de dicho hidruro.
- **Nomenclatura de Stock:** No se usa en estos hidruros.
- **Nomenclatura sistemática:** Se aplican cuando se tiene el compuesto sin diluir. A la raíz del nombre del no metal se le pone la terminación **-uro** y se añade “de hidrógeno”.

HIDRUROS NO METÁLICOS (ÁCIDOS HIDRÁCIDOS)

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
HCl (aq)	Ácido clorhídrico	N/A	N/A
H ₂ S (aq)	Ácido sulfídrico	N/A	N/A
	Ácido bromhídrico	N/A	N/A
	N/A	N/A	Cloruro de hidrógeno
H ₂ S	N/A	N/A	
HBr	N/A	N/A	Bromuro de hidrógeno
	N/A	N/A	Fluoruro de hidrógeno
	Ácido yodhídrico	N/A	N/A
H ₂ Se	N/A	N/A	

c) Nomenclatura de los hidruros no metálicos (hidruros volátiles):

- **Nomenclatura tradicional:** utiliza los nombres tradicionales de dichos compuestos.
- **Nomenclatura de Stock:** No se usa en estos hidruros.
- **Nomenclatura sistemática:** se utiliza el nombre de **hidruro**, aplicando después las normas propias de la nomenclatura sistemática (mono, di, tri, tetra, penta, etc.).

HIDRUROS NO METÁLICOS (HIDRUROS VOLÁTILES)

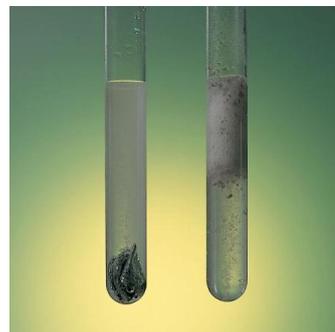
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
BH ₃	borano	N/A	
CH ₄	metano	N/A	
SiH ₄	silano	N/A	
NH ₃	amoníaco	N/A	
PH ₃	fosfina	N/A	
AsH ₃	arsina	N/A	
SbH ₃	estibina	N/A	



Estibina (SbH₃)



Hidruro de sodio (NaH)



Ácido clorhídrico (HCl) en reacción con cinc.

B.3.- SALES BINARIAS (SALES NEUTRAS).

Son compuestos formados por la combinación de un metal con un no metal.

Formulación.

Los no metales son siempre más electronegativos que los metales y, por lo tanto, irán siempre a la derecha de la fórmula. El no metal actúa con nº de oxidación negativo, mientras que el metal actúa con uno de sus números de oxidación positivos.



, donde **a** es el nº oxidación sin signo del no metal (NMe), y **b** es el nº oxidación sin signo del metal (Me).

Nomenclatura.

El nombre del compuesto se lo da el no metal terminado en **-uro** (fluoruros, cloruros, bromuros, yoduros, sulfuros, seleniuros, telururos, nitruros, fosfuros, arseniuros, carburos, siliciuros y boruros). Después, se aplican las normas propias de cada nomenclatura.

SALES BINARIAS			
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
CaF ₂	Fluoruro cálcico	Fluoruro de calcio	
			Monosulfuro de dioro
Au ₂ S ₃	Sulfuro áurico	Sulfuro de oro (III)	
	Bromuro ferroso	Bromuro de hierro (II)	
FeBr ₃		Bromuro de hierro (III)	



Tricloruro de hierro (FeCl₃)



Cloruro de sodio (sal) (NaCl)



Sulfuro de hierro (pirita) y sulfuro de cinc (blenda)



B.4.- SALES VOLÁTILES

Se trata de combinaciones binarias de dos no metales.

Formulación.

El elemento más electronegativo se escribe a la derecha de la fórmula. La siguiente lista ordena los no metales más comunes de menor a mayor electronegatividad:

B, Si, C, Sb, As, P, N, (H), Te, Se, S, I, Br, Cl, (O), F

El no metal más electronegativo (Y) actúa con nº de oxidación negativo fijo, el mismo que frente al hidrógeno. El otro no metal (X) puede actuar con cualquiera de sus números de oxidación positivos.



, donde **a** es el nº oxidación sin signo del no metal más electronegativo (Y), mientras que **b** la el el nº oxidación sin signo del otro no metal no metal (X)

Nomenclatura.

Las sales volátiles toman el nombre del no metal más electronegativo, añadiendo a su nombre la terminación **-uro** (fluoruros, cloruros, bromuros, yoduros, sulfuros, seleniuros, telururos, nitruros, fosfuros, arseniuros, carburos y siliciuros). Después, se aplican las normas propias de cada nomenclatura.

SALES VOLÁTILES			
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
BrCl		Cloruro de bromo (I)	Cloruro de bromo
ICl	Cloruro hipoyodoso		
ClF			Fluoruro de cloro
	Fluoruro cloroso	Fluoruro de cloro (III)	
		Fluoruro de cloro (V)	Pentafluoruro de cloro
	Fluoruro perclórico	Fluoruro de cloro (VII)	Heptafluoruro de cloro
IBr ₃		Bromuro de yodo (III)	
	Cloruro nitroso		Tricloruro de nitrógeno

C) COMPUESTOS TERNARIOS.

Los compuestos ternarios son aquellos que están formados por tres elementos diferentes. Son los **hidróxidos**, **oxiácidos** y las **oxisales**.

C.1.- HIDRÓXIDOS (BASES).

