

# FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO

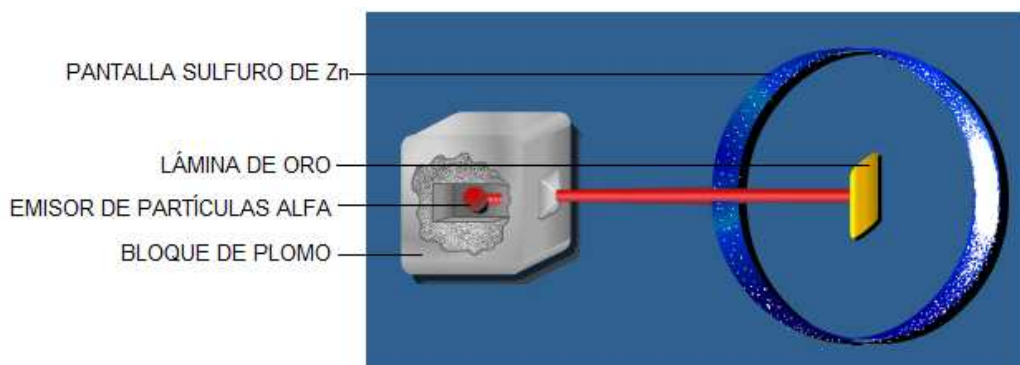
## Tema 8: Átomo, sistema periódico y enlace.

### 1. El modelo atómico de Rutherford: ([www.cdpedp.blogspot.com](http://www.cdpedp.blogspot.com))

El experimento que realizó Rutherford demostró que la materia está prácticamente vacía.

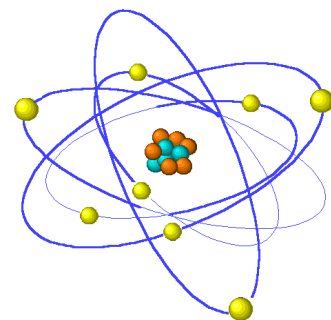
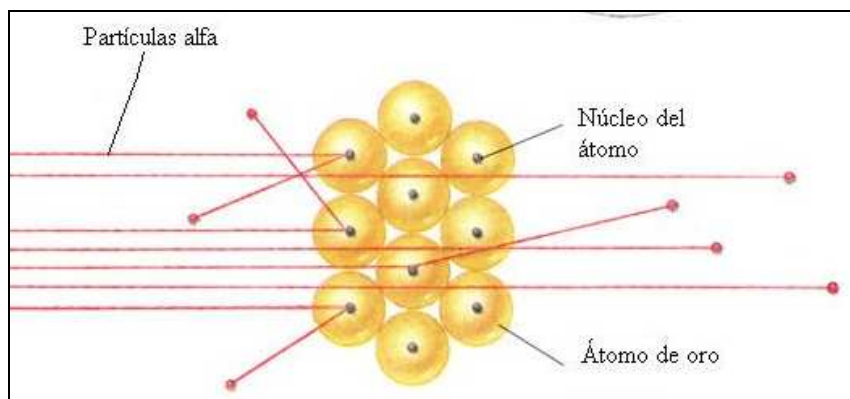
El experimento fue el siguiente:

- Colocó un emisor de partículas alfa.
- Colocó un bloque de plomo que bloqueará el emisor.
- Colocó una pantalla de Sulfuro de Zinc que detecta partículas alfa.
- Colocó una lámina de oro sobre la que incidirán las partículas alfa.



Las zonas blancas son los impactos de las partículas alfa.

Rutherford supuso que casi toda la masa del átomo y su carga positiva se concentraban en el centro del átomo (núcleo) y que los electrones giran a su alrededor a gran distancia describiendo órbitas circulares.



