

3. El sistema periódico de los elementos

- Clasificación de los elementos químicos en el siglo XIX: los químicos de la época tenían una idea vaga de los átomos; no conocían p^+ ni e^- .
- Clasificaban los elementos según su **masa atómica**. Pensaban que debía existir relación entre el comportamiento químico y la masa atómica.
- 1864: **Newlands**. Cada 8 elementos observaba una cierta periodicidad en algunas propiedades. Inadecuada para elementos más allá del calcio.
- Su trabajo no fue reconocido por la comunidad científica.

3. El sistema periódico de los elementos

Newlands' Octaves (his 'Periodic Table' of 1866)							
H	Li	Ga	B	C	N	O	
F	Na	Mg	Al	Si	P	S	
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	
Co, Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se	
Br	Rb	Sr	Ce, La	Zr	Di, Mo	Ro, Ru	
Pd	Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te	
I	Cs	Ba, V	Ta	W	Nb	Au	
Pt, Ir	Pl	Pb	Th	Hg	Bi	Th	

3. El sistema periódico de los elementos

- 1896: **Mendeleev**. Los elementos aparecen agrupados por familias y clasificados por orden creciente de masas atómicas.

Tabla de Mendeleev									
C	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1 H									
2 Li	Be	B	C	N	O	F			
3 Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl			
4 K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni, Cu		
5 (Cu)	Zn			As	Se	Br			
6 Rb	Sr	?Y	Zr	Nb	Mo		Ru, Rh, Pd, Ag		
7 (Ag)	Cd	In	Sn	Sb	Te	I			
8 Cs	Ba	?Di	?Ce						
9									
10			?Er	?La	Ta	W		Os, Ir, Pt, Au	
11 (Au)	Hg	Tl	Pb	Bi					
12				Th	U				

3. El sistema periódico de los elementos

- 1914: **Hery Moseley**. Encuentra una ley empírica que relaciona la longitud de onda de los rayos X emitidos por algunos elementos y su número atómico.
- Al conocer Z para los elementos, los colocó en orden creciente de Z y observó que todos quedaban en el lugar adecuado según sus propiedades.
- La tabla periódica actual aporta información muy valiosa sobre propiedades y comportamiento químico.

3.1. Configuración electrónica de los elementos.

- Consiste en indicar la situación de todos los electrones de un átomo de un elemento.
 - El número de electrones de un átomo neutro es igual al de protones del núcleo, que viene dado por el número atómico del elemento.
 - Los electrones se colocan en los átomos siguiendo el orden ascendente de energía. Diagrama de Moeller.
 - Configuración o estructura electrónica de un elemento, es la distribución de los electrones de su s átomos en los distintos niveles, subniveles y orbitales, ordenados de menor a mayor energía.

3.1. Configuración electrónica de los elementos.



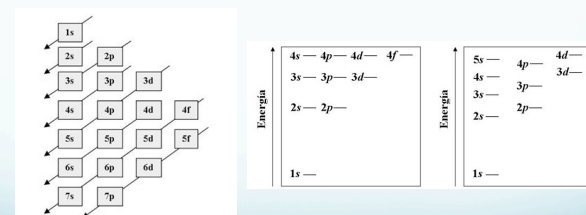
Distribución de los electrones en un átomo. Configuración electrónica.

Configuración electrónica de un átomo al modo en que están distribuidos los electrones alrededor del núcleo de ese átomo.

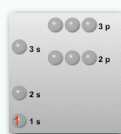
Reglas:

1. En cada orbital solo puede haber dos electrones.
2. Los electrones se sitúan en orbitales por orden de menor a mayor energía.
3. Cuando llenemos orbitales de la misma energía (los 3 orbitales p, los 5 orbitales d o los 7 orbitales f), los electrones se situarán con el mayor grado de *desapareamiento* posible.

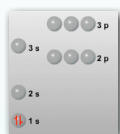
Distribución de los electrones en un átomo. Configuración electrónica.



Distribución de los electrones en un átomo. Configuración electrónica.


