

COLEGIO AGROTECNICO QUIMILI

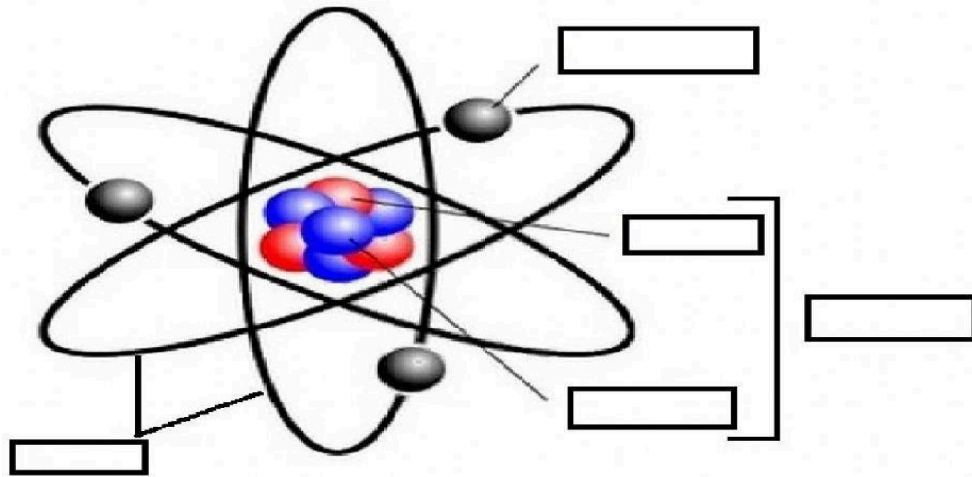
GUIA DE ESTUDIO QUIMICA

CURSO: 3RO A

PROFESORA: FALCON MARIA JOSE

Fecha: FEBRERO DEL 2026

1) Completar la Estructura del Átomo:



2) Utilice la tabla y complete:

Elemento Químico	Z	A
H		
O		
Ag		
Sn		
Si		
Ca		
Ar		
Po		
K		
As		

3) Calcula el número de protones, neutrones y electrones tienen estos átomos:

- a) O (Z=8, A=16)
- b) Cl (Z= 17 , A= 37)
- c) Al (Z= 13 , A= 27)
- d) Na (Z=11, A=23)

4) Indique el **Nombre** y el **Símbolo** de los elementos químicos que se encuentran en el P (Periodo) y G (grupo):
 P:3 G:2 / P:6 G: 5 / P:4 G:13 / P:6 G: 9 / P:7 G:5 / P:2 G:15 / P:4 G:12 / P:3 G:16
 / P:2 G:1 / P:4 G:18 / P:3 G:16 / P:1 G:18 / P:5 G:11 / P:4 G:14 / P:2 G:16.

- 1) Teniendo En cuenta los siguientes elementos quimicos:
Cu, Al, F, Ta, Fe, Mn, Os, Ga, Rn, Cl, I, Te, Se, Cs, Li, H, Be, Ar, Sn, Xe. Indique cuales son Metales, No metales, Gases Inertes o Nobles.

- 2) Un atomo de **Fosforo (P)** tiene 15 protones y 16 neutrones indique cual es su:
Numero Atomico:.....
Numero Masico:

- 3) Si un atomo de **Aluminio** tiene $Z=13$ y $A=27$, indique:
¿Cuántos protones tiene?.....
¿Cuántos electrones tiene?.....
¿Cuántos neutrones tiene?

- 4) Dibuje el atomo de **Na, Be, S**

1 De acuerdo a los ejemplos del texto ¿Cómo definiría Conservación de la masa?

2 Resuma brevemente la fabricación de: Hierro, Hidrogeno, Polietileno y Pesticidas

3 y 4 están en la última hoja.

CONFIGURACION ELECTRONICA

Desde tiempos antiguos, una de las grandes preguntas recurrentes de los hombres de ciencia era sobre la composición de la materia en su estado más pequeño e indivisible. Para ello se dispusieron de diversas teorías que, si bien se enmarcaban dentro de una lógica deductiva, no vinieron de la mano con una justificación de tipo experimental. No obstante, durante el siglo XX esto cambió mediante el surgimiento de nuevos dispositivos de análisis y de la química moderna. En ese orden, se creó la definición de configuración electrónica, la cual se estableció como el marco teórico para definir el ordenamiento de las partículas a niveles atómicos.

configuración electrónica establece la forma en que se determina el ordenamiento de los electrones dentro de un átomo asociado a un elemento dado. Esto permite que sea posible apreciar a un nivel atómico todo lo referente a las propiedades de un elemento y el mecanismo de sus reacciones químicas.