## 2. El modelo atómico de Bohr

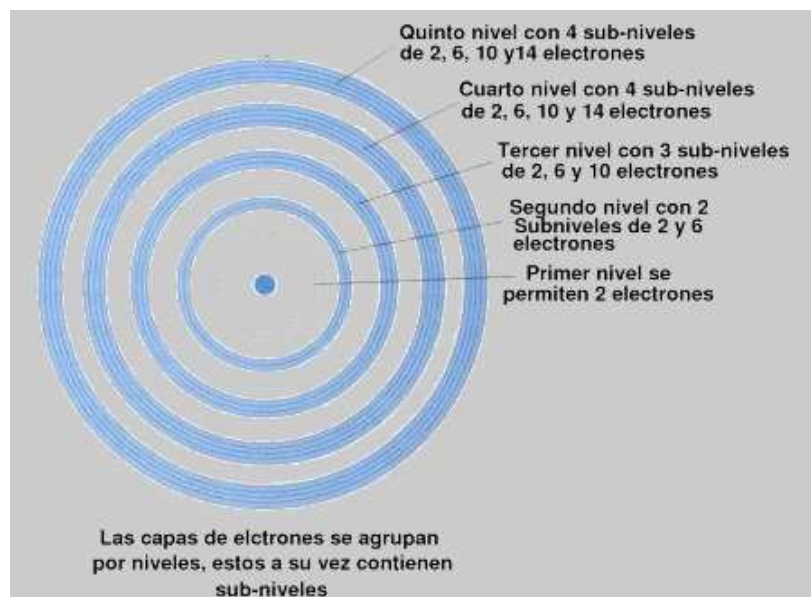
- Cuando los electrones giran alrededor del núcleo atómico no emiten energía.
- Los electrones no pueden girar alrededor del núcleo a cualquier distancia, sólo lo pueden hacer en aquellas órbitas donde su energía tiene unos valores determinados. Es decir, los electrones se distribuyen alrededor del núcleo en distintos niveles de energía ( $n=1$ ,  $n=2$ ,  $n=3$ ,  $n=4$ , ...).



En el primer nivel de energía (más cercano al núcleo) puede haber hasta 2 electrones.  
En el segundo nivel de energía puede haber hasta 8 electrones.  
En el tercer nivel caben hasta 18 electrones.  
En el cuarto nivel caben hasta 32 electrones... y así hasta el séptimo nivel de energía.

## 3. El modelo de Bohr fue completado por Sommerfeld

Sommerfeld supuso que cada nivel de energía estaba formado por una serie de subniveles muy próximos entre sí. Los subniveles de energía se representan por las letras s, p, d y f. En el primer nivel hay un subnivel (1s); en el segundo nivel hay dos subniveles (2s y 2p); en el tercer nivel hay tres subniveles (3s, 3p y 3d); en el cuarto nivel hay cuatro subniveles (4s, 4p, 4d y 4f); etc. El número máximo de electrones en cada subnivel es 2 en el "s", 6 en el "p", 10 en el "d" y 14 en el "f".