 $1s^1$

Hidrógeno


 $1s^2$

Helio

Distribución de los electrones en un átomo. Configuración electrónica.

Átomo	Z	Configuración electrónica	1s	2s	2p
Li	3	$1s^2 2s^1$	↑↓	↑	
Be	4	$1s^2 2s^2$	↑↓	↑↓	
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓	↑↓	↑
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓	↑↓	↑↑
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓	↑↓	↑↑↑
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓	↑↓	↑↑↑↑
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓	↑↑↑↑↑
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↑↑↑↑↑

3.2. Grupos y períodos.

- La disposición de los elementos químicos en la tabla periódica sigue la **ley periódica**: "**muchas propiedades físicas y químicas de los elementos varían con regularidad periódica cuando éstos se sitúan por orden creciente de su número atómico**".
- Períodos: formado por los elementos cuyo último nivel de su configuración electrónica coincide con el número de período, situados por orden creciente de número atómico. Ejemplo período 3.
- Grupos: formados por los elementos que presentan el mismo número de electrones en el último nivel ocupado o capa de valencia. Ejemplo grupo 15.

3.3. Regularidades en el sistema periódico.

- Clasificación en metales, no metales, semimetales y gases nobles.
- Dentro de un mismo período, los elementos más a la izquierda tienen más tendencia a perder los electrones de su nivel más externo. Son los metales.
- Los situados a la derecha tienen mayor tendencia a ganar electrones e incorporarlos a su nivel más externo. Son los no metales.
- Los elementos en un mismo grupo tienen la misma configuración electrónica en su nivel más externo o nivel de valencia. Por eso tienen un comportamiento químico similar.
- En un mismo período, el tamaño de los átomos disminuye al aumentar el número atómico.
- Al descender en un grupo aumenta el tamaño de los átomos.
- Los elementos gaseosos se sitúan a la derecha, salvo el hidrógeno.
- Los elementos sintéticos en laboratorio se localizan a partir del uranio, excepto Tc y Pm (prometio).

Propiedades periódicas de los elementos.

Tamaño de los átomos:



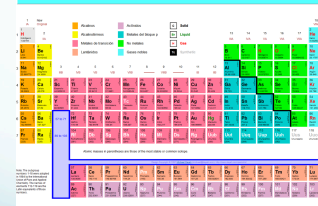
En un periodo: al aumentar el número de electrones en el mismo nivel va acompañado de un aumento del número de protones, y por tanto la fuerza de atracción entre protones y electrones, lo que lleva a una disminución del tamaño del átomo.

En un grupo: los electrones de valencia están cada vez más alejados del núcleo y se sienten menos atraídos por este.

Propiedades periódicas de los elementos.

Metales, no metales y gases nobles

Tabla Periódica de los Elementos



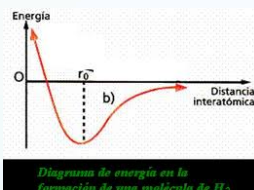
Gases nobles:

- Nula reactividad: no se unen químicamente a ningún otro elemento químico.
- Configuración electrónica muy estable: 8 electrones de valencia. (El He tiene dos).
- El resto de elementos químicos se unirán química para adoptar la configuración de gas noble. Eso lo consiguen ganando o perdiendo electrones.

Metales: tienden a perder electrones. Tienen pocos electrones de valencia. Forman cationes.

No metales: tienden a ganar electrones. Tienen muchos electrones de valencia. Forman aniones.

4. Enlaces químicos



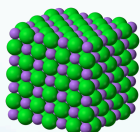
- Al enlazarse dos átomos de hidrógeno para formar la molécula de H_2 , el sistema adquiere un menor nivel de energía, y por lo tanto mayor estabilidad.
- Dos átomos unidos forman un sistema más estable que dos átomos sin unir.
- La energía desprendida en este proceso es la misma que la que hay que comunicar para romper el enlace.