Es la distribución de los electrones en los subniveles y orbitales de un átomo. La configuración electrónica de los elementos se rige según el diagrama de Moeller:

Para comprender el diagrama de las diagonales o Moeller se utiliza la siguiente tabla:

	s	p	d	f
k = 1	1s			

l = 2	2s	2p		
m = 3	3s	3p	3d	
n = 4	4s	4p	4d	4f
o = 5	5s	5p	5d	5f
p = 6	6s	6p	6d	6f
q = 7	7s	7p	7d	7f

Para encontrar la distribución electrónica, se escriben las notaciones en forma diagonal desde arriba hacia abajo y de derecha a izquierda:

1s	2s	2p 3s	3p 4s	3d 4p 5s	4d 5p 6s	4f 5d 6p 7s	5f 6d 7p
----	----	-------	-------	----------	----------	-------------	----------

Cada orbital sólo puede ser ocupado por un máximo de dos electrones. Los orbitales se llenan en orden creciente de energía orbital: los de menor energía se llenan antes que los de mayor energía. Entonces, es posible describir la estructura electrónica de los átomos estableciendo el subnivel o distribución orbital de sus electrones. Un subnivel s se puede llenar con 1 o 2 electrones. Un subnivel p puede contener de 1 a 6 electrones; un subnivel d, de 1 a 10 electrones y un subnivel f, de 1 a 14 electrones. Los electrones se colocan primero en los subniveles de menor energía y cuando estos están completamente ocupados, se usa el siguiente subnivel con energía superior. Esto se puede representar por la siguiente tabla:

	s	p	d	f
n = 1	2			
n = 2	2	6		
n = 3	2	6	10	
n = 4	2	6	10	14
n = 5	2	6	10	14
n = 6	2	6	10	
n = 7	2	6		

Para encontrar la configuración electrónica se usa el mismo procedimiento anterior incluyendo esta vez el número máximo de electrones para cada orbital.

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^6$ $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6p^6$ $7s^2$ $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7p^6$

Finalmente la configuración queda de la siguiente

manera: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$



1	$1s^2$				
2	$2s^2$	$2p^6$			
3	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$		
4	$4s^2$	$4p^6$	$4d^{10}$	$4f^{14}$	
5	$5s^2$	$5p^6$	$5d^{10}$	$5f^{14}$	
6	$6s^2$	$6p^6$	$6d^{10}$	$6f^{14}$	
7	$7s^2$	$7p^6$	$7d^{10}$	$7f^{14}$	

**GUÍA DE EJERCICIOS
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.**

1.- a.- Escribe la configuración electrónica de los átomos con n° atómicos desde 4 a 10, escribe también el nombre y el símbolo del elemento respectivo.

b.- Dibuja el diagrama de orbitales para cada elemento

N° atómico (Z)	Nombre del elemento y símbolo	Configuración electrónica	Diagrama de orbitales
4			
5			
6			
7			
8			
9			
10			

2.- Completa el siguiente cuadro:

Elemento y símbolo del elemento	N° atómico	Configuración electrónica	Diagrama de orbitales
Sodio			
Magnesio			
Aluminio			
Silicio			
Fósforo			
azufre			

3.- Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos y di a que grupo y período pertenecen:

N Z=7

S Z= 16

RbZ= 37

Cl Z= 17

5 La conservación de la masa

Si medimos la masa de un cubito de hielo en el momento de sacarlo del congelador y, luego de fundido, volvemos a determinar la masa de agua líquida, comprobaremos que en ambos casos la masa es la misma. Si hacemos evaporar esa cantidad de agua y recogemos el vapor dentro de un globo, la masa del gas obtenido será igual que la masa de agua líquida antes de la evaporación.