Son compuestos ternarios formados por la unión de un metal con el ion hidróxido (OH)⁻, responsable del comportamiento básico del compuesto cuando se encuentra en disolución.

Aunque son compuestos ternarios, la formulación y nomenclatura de los hidróxidos son idénticas a las de los compuestos binarios, ya que el grupo (OH) actúa como un único elemento con n^o de oxidación -1.



Hidróxido de sodio (sosa cáustica) (Na OH)



Hidróxido de níquel (Ni (OH)₂)

Formulación.

El grupo (OH) es más electronegativo, por lo que figura a la derecha de la fórmula. El ion hidróxido actúa con n^o de oxidación -1, mientras que el metal actúa con alguno de sus n^{os} de oxidación positivos.



, siendo **n** el n^o de oxidación sin signo con el que actúa el metal Me. Si **n** = 1 los paréntesis no se ponen.

Nomenclatura.

En las tres nomenclaturas se emplea el término “**hidróxido**” para denominar al compuesto. Después, se aplican las normas propias de cada nomenclatura.

HIDRÓXIDOS			
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
Be(OH) ₂	Hidróxido berílico		
		Hidróxido de estaño (II)	Dihidróxido de estaño
Sn(OH) ₄		Hidróxido de estaño (III)	
	Hidróxido ferroso		Dihidróxido de hierro
			Trihidróxido de hierro
NaOH	Hidróxido sódico		

C.2.- OXIÁCIDOS (OXOÁCIDOS U OXÁCIDOS).

Son compuestos ternarios formados por hidrógeno, oxígeno, y un no metal (aunque a veces puede ser un metal de transición, como el cromo (Cr), manganeso (Mn), volframio (W), etc.).

Formulación.

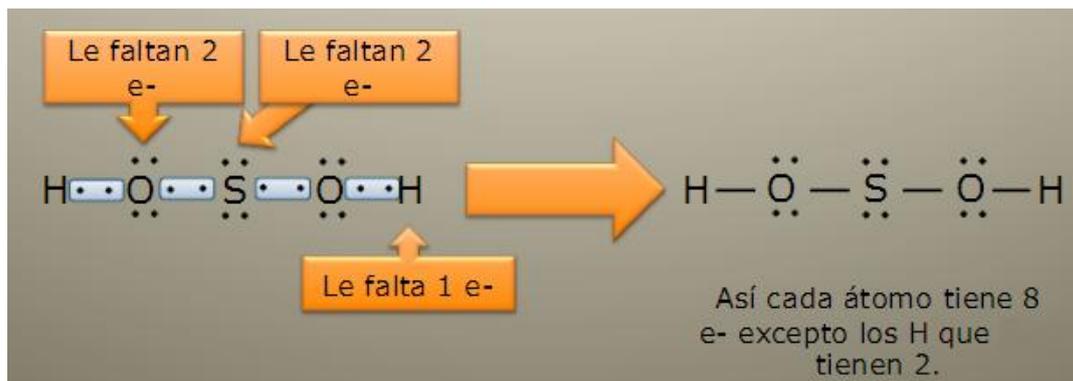
La fórmula general es:



En los oxiácidos los subíndices no se corresponden con los n^{os} de oxidación de los elementos que los forman. La regla a seguir es la siguiente:

- El hidrógeno actúa con n^o de oxidación +1.
- El oxígeno actúa con n^o de oxidación -2.
- El elemento X actúa con un n^o de oxidación positivo, de forma que la suma algebraica de los números de oxidación de cada elemento multiplicados por sus subíndices ha de ser cero.

Ejemplo: en el compuesto H_2SO_2 (ácido hiposulfuroso), el número de oxidación del azufre se puede obtener así: $2 \cdot (+1) + 1 \cdot (X) + 2 \cdot (-2) = 0 \rightarrow X = +2$ (el azufre actúa con n^o de oxidación +2).



Nomenclatura.

- **Nomenclatura tradicional:** el compuesto se denomina con el término “**ácido**”, junto con el nombre del elemento X al que se le añaden los prefijos y sufijos hipo_oso, oso, ico, per_ico para indicar el número de oxidación con el que actúa dicho elemento.

Ácido hipo.....oso				
Ácidooso			3	
Ácidoico	1	2		4
Ácido per.....ico				

- **Nomenclatura de Stock:** Es la unión de las siguientes palabras:
 - “Ácido”
 - Prefijo numérico que indica el número de átomos de oxígeno (di-, tri-, tetra-, penta-, etc.).
 - Palabra –oxo, que hace referencia al oxígeno.

- Prefijo numérico que indica el número de átomos del no metal X (en la mayoría de los casos, el número de átomos de X es 1, y se prescinde de este prefijo).
- Raíz del nombre del no metal X, terminado en -ico.
- Número de oxidación del no metal X en números romanos.

• **Nomenclatura sistemática:** Es la unión de las siguientes palabras:

- Prefijo numérico que indica el número de átomos de oxígeno (di-, tri-, tetra-, penta-, etc.).
- Palabra -oxo, que hace referencia al oxígeno.
- Prefijo numérico que indica el número de átomos del no metal X (en la mayoría de los casos, el número de átomos de X es 1, y se prescinde del este prefijo).
- Raíz del nombre del no metal X, terminado en -ato.
- Número de oxidación del no metal X en números romanos.
- La terminación "de hidrógeno".