4. Enlaces químicos

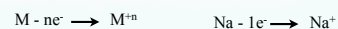
- Tipos de agrupaciones estables que ocurren:
 - Redes cristalinas, de átomos y de iones.
 - Moléculas.
- Existen cuatro tipos de uniones entre átomos:
 - Unión iónica.
 - Unión covalente.
 - Unión entre metales.
- Fuerzas entre moléculas. Fuerzas intermoleculares.

Enlace iónico

Resulta de la unión de un metal y un no metal.



Metal: **pierde** uno o varios electrones para adquirir la configuración del gas noble correspondiente.



No Metal: **gana** uno o varios electrones para adquirir la configuración del gas noble correspondiente.

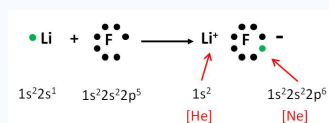


- Los compuestos iónicos forman sólidos cristalinos.
- No forman moléculas.
- La fórmula química indica proporción.

Cristales iónicos:

- Las partículas que forman la estructura son iones (cationes y aniones). Los iones, una vez formados, se ordenan geométricamente en el espacio formando una **red cristalina**.
- Los iones tratan de rodearse del mayor número de iones de signo opuesto y lo más alejado posible de los iones del mismo signo. **Índice o número de coordinación**.
- La formación del cristal iónico desprende energía. Cuanto mayor sea ésta, más estable es el compuesto.
- Los cristales iónicos no forman moléculas.
- Su fórmula química indica proporciones.

Formación de los iones



Formación del enlace iónico

- En el MgF_2 , el enlace se produce como consecuencia de la cesión de los dos electrones del Mg al F. Como el flúor sólo admite un electrón, se necesitan dos iones fluoruro para por cada catión magnesio.
- Los iones positivos y negativos quedan unidos debido a las fuerzas atractivas electrostáticas que aparecen entre ellos.

Formación del cristal iónico

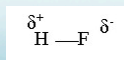
- Una vez formados los iones, estos se ordenan geométricamente en el espacio formando una red cristalina. No hay moléculas.
- La **fórmula empírica** nos indica la proporción de los iones, no el número de iones que hay en el cristal.
- **Valencia iónica**: es la carga eléctrica, positiva o negativa, que adquieren los átomos cuando se convierten en iones por haber cedido o adquirido electrones, respectivamente.
 - Na: 1+; Al: 3+
 - F: 1-; N: 3-

Propiedades de los compuestos iónicos

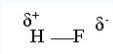
Propiedad	Justificación
A temperatura ambiente son sólidos de elevado punto de fusión.	Existen fuerzas intensas entre los iones. Se precisa mucha energía para romper los enlaces.
Son frágiles. Al golpearlos, se rompen en cristales de menor tamaño.	Al golpear el cristal, los iones se desplazan, rompiéndose los enlaces. El desplazamiento ocasiona que iones del mismo signo se acerquen y aparezcan fuerzas repulsivas donde antes sólo había fuerzas atractivas; en consecuencia, el cristal se rompe.
Son solubles en agua	Las moléculas de agua interaccionan con los iones separándolos de la red iónica.
No conducen la electricidad en estado sólido	Los iones no pueden desplazarse, ya que ocupan posiciones fijas en la red.
Son conductores en disolución o fundidos.	Los iones pueden desplazarse libremente en la disolución o en el compuesto fundido.

Enlace covalente

- Resulta de la unión de dos no metales.
- Ejemplo: unión química entre un átomo de hidrógeno y un átomo de flúor. Resultan moléculas de HF (fluoruro de hidrógeno)
- F (Z=9): $1s^2 2s^2 2p^5$ 7 electrones de valencia
- H (Z=1): $1s^1$ 1 electrón de valencia
- Cada átomo comparte con el otro un electrón de valencia



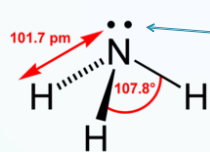
Enlace covalente



Los dos átomos cumplen ahora la regla del octeto, el F completa su 2º nivel, y el H completa el primero.

El par de electrones compartido es atraído por ambos núcleos, y los átomos quedan **fuertemente enlazados**, alcanzando un estado de **menor energía** (y mayor estabilidad) que cuando no estaban enlazados.