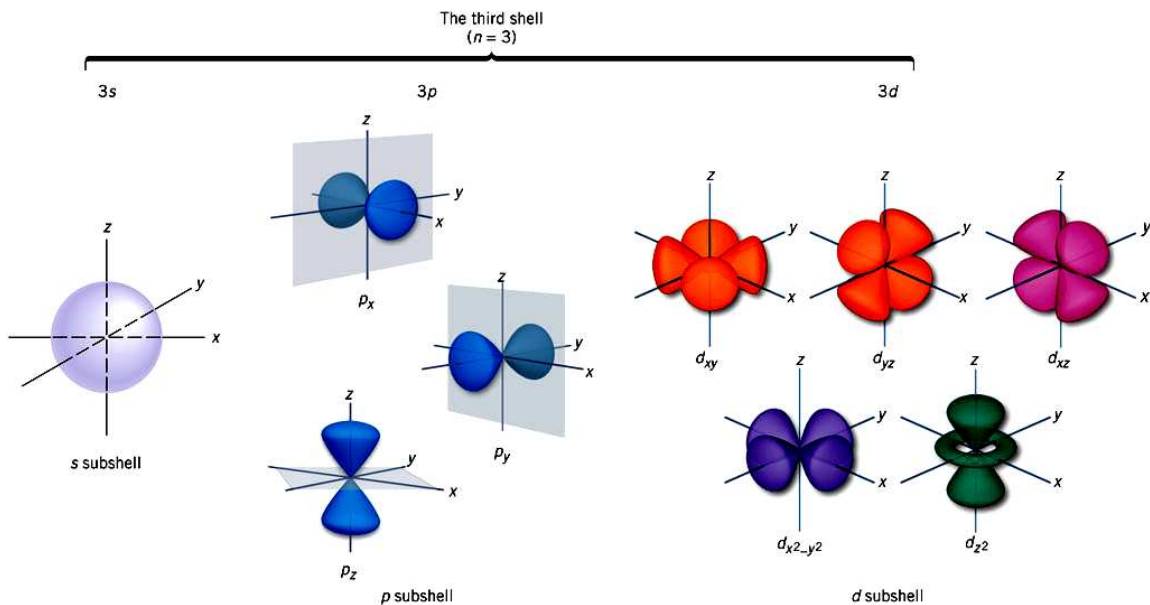
#### 4. El modelo atómico actual

En este modelo las órbitas de los electrones del modelo de Bohr-Sommerfeld son sustituidas por los orbitales, regiones del espacio donde hay una gran probabilidad de encontrar a un electrón (mayor del 90%).

En el primer subnivel (s) sólo hay un orbital; en el segundo subnivel (p) hay tres orbitales; en el tercer subnivel (d) hay cinco orbitales y en el cuarto subnivel (f) hay siete orbitales.

En cada orbital puede haber como máximo dos electrones.

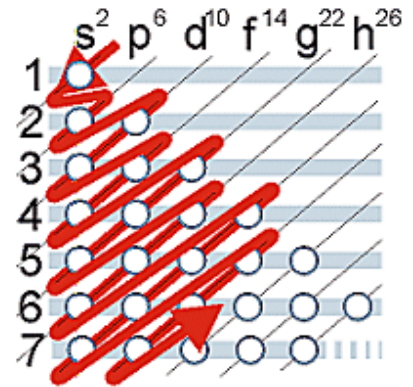
Los orbitales atómicos tienen distintas formas geométricas.



Ver vídeo "Vivimos en una nube de electrones" en [www.cdmdp.blogspot.com](http://www.cdmdp.blogspot.com) (modelo atómico actual).

## 5. Estructura electrónica

Los electrones de un átomo se van colocando alrededor del núcleo en los subniveles de menor energía. Para recordar la ordenación de los subniveles de menor a mayor energía utilizamos la siguiente regla: La energía de los subniveles va aumentando en el orden que indica la flecha.



Llamamos estructura electrónica o configuración electrónica a la distribución de los electrones de un átomo en los distintos subniveles.

## 6. Número atómico, número másico y masa atómica

El número atómico de un elemento es el número de protones de un átomo de dicho elemento. Se representa por la letra  $Z$  e identifica a los elementos químicos. Los átomos de un mismo elemento químico tienen el mismo número de protones.

El número másico ( $A$ ) es la suma del número de protones y de neutrones de un átomo.

Para **representar un átomo** se escribe delante de su símbolo el número atómico como subíndice y el número másico como superíndice.

Como el gramo es una unidad demasiado grande para medir la masa de los átomos, se estableció como unidad de masa atómica ( $uma$ ) la doceava parte de la masa de un átomo de  $C-12$  (6 protones, 6 neutrones, 6 electrones).

La masa atómica de un elemento es el número de veces que la masa de un átomo contiene a la unidad de masa atómica.



Actividad: "construir átomos".

Lectura: "Los átomos son muy pequeños".

"La clasificación periódica de Mendeliev".

## 7. Tabla periódica de los elementos

En la tabla periódica actual, los elementos están ordenados según su número atómico ya que, el número de protones en el núcleo, es lo que caracteriza a los átomos de un mismo elemento. Los elementos conocidos hasta hoy se distribuyen en filas o períodos y en columnas o grupos. En la misma fila se sitúan los elementos cuyos átomos tienen el mismo número de niveles energéticos y cuyas propiedades varían periódicamente. En el mismo grupo se sitúan los elementos que tienen la misma configuración electrónica en los últimos niveles y que, por tanto, presentan propiedades químicas similares.