¿Qué significa esto? Que aun cuando las moléculas se alejen unas de otras o se acerquen, se muevan o queden más juntas, la cantidad total de sustancia sigue siendo la misma. Por ello decimos que durante los cambios físicos la masa se conserva.

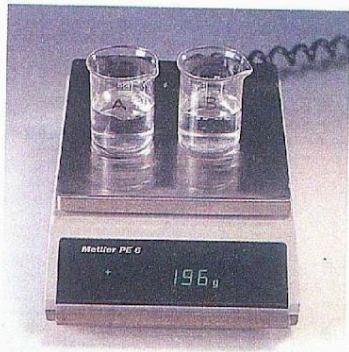
En el caso de las reacciones químicas, las moléculas se rompen y dan lugar a otras nuevas, pero los átomos no desaparecen, ni tampoco aparecen otros nuevos. La cantidad total de átomos no cambia y, en consecuencia, la masa permanece constante.

En otras palabras, la cantidad de materia inicial es igual a la cantidad de materia final: la suma de las masas de los reactivos es exactamente igual a la suma de las masas de los productos.

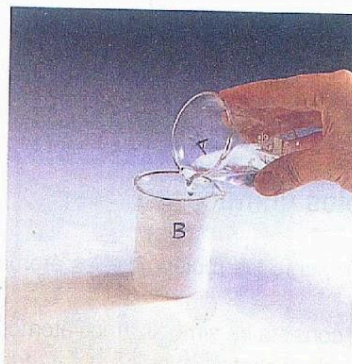
Tanto en los cambios físicos como en los químicos, la cantidad total de materia es la misma; es decir, la masa se conserva.



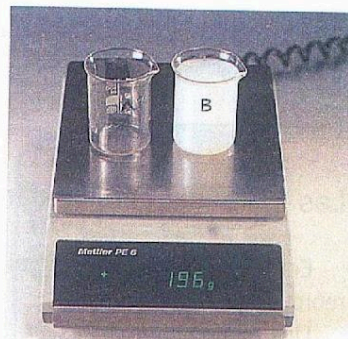
La masa de los cubitos es la misma que la del agua líquida una vez derretidos.



1. Al pesar juntos dos vasos con cloruro de sodio (A) y nitrato de plata (B), la balanza marca 196 g.



2. Al mezclar ambas disoluciones aparece un sólido blanco. Se produce un cambio químico.



3. Si se vuelven a pesar los dos vasos a la vez, la balanza sigue marcando lo mismo: 196 g.

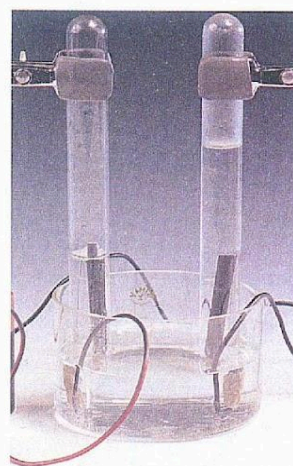
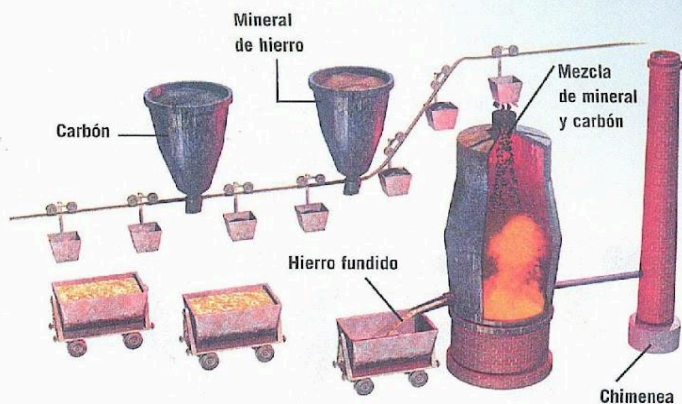
6 La industria y las reacciones químicas

Los conocimientos químicos aplicados a la industria nos permiten disponer de combustibles, alimentos, materiales de construcción, medicinas, telas y plásticos.

La fabricación de hierro

El hierro (cuyo símbolo químico es Fe , del latín *ferrum*) se obtiene de los minerales *hematita* y *magnetita*. En ellos, el hierro está combinado con oxígeno (O_2), formando una sustancia llamada *óxido de hierro* (Fe_2O_3).