Enlaces covalentes



Amoniaco, azano

El amoniaco tiene dos electrones del último nivel que no participan en el enlace

N: $1s^2 2s^2 2p^3$ · 3 electrones desapareados en orbitales p

H: $1s^1$ · 1 electrón en un orbital s

El nitrógeno forma tres enlaces covalentes: con cada átomo de hidrógeno comparte una pareja de electrones de enlace. Existen tres enlaces covalentes. La sustancia amoniaco es molecular, forma moléculas discretas.

Enlaces covalentes



Oxígeno

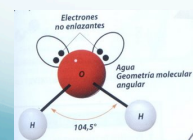
Hidrógeno

Hidrógeno

Agua (H₂O)

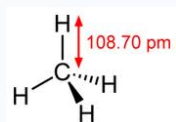
O: $1s^2 2s^2 2p^4$ · 4 electrones en orbitales p, sólo dos desapareados

H: $1s^1$ · 1 electrón en un orbital s



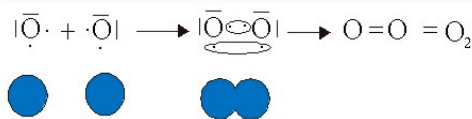
En la molécula de agua hay dos uniones covalentes entre átomos de H y O.

Enlaces covalentes

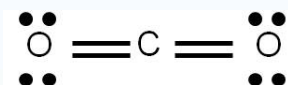


C: $1s^2 2s^2 2p^2$ · 2 electrones en orbitales p. En la unión covalente también participan los dos electrones 2s

H: $1s^1$ · 1 electrón en un orbital s



Enlaces covalentes



Valencia covalente de un átomo: es el número de electrones que ese átomo aporta para compartir con otro átomo.

Sustancias que resultan de los distintos enlaces y sus propiedades

Las características de las sustancias vienen determinadas por el tipo de enlace entre los átomos.

Tipos de sustancias:

- Átomos aislados.
- **Sustancias moleculares.** → En estado líquido y sólido, existen uniones entre moléculas: **fuerzas intermoleculares**
- Cristales:
 - Cristales iónicos.
 - **Cristales covalentes.**
 - Cristales metálicos.

Sustancias moleculares

Molécula: conjunto de átomos unidos mediante enlaces covalentes.

- Fuerzas entre moléculas diferentes puede ser variables:
 - Si son despreciables: gases a temperatura ambiente (O_2 , H_2 , N_2).
 - Si no son despreciables: sustancias líquidas (H_2O).
 - Las fuerzas entre moléculas son siempre menores que las fuerzas que mantienen unidos los átomos.

Sustancias moleculares

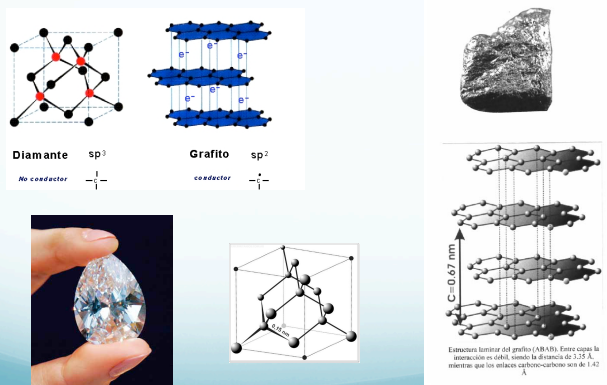
Propiedad	Justificación
En condiciones ordinarias son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión y de ebullición	Dentro de la molécula, los enlaces covalentes son fuertes, pero entre molécula y molécula son débiles.
La mayoría son insolubles en agua y más solubles en disolventes orgánicos	No poseen iones positivos y negativos que interaccionen con el agua
No conducen la electricidad ni en estado puro ni en disolución	Carecen de electrones o iones libres que puedan desplazarse