Vídeos: "La tabla periódica y su configuración".

"Tabla periódica".

## 8. Regularidades en las propiedades de los elementos del sistema periódico



Los átomos de los elementos químicos tienden a adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano, porque así disminuye su energía y son más estables.

A los elementos de la izquierda de la tabla los llamamos METALES y tienden a perder

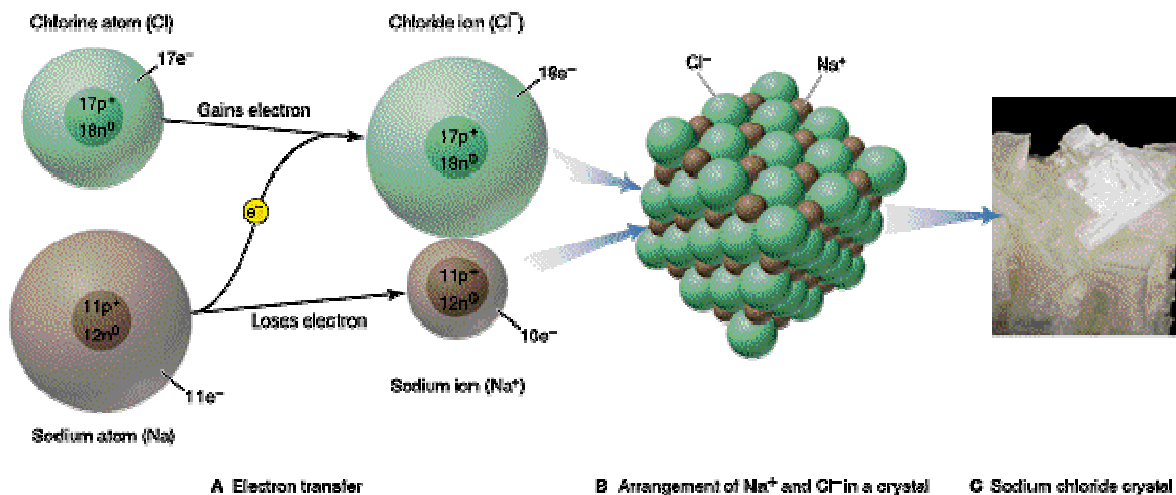
electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano, que es el que se encuentra en el período anterior.

A los elementos que se encuentran a la derecha los llamamos NO METALES y tienden a captar electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble de su período.

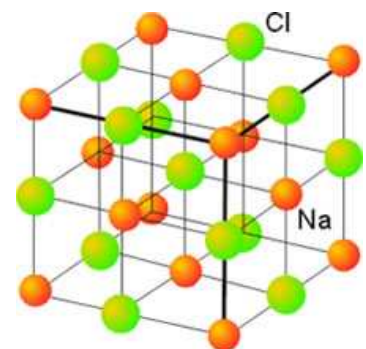
Los elementos de un mismo GRUPO tienen la misma configuración electrónica en el último nivel de energía, lo que hace que presenten propiedades químicas similares. Por ejemplo, todos los elementos alcalinos reaccionan con el agua desprendiendo calor, aunque la reacción es más violenta a medida que descendemos en el grupo, ya que las propiedades metálicas se acentúan; cuando se combinan con el hidrógeno o con el oxígeno lo hacen en la misma proporción ( $\text{LiH}$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{KH}$ ,  $\text{RbH}$ ,  $\text{CsH}$ ); etc.

A lo largo de un PERÍODO las propiedades químicas y físicas varían regularmente.

## 9. Enlace iónico



En el enlace iónico se produce una transferencia de electrones desde los átomos de un metal (que tienen tendencia a perder electrones) a los átomos de un no metal (que tienen tendencia a ganarlos), formándose iones positivos y negativos. Las interacciones eléctricas entre los iones hacen que se distribuyan de manera ordenada en las tres direcciones del espacio originando una red cristalina (un cristal).