OXIÁCIDOS			
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso		
H ₂ SO ₃		Ácido trioxosulfúrico (IV)	Trioxosulfato (IV) de hidrógeno
H ₂ SO ₄			Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno
HClO		Ácido oxoclórico (I)	Oxoclorato (I) de hidrógeno
	Ácido cloroso	Ácido dioxoclórico (III)	
	Ácido clórico	Ácido trioxoclórico (V)	
HClO ₄		Ácido tetraoxoclórico (VII)	



Ácido sulfúrico (H₂SO₄)



Ácido nítrico (HNO₃) en reacción con cobre y aluminio.

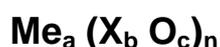
C.3.- OXISALES (SALES NEUTRAS).

Son combinaciones ternarias formadas por oxígeno, un metal y un no metal. Se pueden considerar compuestos derivados de los oxiácidos, en los que se sustituyen todos sus hidrógenos por un metal.



Formulación.

La fórmula general es:



, siendo **n** la valencia del metal, **a** el número de oxidación del anión X_bO_c, y **b** y **c** son los mismos subíndices del oxiácido del que procede el anión. Si los subíndices a y n son divisibles por un mismo número, deben simplificarse.

Se formulan siguiendo las siguientes reglas:

- Se escribe primero el metal (el menos electronegativo). El metal actúa con alguno de sus números de oxidación positivos.
- Se escribe el anión X_bO_c que resulta de eliminar los hidrógenos del ácido del que deriva, adquiriendo tantas cargas positivas como hidrógenos se han eliminado. Este anión actúa con n° de oxidación negativo, equivalente al número de hidrógenos eliminados
Ejemplo: $H_2SO_4 \rightarrow SO_4^{2-}$ actuando con número de oxidación -2.
- El metal intercambia un número de oxidación con el anión.
Ejemplo: $Al_2(SO_4)_3$

Nomenclatura.

- **Nomenclatura tradicional:** El anión se nombra haciéndolo terminar en -ito cuando el ácido del que procede termina en -oso, y terminándolo en -ato cuando el ácido del que procede termina en -ico. A continuación se nombra el metal Me terminado en -ico.
- **Nomenclatura de Stock:** Como la nomenclatura tradicional, pero indicando la valencia del metal mediante la notación de Stock (número de oxidación del metal indicado como un número romano entre paréntesis).
- **Nomenclatura sistemática:** es similar a la nomenclatura del ácido del que deriva la oxisal:
 - Prefijo numérico que indica el número de átomos de oxígeno (di-, tri-, tetra-, penta-, etc.).
 - Palabra -oxo, que hace referencia al oxígeno.
 - Prefijo numérico que indica el número de átomos del no metal X (en la mayoría de los casos, el número de átomos de X es 1, y se prescinde del este prefijo).
 - Raíz del nombre del no metal X, terminado en -ato.
 - Número de oxidación del no metal X en números romanos.
 - Se sustituye la terminación “de hidrógeno” por el nombre del metal.
 - Número de oxidación del metal Me en números romanos.

OXISALES			
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
$AgNO_3$	Nitrato argéntico	Nitrato de plata	Trioxonitrato (V) de plata
$Fe_2(TeO_4)_3$	Telurato férrico	Nitrato de hierro (III)	Tetraoxotelurato (VI) de hierro (III)
$Pt(ClO)_4$	Hipoclorito platínico	Hipoclorito de platino (IV)	Monoxoclorato (I) de platino (IV)
$CaCO_3$	Carbonato cálcico	Carbonato de calcio	Trioxocarbonato (IV) de calcio
$Sn(SO_3)_2$	Sulfito estánnico	Sulfito de estaño (IV)	Trioxosulfato (IV) de estaño (VI)
$CoPO_4$	Fosfato cobáltico	Fosfato de cobalto (III)	Tetraoxofosfato (V) de cobalto (III)

La oxisal $AgNO_3$ deriva del ácido nítrico HNO_3

La oxisal $Fe_2(TeO_4)_3$ deriva del ácido telúrico H_2TeO_4

La oxisal $Pt(ClO)_4$ deriva del ácido hipocloroso $HClO$

La oxisal $CaCO_3$ deriva del ácido carbónico H_2CO_3

La oxisal $Sn(SO_3)_2$ deriva del ácido sulfuroso H_2SO_3

La oxisal $CoPO_4$ deriva del ácido fosfórico H_3PO_4



Cromato y dicromato de potasio

Sulfato de cobre ($CuSO_4$)

Actividades "Formulación inorgánica".

37) Óxidos.

Fórmula	Tradicional	Stock	Sistemática
Na ₂ O			
Be O			
Mn ₂ O ₃			
Cu O			
Pt O ₂			
S O ₃			
N ₂ O ₅			
I ₂ O			
C O ₂			
Br ₂ O ₇			
	Óxido hiposelenioso		
	Óxido silícico		
	Óxido brómico		
	Óxido mercuroso		
	Óxido lítico		
	Óxido níquelico		
		Óxido de cobalto (II)	
		Óxido de yodo (V)	
		Óxido de aluminio	
		Óxido de estaño (IV)	
		Óxido de hierro (III)	
		Óxido de cromo (II)	
			Monóxido de telurio
			Monóxido de níquel
			Pentaóxido de difósforo
			Heptaóxido de dicloro
			Monóxido de dinitrógeno
			Monóxido de magnesio
			Monóxido de dirrubidio

38) Hidruros.