Para obtener el hierro puro a partir del óxido de hierro, se mezcla el mineral con carbón de piedra en un horno con forma de chimenea y se inicia una combustión a alta temperatura. Como el carbón necesita oxígeno para quemarse, lo toma del óxido de hierro. Así, se obtiene hierro metálico líquido, fundido a causa de la alta temperatura. El hierro metálico se va depositando en la parte inferior del horno, y el carbono, componente fundamental del carbón, al combinarse con el oxígeno, forma el dióxido de carbono.



Electrólisis del agua.

La producción de hidrógeno

El *hidrógeno* (H_2) es un gas usado en distintos procesos industriales. Para obtenerlo se realiza un proceso llamado *electrólisis*, que consiste en hacer pasar electricidad a través del agua.

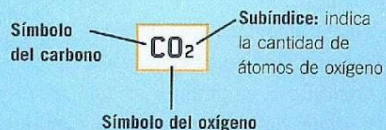
La fórmula de la molécula de agua es H_2O , lo cual significa que cada molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno (H) y un átomo de oxígeno (O). Al pasar electricidad a través del agua (H_2O), esta sufre un cambio químico y se forman los gases hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2).

Los símbolos químicos y las fórmulas

Los átomos se representan, en general, con la inicial del nombre en latín o en griego, en mayúscula. Por ejemplo, Au es el símbolo químico del oro, cuyo nombre en latín es *Aurus*. Si son varios los átomos cuyos nombres comienzan con la misma letra, se escribe además una segunda letra, en minúscula. Por ejemplo, Na es el símbolo del sodio (en latín, *Natrium*), en tanto que N es el símbolo del nitrógeno.

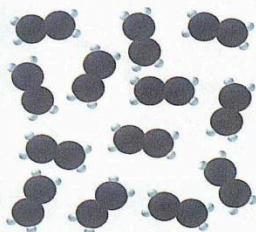
Las sustancias pueden ser representadas mediante fórmulas químicas, en las cuales los átomos que componen cada molécula se escriben usando los símbolos químicos correspondientes. Cuando en la molécula hay dos o más átomos iguales, para indicar la cantidad se coloca un número, llamado *subíndice*, a la derecha del símbolo químico que representa al átomo.

Por ejemplo, la molécula de dióxido de carbono se representa por medio de la siguiente fórmula:



La fabricación de polietileno

El polietileno es uno de los plásticos más comunes. Se lo emplea en la fabricación de bolsas, como aislante para cables, en láminas para la conservación de alimentos y en muchos otros usos. Para fabricarlo se utiliza etileno, gas que se obtiene del petróleo. A altas presiones y temperaturas, el etileno sufre un cambio en su estructura, que le permite unirse, como eslabones de una cadena, a varios miles de otras moléculas de etileno. La cadena resultante recibe el nombre de *polietileno* ("poli" es un prefijo que significa "muchos"). El polietileno se enfría y forma pequeñas bolas, que luego se funden para darles la forma necesaria y fabricar distintos productos.



Moléculas de etileno.



Moléculas de polietileno.



Productos fabricados con polietileno.

Los pesticidas

El uso irresponsable de los conocimientos científicos y la falta de control en la utilización de ciertos productos químicos pueden ocasionar problemas ambientales.

Desde hace muchos años se utilizan compuestos químicos, conocidos como *pesticidas*, para controlar las plagas que afectan a las cosechas. Con el paso del tiempo, la mayoría de ellos han sido prohibidos, a causa de su alta toxicidad y peligrosidad para los seres humanos y los animales. Actualmente se están desarrollando otras técnicas para controlar las plagas. Por ejemplo, muchos jardineros utilizan el *Bacillus thuringiensis* o insectos como la mariposa religiosa para matar orugas y otras plagas de jardín.

Por otra parte, la ingeniería genética está desarrollando cultivos transgénicos resistentes a las plagas. En todos los casos es importante el control sobre las técnicas empleadas, para prevenir efectos contraproducentes.



ACTIVIDADES

9. Observen las fórmulas químicas que aparecen en el cuadro de la derecha y, basándose en el ejemplo, escriban su composición.