## Propiedades de los compuestos iónicos

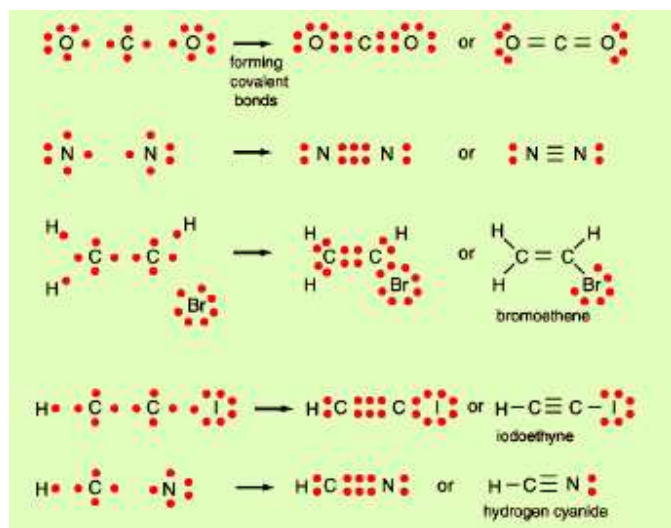
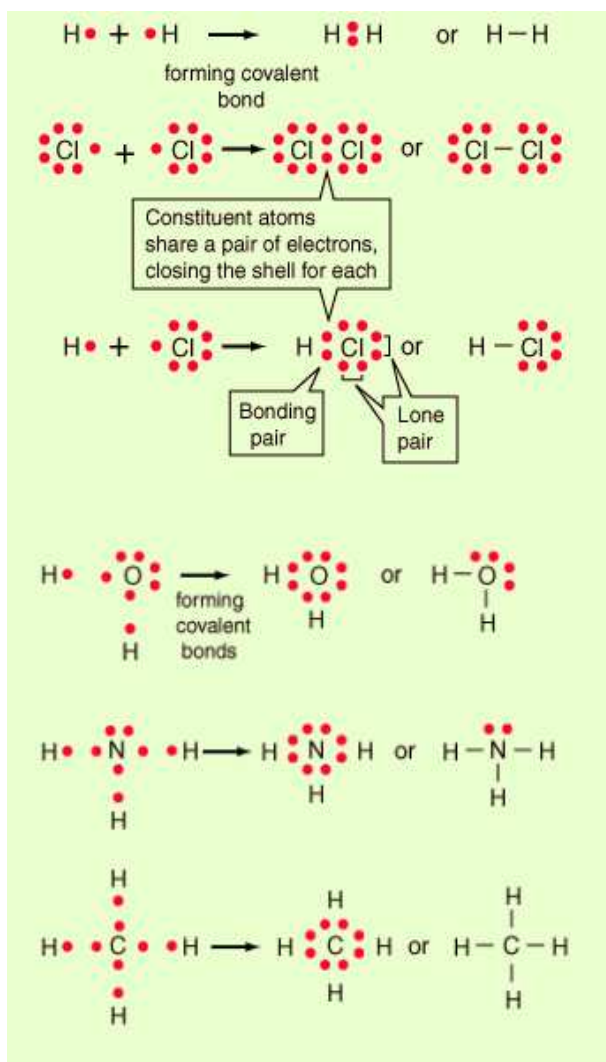
Los compuestos iónicos presentan las siguientes propiedades:

- Son duros, ya que el enlace iónico es un enlace fuerte.
- Son frágiles, pues si se aplica una fuerza sobre ellos se deslocaliza la estructura cristalina.
- Son solubles en agua.
- Conducen la corriente eléctrica disueltos y fundidos, debido a la movilidad que presentan los iones.

## 10. Enlace covalente

Los átomos de los no metales tienen tendencia a captar electrones para ser estables. Cuando se unen dos átomos de elementos no metálicos comparten pares de electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano.