Fórmula	Tradicional	Stock	Sistemática
H ₂ Se			
Be H ₂			
Co H ₂			
Cu H			
Pb H ₄			
H ₂ S			
N H ₃			
H I			
C H ₄			
H Br			
Fr H			
Na H			
Cs H			
Ba H ₂			
Mn H ₂			
Mn H ₃			
Ag H			
	Ácido fluorhídrico		
	Hidruro níqueloso		
	Arsina		

	Estibina		
	Hidruro lítico		
	Hidruro mercúrico		
	Ácido telurhídrico		
	Hidruro platinoso		
	Hidruro magnésico		
	Hidruro rubídico		
			Trihidruro de níquel
		Cloruro de hidrógeno	
			Trihidruro de fósforo
			Tetrahidruro de silicio
			Dihidruro de estaño
		Sulfuro de hidrógeno	
		Seleniuro de hidrógeno	
			Monohidruro de potasio
			Dihidruro de cobre
			Tetrahidruro de platino

39) Sales binarias y volátiles.

Fórmula	Tradicional	Stock	Sistemática
Na I			
Pt S ₂			
Cr ₂ Te ₃			
	Yoduro berílico		
	Carburo cálcico		
	Sulfuro cuproso		
		Fosforo de platino (IV)	
		Bromuro de mercurio (II)	
		Sulfuro de carbono (IV)	
			Monotelururo de dipotasio
			Trisulfuro de dicobalto
			Tetracloruro de carbono

40) Compuestos binarios (1).

Fórmula	Tradicional	Stock	Sistemática
Li H			
Ba H ₂			
Cr H ₂			
Mg O			
Hg ₂ O			
Pt O			
Cs F			
Au F ₃			
Na Cl			
Br ₂ O ₃			
Se O			
P ₂ O ₃			
Na H			
Zn H ₂			
Mn H ₃			
Rb ₂ O			
Zn O			
Mn ₂ O ₃			
H ₂ S			
Zn F ₂			

Mn F3			
Ra Cl2			
I2O			
As2O3			
K H			
Au H3			
Cs2O			
H Cl			
Rb F			
S F2			
Fe P			
I2O7			
Sb2O5			
Li2O2			
Fe H3			

41) Compuestos binarios (2).

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
	Óxido níquelico		
			Monofluoruro de plata
		Fluoruro de estaño (II)	
	Óxido selénico		
	Óxido perclórico		
			Pentaóxido de diarsénico
		Óxido de silicio (IV)	
			Monohidruro de cesio
			Trihidruro de cobalto
	Óxido bórico		
			Trióxido de dioro
	Ácido telurhídrico		
		Fluoruro de cobre (I)	
	Fluoruro crómico		
			Trisulfuro de dialuminio

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
		Sulfuro de plomo (IV)	
			Dióxido de dipotasio
			Monóxido de carbono
		Óxido de telurio (IV)	
			Trihidruro de aluminio
	Hidruro estánnico		
			Trióxido de dialuminio
	Óxido estánnico		
	Ácido fluorhídrico		
	Fluoruro bórico		
			Dicloruro de estroncio
		Seleniuro de níquel (III)	
			Dióxido de selenio
	Óxido carbónico		
	Amoniaco		
	Metano		
			Difluoruro de bario
	Hidruro argéntico		
			Monóxido de dicobre
	Bromuro zínquico		

42) Hidróxidos.

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
Na OH			
Ca(OH) ₂			
Cu(OH) ₂			
Co(OH) ₂			
Pb(OH) ₄			
Fr OH			
Be(OH) ₂			
Ag OH			
Zn(OH) ₂			
	Hidróxido cádmico		
	Hidróxido ferroso		
	Hidróxido mercúrico		
	Hidróxido cuproso		

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
		Hidróxido de oro (I)	
		Hidróxido de bario	
		Hidróxido de aluminio	
		Hidróxido de níquel (III)	
			Dihidróxido de platino
			Trihidróxido de cobalto
			Tetrahidróxido de estaño
			Hidróxido de potasio

43) Oxiácidos

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
H Br O			
H I O ₂			
H Cl O ₃			
H Mn O ₄			
H ₂ Se O ₂			
H ₂ Te O ₃			
H ₃ B O ₃			
H ₄ Si O ₄			
H ₃ P O ₂			
H B O ₂			
	Ácido hipocloroso		
	Ácido bromoso		
	Ácido crómico		
	Ácido peryódico		
	Ácido hiposulfuroso		
	Ácido nitroso		
	Ácido dicrómico		
	Ácido arsénico		
	Ácido metasilícico		

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
		Ácido trioxocarbónico (IV)	
		Ácido dioxotelúrico (II)	
		Ácido tetraoxomangánico (VI)	
		Ácido trioxonítrico (V)	
		Ácido trioxobromico (V)	
		Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	
		Ácido tetraoxofosfórico (V)	
		Ácido trioxoselénico (IV)	
			Oxoyodato (I) de hidrógeno
			Dioxoclorato (III) de hidrógeno
			Decaoxotrifosfato (V) de H
			Trioxosulfato (IV) de H
			Oxonitrato (I) de hidrógeno
			Trioxofosfato (III) de hidrógeno
			Tetraoxoclorato (VII) de H
			Dioxocarbonato (IV) de H

44) Compuestos ternarios (1).