Sustancias covalentes atómicas

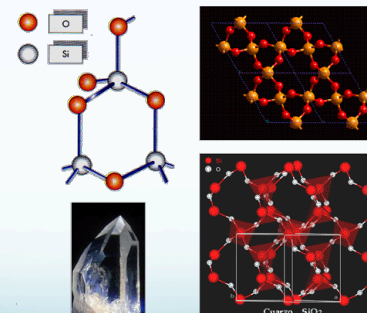
Cristales covalentes:

- Las partículas que forman el cristal covalente son átomos unidos mediante enlace covalente.
- Ejemplos: grafito, diamante, sílice.
- Son muy duros.
- Elevados puntos de fusión y ebullición.
- No conducen la corriente eléctrica.

Diamante y grafito



Cuarzo, SiO_2



Cristales

Cristales metálicos:

- Las partículas que forman el cristal metálico son los cationes de los metales y, rodeando a estos cationes, se encuentran los electrones libres que provienen de los electrones de valencia.
- Tienen brillo metálico característico.
- Conductores de la electricidad.
- Insolubles en agua.
- Son dúctiles (se separan en hilos) y maleables (se forman láminas).

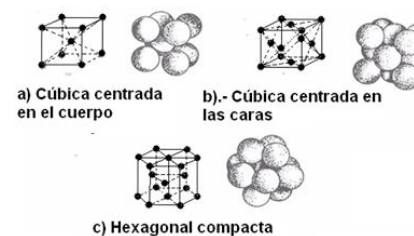
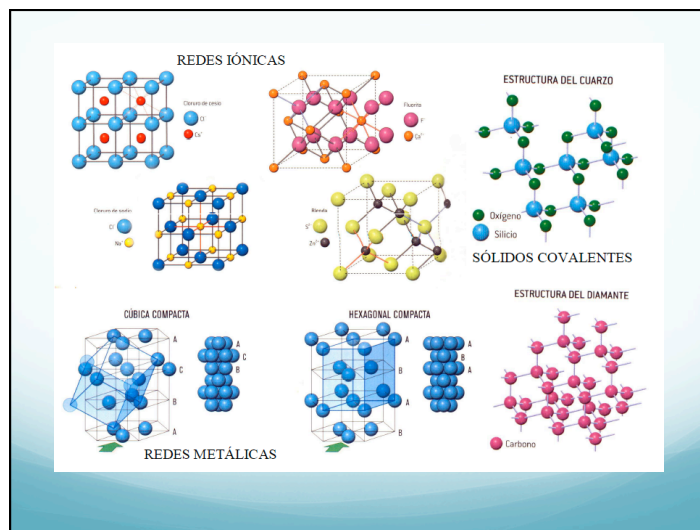
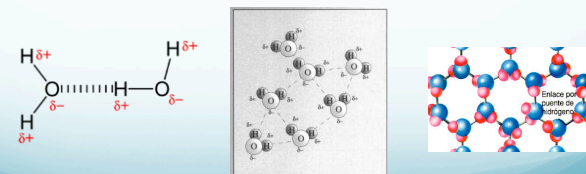


Fig. 1 La mayor parte de los metales puros en estado sólido forman una de las siguientes redes cristalinas simétricas: cúbica centrada en el cuerpo, cúbica centrada en las caras y hexagonal compacta.



Fuerzas intermoleculares

- Sustancias moleculares:
 - Uniones entre átomos en la molécula: uniones covalentes (uniones fuertes).
 - Uniones entre moléculas: fuerzas intermoleculares de tipo atractivo (uniones débiles).



Fuerzas intermoleculares

- Dos tipos:
 - Fuerzas de Van der Waals
 - Son muy débiles y de naturaleza electrostática. Su intensidad aumenta con el tamaño de la molécula y su asimetría.
 - Enlaces de hidrógeno
 - Son débiles comparadas con los enlaces covalentes y más intensas que las fuerzas de Van der Waals.
 - Su presencia hace aumentar los puntos de fusión y ebullición de sustancias.
 - Se originan entre el hidrógeno y un átomo muy electronegativo (oxígeno).
 - Estos enlaces hacen que el agua sea líquida a temperatura ambiente.