Ver vídeo: " single covalent Bonding".



## Propiedades de los compuestos con enlace covalente

Hay dos tipos de sustancias diferentes que presentan enlaces covalentes: las sustancias moleculares y los cristales covalentes.

En los cristales covalentes se forman redes tridimensionales (cristales) en las que los átomos se unen entre sí por enlaces covalentes.

El enlace covalente es muy fuerte y, por tanto, difícil de romper; esto hace que los cristales covalentes presenten las siguientes propiedades:

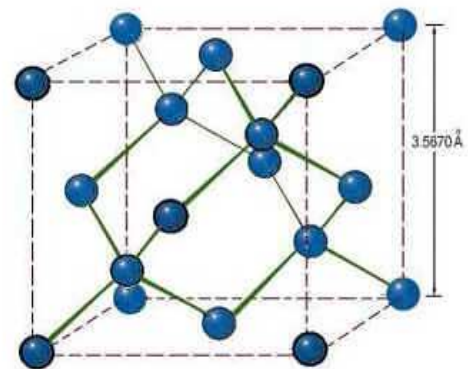
- \* Presentan elevados puntos de fusión
- \* Muy poco solubles en cualquier tipo de disolvente.
- \* Suelen ser duros.
- \* Suelen ser malos conductores de la electricidad.

Son sustancias de este tipo el diamante,  $\text{SiO}_2$  (cuarzo), carburo de silicio ( $\text{Si}_2\text{C}$ ), nitruro de boro (BN), etc.

Las sustancias moleculares se caracterizan porque un número definido de átomos se unen mediante enlaces covalentes formando **MOLÉCULAS**. Como el enlace covalente es muy fuerte, se necesita una energía muy grande para poder romper las moléculas. En cambio, las moléculas se unen entre sí por **fuerzas intermoleculares** que son fuerzas débiles. Estas fuerzas intermoleculares son las responsables de la mayoría de las propiedades de estas sustancias:

- \* Se pueden presentar en estado sólido, líquido o gaseoso a temperatura ambiente.
- \* En general, sus puntos de fusión y ebullición no son elevados, aunque serán mayores cuando las fuerzas intermoleculares que unen a las moléculas sean más intensas.
- \* Suelen ser blandas, pues al rayarlas se rompen las fuerzas intermoleculares.
- \* La solubilidad es variable.
- \* En general, son malos conductores de la electricidad.

Son muchas las sustancias de este tipo:  $\text{H}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ , compuestos orgánicos, etc.





## 11. Enlace metálico

Un metal sólido está formado por una red de iones positivos que está inmersa en una "nube de electrones" constituida por los electrones que han perdido los átomos al transformarse en iones, y que es la responsable de las PROPIEDADES de los metales:



- \* Son dúctiles y maleables. Es decir, se pueden estirar en forma de hilos y extender en forma de láminas.
- \* Presentan brillo metálico.
- \* Conducen la corriente eléctrica y el calor.

Ver vídeo: "La conductividad de los metales."

Resumen de las propiedades de los distintos tipos de sustancias.

Tipos de sustancias				
	Compuestos iónicos	Compuestos moleculares	Sólidos covalentes	Metales
<b>Ejemplos</b>	NaCl (sal común)	Agua, azúcar, oxígeno	Diamante, cuarzo (SiO <sub>2</sub> )	Al, Fe, Zn
<b>Tipo de enlace entre los átomos</b>	Iónico	Covalente	Covalente	Metálico
<b>Los átomos se unen formando:</b>	Cristales	Moléculas	Cristales	Cristales
<b>Las moléculas se unen por:</b>	-	Fuerzas intermoleculares (débiles)	-	-
<b>Puntos de fusión</b>	Altos	Bajos	Muy altos	Altos
<b>Dureza</b>	Duros	Blandos	Muy duros	Duros
<b>Solubles en agua</b>	Si	Depende	No	No
<b>Conductores de la electricidad</b>	Fundidos y disueltos en agua	No	No	Si
<b>Dúctiles y maleables</b>	No	No	No	Si