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
Cu OH			
Pt (OH) ₂			
Li OH			
Ra (OH) ₂			
Mg (OH) ₂			
Na OH			

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
Co (OH) ₂			
Fe (OH) ₃			
Ag OH			
Al (OH) ₃			
Sn (OH) ₄			
HClO			
H ₂ SO ₄			
HBrO ₂			
H ₃ PO ₄			
H ₂ Cr ₂ O ₇			
HClO ₄			
HNO ₃			
H ₂ SiO ₃			
HClO ₂			
H ₂ CrO ₄			
H ₂ MnO ₃			
HIO ₃			
KClO			
RbClO ₂			
Li ₂ TeO ₃			
Na ₂ SO ₄			
CaCO ₃			
Li ₂ SO ₃			
FePO ₄			
Na ₃ PO ₄			
Al(NO ₃) ₃			
Ni(ClO ₄) ₃			
Cr(IO ₃) ₂			
KMnO ₄			

45) Compuestos ternarios (2).

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
	Hidróxido plúmbico		
	Hidróxido berílico		
	Hidróxido zínquico		

FÓRMULA	TRADICIONAL	STOCK	SISTEMÁTICA
		Hidróxido de plomo (II)	
		Hidróxido de estaño (IV)	
		Hidróxido de cadmio	
		Hidróxido de platino (II)	
			Monohidróxido de mercurio
			Trihidróxido de cobalto
			Trihidróxido de oro
			Tetrahidróxido de platino
	Ácido bromoso		
	Ácido metafosforoso		
	Ácido sulfuroso		
	Ácido permangánico		
		Ácido tetraoxobromico (VII)	
		Ácido trioxocarbónico (IV)	
		Ácido tetraoxoyódico (VII)	
		Ácido trioxofosfórico (III)	
			Trioxoborato (III) de hidrógeno
			Tetraoxomanganato (IV) de H
			Heptaoxicromato (VI) de H
			Trioxonitrato (V) de hidrógeno
	Dicromato potásico		
	Sulfito sódico		
	Hiposulfito aluminico		
	Manganato lítico		
		Carbonato de calcio	
		Nitrato de plata	
		Selenito de oro (II)	
		Nitrito de plomo (II)	

6. MASA MOLECULAR. CANTIDAD DE SUSTANCIA (EL MOL).

Como se estudió en el tema anterior, la masa atómica relativa se expresa mediante la unidad de masa atómica (uma).

Recuerda:

La uma toma como referencia la masa del isótopo de carbono 12, y le asigna una masa de 12 uma (ya que el carbono 12 tiene 6 protones y 6 neutrones). Ello implica que la unidad de masa atómica se define como la doceava parte (1/12) de la masa del carbono 12. Así mismo, implica que cada protón y neutrón presentan una masa aproximada de 1 uma, y que el electrón presenta una masa aproximada de 0 uma (ya que su masa es despreciable respecto la de protones y neutrones). La equivalencia entre unidades de masa atómica y kilogramos es **1 uma = $1,66053886 \times 10^{-27}$ kg**.

6.1.- MASA MOLECULAR.

La masa molecular es la suma de las masas atómicas de los átomos que integran una molécula.

Ejemplo 1: masa molecular del H₂O.

La masa atómica relativa del hidrógeno es 1 uma y la del oxígeno es 16 uma. La masa molecular del agua será $16 + (2 \cdot 1) = 18$ uma.

Ejemplo 2: masa molecular del CO₂.

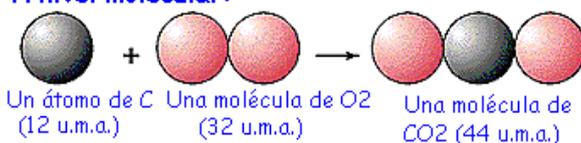
La masa atómica relativa del carbono es 12 uma, y la del oxígeno es 16 uma. La masa molecular del dióxido de carbono será: $12 + (2 \cdot 16) = 44$ uma.

Fórmula	Pesos atómicos	Cálculos del Peso molecular
HNO ₃	N=14	$14 \times 1 = 14$
	H=1	$1 \times 1 = 1$
	O=16	$16 \times 3 = 48$
	Total.....	$14 + 1 + 48 = 73$

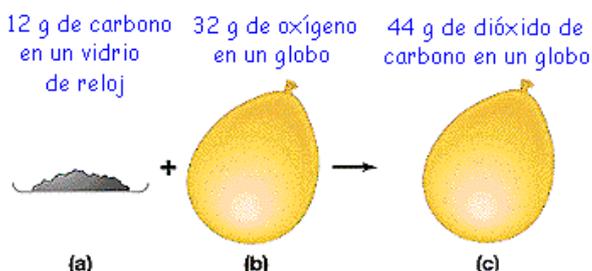
6.2.- CANTIDAD DE SUSTANCIA. EL MOL.

Los átomos y las moléculas son demasiado pequeños como para poder trabajar con ellos de forma individualizada en el laboratorio. Incluso las muestras más pequeñas de una sustancia contienen cantidades enormes de átomos y moléculas. Sin embargo, en química existe la necesidad de utilizar cantidades de sustancia que guarden las mismas proporciones de masa que los átomos o moléculas individuales.

A nivel molecular:



A nivel macroscópico:



Para relacionar la masa de los átomos y las moléculas con cantidades de fácil medición en laboratorio, se define la magnitud **cantidad de sustancia**, cuya unidad es **el mol**.

Un mol es la cantidad de sustancia contenida en el número de partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) presentes en 12 gramos de carbono-12. En 12 gramos de carbono-12 hay una enorme cantidad de partículas (átomos, en este caso), y a ese número se le llama **número de Avogadro (N_A)**.