10. El amoníaco (NH_3), componente de muchos limpiadores domésticos, se produce en una reacción entre los gases nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2). Para esa reacción química indiquen el nombre de reactivos y productos.

Nombre de la sustancia	Fórmula química	Composición de una molécula
Monóxido de carbono	CO	Un átomo de oxígeno y uno de carbono
Dióxido de carbono	CO ₂	
Sulfuro de hidrógeno	H ₂ S	
Cloro	Cl ₂	
Ozono	O ₃	
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	

Representaciones de Lewis

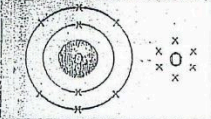


Gilbert Newton Lewis (1875-1946) fue un químico que se dedicó a estudiar las uniones químicas y propuso una forma de representar a los átomos que incluye en las uniones, además de los electrones que pertenecen a ellas, es decir, a los del nivel más externo.

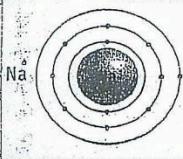
Esta representación consiste en escribir el símbolo del elemento y rodearlo por los electrones de valencia, ya sea con puntos, cruces, círculos, etc. Se colocan uno abajo, a derecha e izquierda del símbolo, además son tres y cuatro, se dibujan de a dos.

Por ejemplo:

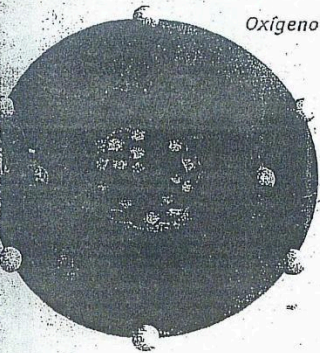
El oxígeno tiene 8 electrones de valencia.



El sodio tiene 1 electrón de valencia.



Oxígeno



Uniones químicas

Habitualmente, los átomos se unen para formar sustancias simples y compuestas. Por ejemplo, para formar oxígeno, un átomo de oxígeno se une con otro igual. Para formar amoníaco, un átomo de nitrógeno se une con tres átomos de hidrógeno.

Esta unión entre átomos, que se conoce como unión química, se produce por medio de una fuerza que actúa entre ellos, y que tiene suficiente intensidad como para mantenerlos juntos.

Las partículas subatómicas que intervienen en estas uniones son los electrones del nivel más externo del átomo (el nivel más alejado del núcleo). A estos electrones se los denomina electrones de valencia.

Imitando a los gases nobles

A excepción del helio, los restantes gases nobles (neón, argón, kriptón, xenón y radón) tienen ocho electrones en el nivel de energía más externo.

Esta característica los convierte en gases muy poco reactivos, es decir, con una escasa tendencia a unirse con otros átomos para formar compuestos. Por lo tanto, se los considera gases estables. Esta estabilidad se les proporciona el hecho de tener su último nivel de energía completo (el máximo de electrones que admite el último nivel es ocho).

El helio, a pesar de no poseer ocho electrones en el último nivel como sus compañeros de grupo, es muy estable. Esto se debe a que este gas ($Z = 2$) sólo tiene un primer nivel, compuesto por dos electrones, que es el máximo admitido para este nivel.

Actualmente, se sabe que los átomos se combinan químicamente, ya sea ganando, perdiendo o compartiendo electrones con otros átomos, para alcanzar una distribución de electrones similar a la del gas noble más cercano en la tabla periódica. Por ejemplo:

2 Helio He -269 4,002602
10 Neón Ne -246 20,1797 -248
18 Argón Ar -186 39,948 -189
36 Kriptón Kr -163 83,80 -167
54 Xenón Xe -166 131,29 -112
86 Radón Rn -82 [222] -71

El átomo de oxígeno ($Z = 8$) tiene ocho electrones: dos en el primer nivel, y seis en el segundo (que es el más externo).

El oxígeno tenderá a formar uniones químicas que le permitan conseguir dos electrones más en su último nivel, para sumar un total de 10 electrones, como el gas noble más próximo a él: el neón.

8 Oxígeno O -183 15,9994 -219	9 Flúor F -188 18,9984032 -220	10 Neón Ne -246 20,1797 -249
16 Azufre S 445 32,066 116	17 Cloro Cl -34 35,4527 -101	18 Argón Ar -186 39,948 -189

3. Las uniones químicas

Las atracciones existentes entre los átomos que llevan a la formación de moléculas suelen denominarse **enlaces** o **uniones químicas**.