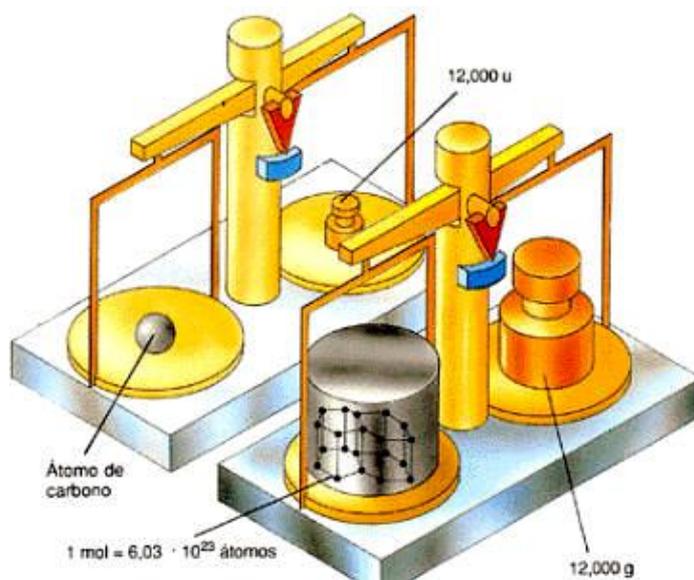
$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Es decir, **un mol es la cantidad de sustancia presente en $6,022 \times 10^{23}$ partículas de una determinada sustancia.**

¿Cuánto pesa un mol? Masa molar (M).

Un mol de carbono-12 ($6,022 \times 10^{23}$ átomos de C-12) tiene una masa de 12 gramos, y la masa atómica del carbono-12 es de 12 uma. Se observa que hay relación directa entre la masa presente en un mol de una

sustancia y la masa atómica / molecular de dicha sustancia. Se puede generalizar que la masa de un mol (**masa molar**) de cualquier sustancia expresada en gramos **coincide numéricamente con la masa atómica o molecular de dicha sustancia** expresada en una (unidades de masa atómica), y contiene el número de Avogadro de átomos o moléculas.



Ejemplos:

- La masa molecular del agua (H_2O) es de 18 uma. En un mol de agua hay $6,022 \times 10^{23}$ moléculas H_2O . La masa contenida en un mol de agua es de 18 g.
- La masa atómica del hierro (Fe) es de 55,85 uma. En un mol de hierro hay $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hierro. La masa contenida en un mol de hierro es de 55,85 g.
- La masa molecular del amoníaco (NH_3) es de 17 uma. En un mol de amoníaco hay $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de amoníaco. La masa contenida en un mol de amoníaco es de 17 g.

1 mol de (moléculas) de agua	es la cantidad de agua	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua	su masa es 18,00 g
1 mol de (átomos) de hierro	es la cantidad de hierro	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro	su masa es 55,85 g
1 mol de (moléculas) de amoníaco	es la cantidad de amoníaco	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco	su masa es 17,00 g

Es definitiva, **se define el mol como la cantidad de sustancia contenida en $6,022 \times 10^{23}$ partículas de dicha sustancia.**

La masa de un mol en gramos (masa molar) es numéricamente igual al valor de la masa atómica o molecular.

El mol es una unidad peculiar porque, aunque siempre comprende el mismo número de partículas ($6,022 \times 10^{23}$), no siempre contiene la misma masa, ya que depende de la sustancia considerada. Al estar basada en un recuento de átomos o moléculas, la cantidad de masa total dependerá de cuánta masa tenga cada átomo o molécula. Así, un mol de hidrógeno molecular (H_2) tiene 2 gramos de masa, mientras que un mol de agua (H_2O) contiene 18 gramos de masa.

¿Cuántos moles hay? Número de moles (n).

Para calcular el número de moles (n) que hay en una determinada masa de una sustancia, se divide dicha masa entre la masa molar (masa de un mol de esa sustancia).

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Masa de un mol (g/mol)}}$$

¿Cuántas moléculas hay?

Si en 1 mol hay presentes $6,022 \times 10^{23}$ partículas de la sustancia considerada, en n moles habrá:

$$\text{N}^\circ \text{ de partículas} = n \cdot N_A$$

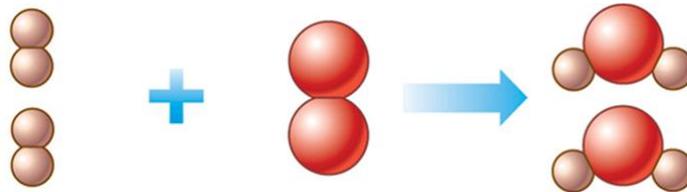
Ejemplo:

Sustancia	Fórmula de la molécula	Masa Molecular (*) (g/mol)	Masa (g)	Moles	Nº de moléculas	Nº de átomos en total
Agua	H ₂ O	18	360	20	$20 \cdot N_{Av} = 12,046 \cdot 10^{24}$	$3 \cdot 12,046 \cdot 10^{24}$

¿Por qué es tan importante el mol?

El mol es una de las unidades fundamentales del Sistema Internacional (S.I.) y probablemente es la unidad más característica en química. Se trata de una unidad tan importante porque permite “contar” átomos o moléculas presentes en una determinada sustancia a partir de una medida de masa de dicha sustancia.