Estos enlaces o uniones se realizan de diferentes formas, tales como la **unión iónica**, la **unión covalente** y la **unión metálica**.

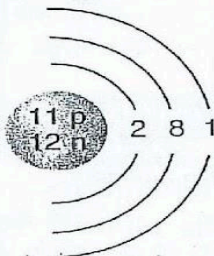
3.1. El enlace o unión iónica

Este tipo de unión se presenta corrientemente entre los átomos de un metal y un no metal. Se observa en numerosas sustancias químicas compuestas que se encuentran en la naturaleza, tales como las sales (cloruro de sodio, fluoruro de calcio, bromuro de sodio, yoduro de potasio, sulfuro de hierro (II), cloruro de hierro (III), fluoruro de calcio, sulfuro de sodio, etcétera).

3.1.1. El cloruro de sodio

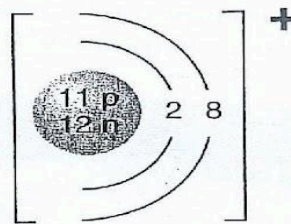
El cloruro de sodio está compuesto por un metal, el **sodio (Na)**, y un no metal, el **cloro (Cl)**.

El átomo de sodio ($Z = 11$) tiene la siguiente estructura:



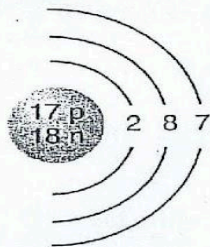
Átomo de sodio neutro.

Este átomo trata de perder el electrón de su órbita externa para parecerse al gas inerte más próximo que es el neón ($Z = 10$). En el caso de concretarse la pérdida, queda con 11 protones y 10 electrones, es decir, con una carga positiva de más. Entonces, se transforma en un catión de sodio monovalente:



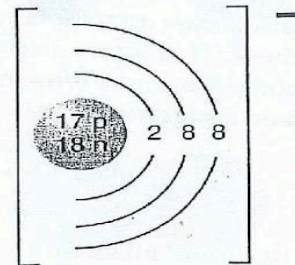
Catión de sodio monovalente.

El átomo de cloro ($Z = 17$) presenta la siguiente estructura:



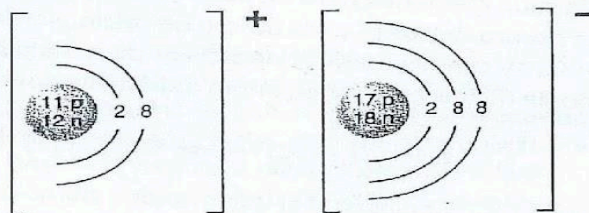
Átomo de cloro neutro.

Como el gas inerte más próximo es el argón ($Z = 18$), el átomo de cloro trata de ganar un electrón, convirtiéndose en un anión cloruro con una carga negativa (monovalente):



Anión cloruro monovalente.

Cuando se produce el acercamiento entre un átomo de sodio y otro de cloro, ocurre la transferencia del electrón del primero al segundo, convirtiéndose en catión sodio y anión cloruro, respectivamente. Como estos iones tienen cargas eléctricas de signo contrario, se atraen y queda formado el cloruro de sodio:



3.1.2. ¿Cuáles son las propiedades de los compuestos iónicos?

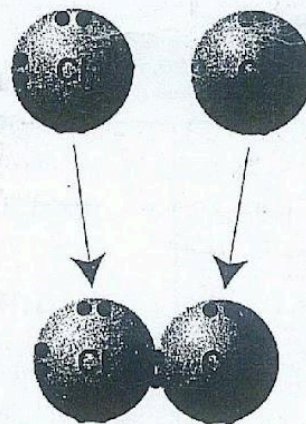
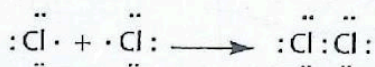
Las sustancias que se forman por unión iónica se caracterizan por presentar las siguientes propiedades comunes:

- No forman moléculas independientes.
- Presentan redes cristalinas iónicas.
- Tienen punto de fusión y de ebullición elevados (más de 700 °C), por lo cual a la temperatura ambiente se encuentran en estado sólido.
- Son solubles en el agua.
- En estado sólido no conducen la corriente eléctrica.
- Fundidas o en solución conducen la corriente eléctrica continua descomponiéndose (se comportan como electrolitos).
- Son duras y frágiles.

3.2. La unión o enlace covalente

Este tipo de unión se observa en las moléculas constituidas por átomos de no metales, como es el caso de las moléculas biatómicas de los gases simples (cloro, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, flúor).

- En la molécula de cloro (Cl_2), los dos átomos que la forman tienen siete electrones externos y necesitan uno más para completar el octeto. Es lógico suponer que uno de los átomos de cloro no puede quitarle un electrón al otro porque son iguales; entonces, comparten un par de electrones (uno de cada átomo):



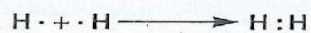
Formación de una molécula de cloro (Cl_2).

Ninguno de los átomos adquiere la posesión total de ambos electrones, por lo cual a veces un átomo y otras el otro, tiene completa su última órbita, asemejándose al gas inerte más próximo que es el argón.

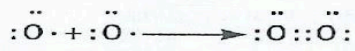
Esta forma de unión interatómica se denomina **unión covalente**.

Como los dos átomos que se unen son iguales tienen la misma carga nuclear positiva (17 protones) y, por lo tanto, atraen con la misma fuerza al par de electrones que comparten. Entonces, en la molécula las cargas eléctricas están distribuidas uniformemente, no hay polos eléctricos positivo y negativo, respectivamente. Al no existir atracción eléctrica entre las moléculas, éstas son independientes unas de otras y por eso, a la temperatura ambiente, se encuentran en estado gaseoso.

• De modo similar se origina la molécula de hidrógeno (H_2). Cuando dos átomos de hidrógeno chocan, cada uno intenta arrancarle un electrón al otro, pero, como no puede lograrlo quedan compartiendo los dos electrones para parecerse al helio:



• En el caso del oxígeno (O_2), como los dos átomos tienen seis electrones externos, deben compartir dos pares de electrones para adquirir la estructura electrónica del neón:



• Los átomos de nitrógeno, al tener cinco electrones en su última órbita, deben compartir tres pares electrónicos para formar una molécula de nitrógeno (N_2):



La unión covalente no sólo se observa en las moléculas simples, sino también en muchas otras que forman las sustancias compuestas, tales como el cloruro de hidrógeno, el agua, el monóxido de azufre, el dióxido de carbono, etcétera:

Cloruro de hidrógeno	Agua	Monóxido de azufre	Dióxido de carbono
$H : \ddot{Cl} :$	$H : \ddot{O} : H$	$\ddot{S} :: \ddot{O}$	$: \ddot{O} :: C :: \ddot{O} :$

En todos los casos, los electrones se comparten de a pares, pudiendo los átomos compartir uno, dos o tres pares de electrones, dando **uniones covalentes simples, dobles o triples**, respectivamente. Así, la unión del H con el Cl es covalente simple, la del S con el O es covalente doble y la de los dos átomos que forman una molécula de N_2 es covalente triple.

En suma:

En la unión o enlace covalente los átomos comparten uno o más pares de electrones para completar el octeto externo. Esta unión se produce entre los átomos de no metales.

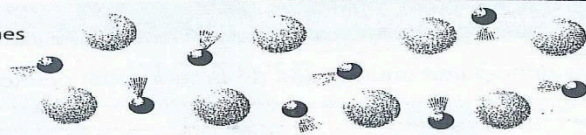
3.3 El enlace o unión metálica

Esta forma de unión se produce entre los átomos de los metales. Como ya se ha señalado, los átomos de los metales tienen menos de cuatro electrones en su última órbita y pueden perderlos con relativa facilidad, en cuyo caso se convierten en iones positivos (cationes). Entonces, los electrones no pertenecen a ningún átomo en particular, pasan de un átomo neutro a un catión que se convierte en un átomo neutro, el que a su vez, puede ceder un electrón y convertirse nuevamente en un catión.