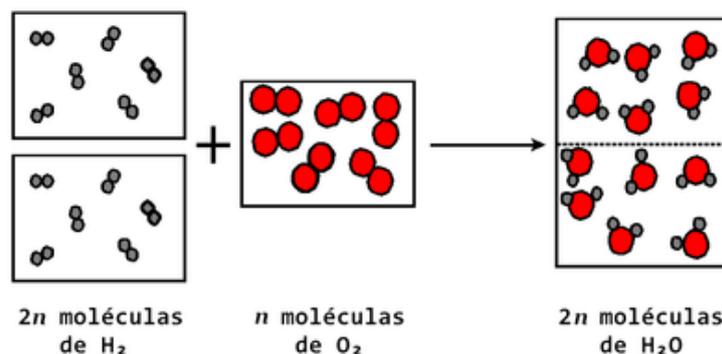
Por ejemplo, para formar agua han de reaccionar dos moléculas de hidrógeno (gas) con una molécula de oxígeno (gas), dando como resultado dos moléculas de agua.



Siempre que se desee obtener agua por reacción entre hidrógeno y oxígeno se debe tomar ambos gases en la proporción de doble cantidad de moléculas de hidrógeno que de oxígeno.

¿Pero cómo “contar” las moléculas? Se ha de usar el concepto de mol.

Un mol de hidrógeno molecular contiene el mismo número de partículas que un mol de oxígeno molecular: $6,022 \times 10^{23}$ moléculas. Por tanto, para que reaccionen en proporción 2:1 hay que tomar 2 moles de H₂ por 1 mol de O₂. Análogamente, hay que tomar 4,0 g de H₂ por 32,0 g de O₂, que se combinarán para dar 2 moles de H₂O (36,0 g).



Actividades “Masa molecular y cantidad de sustancia (el mol)”

46) Determina las masas atómicas o moleculares de las siguientes sustancias:

- a) Cobre metal (Cu)
- b) Cloro gas (Cl₂)
- a) Sulfuro de hidrógeno (H₂S).
- b) Bromuro de cinc (ZnBr₂).
- c) Ácido sulfúrico (H₂SO₄).
- d) Metano (CH₄).
- e) Hidróxido de berilio: Be(OH)₂
- f) Cloruro de bromo (BrCl)
- g) Fluoruro de calcio (CaF₂)
- h) Óxido de plata (Ag₂O).
- i) Ácido clorhídrico: HCl (aq)
- j) Trihidruro de níquel (NiH₃)
- k) Carbonato cálcico (CaCO₃)

47) Determina la masa molar de cada una de las sustancias del ejercicio anterior.

48) Suponiendo que se disponen de 140 gramos de todas las sustancias indicadas anteriormente, responde a estas cuestiones:

- a) ¿Cuántos moles de cada sustancia se tienen?
- b) ¿Cuántas moléculas de dicha sustancias se tienen?
- c) ¿Cuántos átomos hay en dicha cantidad para cada sustancia?

49) ¿Cuántos moles hay en 44g de dióxido de carbono? ¿Y cuántos átomos de oxígeno?

50) ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene más átomos de hidrógeno?

- a) 1g de hidrógeno molecular.
- b) 1g de átomos de hidrógeno.
- c) 10g de agua.
- d) 3×10^{23} moléculas de agua.

51) ¿Cuántas moléculas de agua, H₂O, hay en un mol de agua? ¿Cuántos átomos de oxígeno? ¿Y de hidrógeno?

52) ¿Cuántos moles de hierro son $1,5 \times 10^{25}$ átomos de hierro?

53) Calcula la masa de un mol de hidróxido de sodio (NaOH). ¿Cuánta sustancia (cuántos moles) habrá en 250g de NaOH?

54) Calcula la masa molar de las siguientes sustancias:

- a) Ácido sulfúrico.
- b) Ácido carbónico.
- c) Amoníaco.

55) ¿Cuántos moles contiene 1 Kg de agua?

56) ¿Cuántos moles hay 200g de cloruro de potasio (KCl)?

57) Un mol de agua tiene una masa de 18g y un mol de cobre de 63,5g. ¿Qué tienen en común estas cantidades de sustancia?

58) Calcula los moles que hay en:

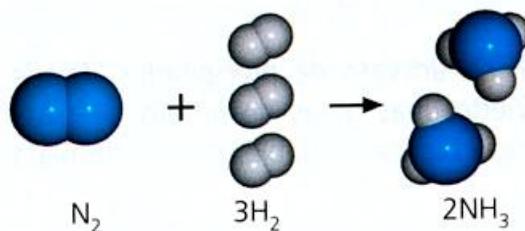
- 250g de amoníaco.
- 2 Kg de dióxido de azufre.

59) ¿Qué masa contienen las siguientes cantidades de sustancia?

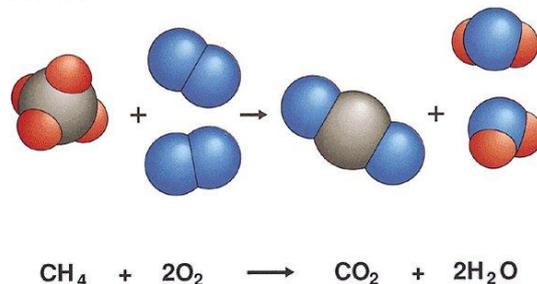
- a) 1,5 moles de plata.
- b) 0,11 moles de dibromuro de cobalto.