18

Por este motivo, se considera que una porción de metal está constituida por una red de cationes, entre los cuales se mueven con bastante libertad los electrones, formando una "nube" o "mar de electrones". La unión se establece entre los iones metálicos con carga positiva y la nube electrónica con carga negativa.

Así, por ejemplo, un trozo de sodio está constituido por millones de cationes de Na^+ que se mantienen unidos por la nube electrónica formada por los electrones libres de la órbita externa.



Entonces, los metales pueden considerarse como un enrejado o red de iones positivos sumergida en un "mar de electrones".

3.3.1 Las propiedades de los metales

Los metales se caracterizan por presentar propiedades tales como:

- **Brillo característico.** Este brillo se debe a la movilidad de los electrones. La luz que incide sobre un metal es absorbida por los electrones libres que se mueven rápidamente emitiendo energía radiante que se aprecia como brillo.
- **Conductividad eléctrica.** La corriente eléctrica es el desplazamiento de los electrones; éstos al llegar a un trozo de metal repelen los electrones externos libres de dicho metal por tener carga de igual signo y hacen que circulen a través del mismo.
- **Maleabilidad y ductilidad.** La facilidad con que pueden deslizarse unas capas sobre otras hace que sea muy fácil producir láminas delgadas o hilos metálicos.
- **Insolubilidad.** Los metales no se disuelven en ninguno de los solventes conocidos.
- **Cristales.** La red cristalina está constituida por iones positivos dentro de una "nube electrónica".

En síntesis:

Clasificación de las sustancias

De acuerdo con el tipo de enlace o unión que presentan las sustancias pueden clasificarse en iónicas, moleculares y metálicas.

Las sustancias iónicas están formadas por iones, las moleculares por moléculas y las metálicas por cationes rodeados por electrones.

Metales

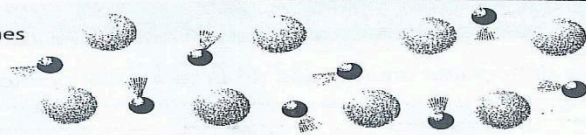
3.3 El enlace o unión metálica

Esta forma de unión se produce entre los átomos de los metales. Como ya se ha señalado, los átomos de los metales tienen menos de cuatro electrones en su última órbita y pueden perderlos con relativa facilidad, en cuyo caso se convierten en iones positivos (cationes). Entonces, los electrones no pertenecen a ningún átomo en particular, pasan de un átomo neutro a un catión que se convierte en un átomo neutro, el que a su vez, puede ceder un electrón y convertirse nuevamente en un catión.

18

Por este motivo, se considera que una porción de metal está constituida por una red de cationes, entre los cuales se mueven con bastante libertad los electrones, formando una "nube" o "mar de electrones". La unión se establece entre los iones metálicos con carga positiva y la nube electrónica con carga negativa.

Así, por ejemplo, un trozo de sodio está constituido por millones de cationes de Na^+ que se mantienen unidos por la nube electrónica formada por los electrones libres de la órbita externa.



Entonces, los metales pueden considerarse como un enrejado o red de iones positivos sumergida en un "mar de electrones".

3.3.1 Las propiedades de los metales

Los metales se caracterizan por presentar propiedades tales como:

- **Brillo característico.** Este brillo se debe a la movilidad de los electrones. La luz que incide sobre un metal es absorbida por los electrones libres que se mueven rápidamente emitiendo energía radiante que se aprecia como brillo.
- **Conductividad eléctrica.** La corriente eléctrica es el desplazamiento de los electrones; éstos al llegar a un trozo de metal repelen los electrones externos libres de dicho metal por tener carga de igual signo y hacen que circulen a través del mismo.
- **Maleabilidad y ductilidad.** La facilidad con que pueden deslizarse unas capas sobre otras hace que sea muy fácil producir láminas delgadas o hilos metálicos.
- **Insolubilidad.** Los metales no se disuelven en ninguno de los solventes conocidos.
- **Cristales.** La red cristalina está constituida por iones positivos dentro de una "nube electrónica".

En síntesis:

Clasificación de las sustancias

De acuerdo con el tipo de enlace o unión que presentan las sustancias pueden clasificarse en iónicas, moleculares y metálicas.

Las sustancias iónicas están formadas por iones, las moleculares por moléculas y las metálicas por cationes rodeados por electrones.

Metales