60) ¿Cuántas moléculas hay en 32g de oxígeno molecular (O₂)? ¿Y cuántos átomos?

61) Se quiere hacer reaccionar el nitrógeno con el hidrógeno para formar amoníaco (NH₃). ¿Cuántos moles y masa de cada sustancia es necesaria para hacer la reacción?



62) Se desea realizar una reacción de combustión de metano. ¿ Cuántos moles y masa de cada sustancia se requiere para posibilitar la reacción?



63) Halla la equivalencia, en gramos, de los siguientes moles:

- 3 moles de Na
- 5 moles de FeCl₃
- 67 moles de Al₂O₃
- 100 moles de H₂SO₄
- 4 moles de Cl₂

64) Pasa a moles las siguientes cantidades:

- 80 g de H₂O
- 56 g de HCl
- 375 g de CH₄
- 200 g de S
- 6 g de HNO₃

65) Misceláneo de ejercicios de moles:

- ¿Cuántos átomos hay en 5 moles de átomos de hierro?
- ¿Cuántos átomos hay en 28 g de hierro?
- ¿Cuántos moles son 132 g de CO₂?
- ¿Cuántas moléculas son 3 moles de P₂O₅?
- ¿Cuántos moles de átomos de fósforo hay en 3 moles de P₂O₅?
- ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 4 moles de Cl₂O₅?
- ¿Cuántos g de azufre hay en 196 g de H₂SO₄?
- ¿Cuántos g de cloro hay en 2 moles de FeCl₂?
- ¿Cuántos átomos de bario hay en 3 moles de BaS?
- ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno hay en 3.1025 moléculas de H₂S?
- Se tienen tres moles de dióxido de carbono (CO₂):
 - ¿Cuántas moléculas contienen?

- ¿Cuántos átomos de carbono?
 - ¿Cuántos átomos de oxígeno?
- ¿Cuántos moles son 132 g de C_3H_8 ? ¿Cuántos átomos de carbono contienen?
- Se tienen cinco moles de H_2SO_4 :
 - ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno contienen?
 - ¿Cuántos moles de átomos de azufre contienen?
 - ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno contienen?
- Dos moles de H_3PO_4 tienen _____ moles de átomos de hidrógeno, _____ moles de átomos de fósforo y _____ moles de átomos de oxígeno.
- ¿Cuál es la masa molar del $Ca(OH)_2$? ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 37 g de $Ca(OH)_2$?

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS.

1																	18
H +1											13	14	15	16	17	He	
2												B ±3	C +2, ±4	N +1, +2, ±3 +4, +5	O -1, -2	F -1	Ne
Li +1	Be +2											Al +3	Si +2, ±4	P ±3, +5	S ±2, +4, +6	Cl ±1 +3, +5, +7	Ar
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12								
Na +1	Mg +2	Sc +3	Ti +2, +3, +4	V +2, +3 +4, +5	Cr +2, +3 +6	Mn +2, +3 +4, +6, +7	Fe +2, +3	Co +2, +3	Ni +2, +3	Cu +1, +2	Zn +2	Ga +1, +3	Ge +2, +4	As ±3, +5	Se -2, +4, +6	Br ±1 +3, +5, +7	Kr
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +3, +4	Nb +2, +3 +4, +5	Mo +2, +3 +4, +5, +6	Tc +4, +5 +6, +7	Ru +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Rh +2, +3 +4, +5, +6	Pd +2, +4	Ag +1	Cd +2	In +1, +3	Sn +2, +4	Sb ±3, +5	Te ±2, +4, +6	I ±1 +3, +5, +7	Xe
Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +3, +4	Ta +3, +4, +5	W +2, +3 +4, +5, +6	Re +2, +3 (+4, +6, +7)	Os +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Ir +2, +3 +4, +5, +6	Pt +2, +4	Au +1, +3	Hg +1, +2	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Bi +3, +5	Po ±2, +4, +6	At ±1, +5	Rn
Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf +3, +4	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS CON SU CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

1 IA	New Original																18 VIIIA	
1 H Hidrógeno 1.00794																	2 He Helio 4.002602	
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012182											5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.0107	7 N Nitrógeno 14.00674	8 O Oxígeno 15.9994	9 F Flúor 18.9984032	10 Ne Neón 20.1797	
11 Na Sodio 22.989770	12 Mg Magnesio 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIII B	10	11 IB	12 IIB	13 Al Aluminio 26.981538	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fósforo 30.973761	16 S Azufre 32.066	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948	
19 K Potasio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.955910	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganeso 54.938049	26 Fe Hierro 55.8457	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Níquel 58.6934	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.409	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsénico 74.92160	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 83.798	
37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Itrio 88.90585	40 Zr Circonio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Teluro 127.60	53 I Yodo 126.90447	54 Xe Xenón 131.293	
55 Cs Cesio 132.90545	56 Ba Bario 137.327	57 to 71		72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tántalo 180.9479	74 W Wolframio 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.96655	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.3833	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radón (222)
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89 to 103		104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassio (269)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (271)	111 Rg Roentgenio (272)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (292)	117 Uus Ununseptio	118 Uuo Ununoctio

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com), <http://www.dayah.com/periodic/>

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

57 La Lantano 138.9055	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.92534	66 Dy Disprosio 162.500	67 Ho Holmio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93421	70 Yb Iterbio 173.04	71 Lu Lutecio 174.967
89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232.0381	91 Pa Protactinio 231.03588	92 U Uranio 238.02891	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawrencio (262)