

Tema 1: Clasificación periódica de los elementos. Enlace químico

A.- Estructura atómica

1.- Modelos atómicos

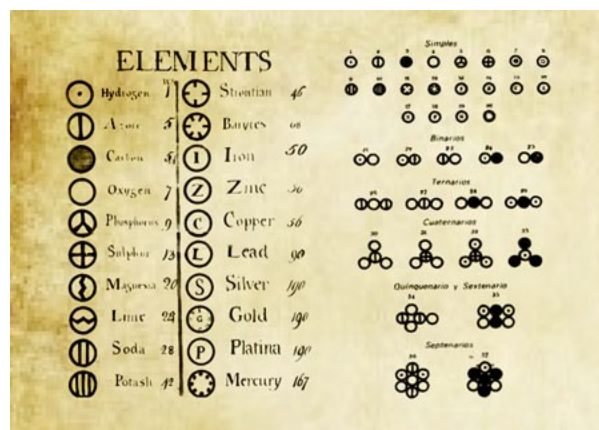
La idea de que toda la materia está constituida por pequeñas partículas, a las que se llamaría átomos (a: sin; tomo: división → átomo: sin división), surge por primera vez en la Grecia clásica (hacia el año 450 a.C.). Estas teorías fueron relegadas al olvido, sobre todo porque Platón y Aristóteles no las apoyaban.

Es hasta finales del S. XVIII / principios del S. XIX cuando se retoma la idea del atomismo, de manera muy sólida y científica.

1.1.- Modelo atómico de Dalton

Dalton basa su teoría atómica en cinco postulados, que surgen a raíz de las leyes ponderales (enunciadas por Lavoisier, Proust y él mismo). Son:

- La materia está constituida por átomos, que son partículas indivisibles e indestructibles
- Los átomos de un mismo elemento químico son iguales en masa y propiedades.
- Los átomos de distintos elementos químicos son diferentes en masa y propiedades.
- Los compuestos están formados por combinaciones de distintos elementos químicos.
- En las reacciones químicas, la masa permanece constante.



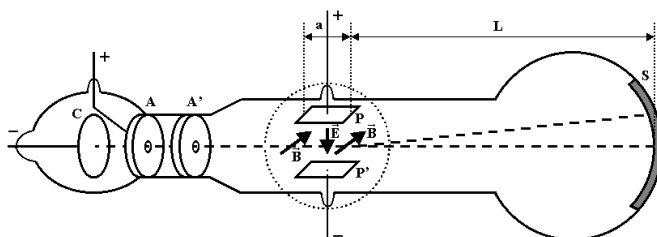
En el dibujo se muestra la representación simbólica que ideó Dalton para los elementos y los compuestos conocidos hasta la época.

1.2.- Modelo atómico de Thomson

Los experimentos sobre electricidad de Faraday y Davy llevaron a la sospecha de que los átomos deberían ser divisibles, es decir, estar compuestos por otras partículas.

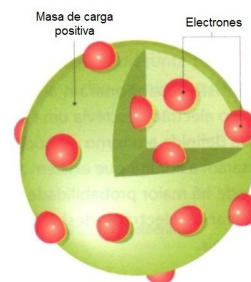
En 1897, Thomson, analizando los rayos catódicos producidos en un tubo de descarga, descubrió que los átomos estaban constituidos por una parte cargada positivamente y otra cargada negativamente.

Tenemos un tubo de vacío al que se le ha conectado una batería. Del cátodo salen unas partículas (rayos catódicos, lo que luego se llamó electrones) que eran desviados por campos eléctricos y magnéticos. Esto nos indica que estas partículas tienen carga eléctrica.



Thomson postuló que la materia era totalmente homogénea y estaba formada por una masa de carga positiva entre los que se encontrarían pequeñas partículas cargadas negativamente, a las que llamó electrones. La cantidad de carga positiva y negativa debería ser igual, dado que la materia es eléctricamente neutra.

Modelo de Thomson



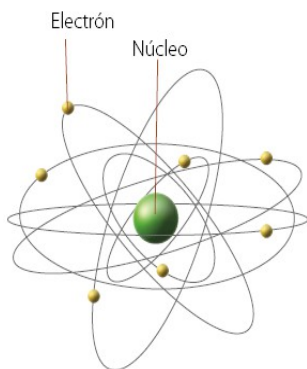
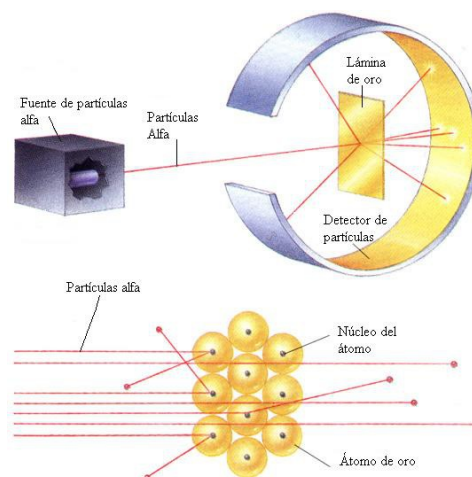
1.3.- Modelo de Rutherford

En 1911, a Ernest Rutherford se le ocurrió bombardear una lámina de oro de $4 \cdot 10^{-7}$ m de espesor con partículas α (átomos de helio ionizados $^4\text{He}^{2+}$). El resultado fue:

- La mayoría de las partículas pasaban a través de la lámina sin desviarse.
- Unas pocas sufrían ligeras desviaciones.
- Una de cada 100000 experimentaban una desviación considerable: casi se podía decir que rebotaban.

Este hecho era contrario a lo que el modelo de Thomson predecía. Con la densidad que según Thomson tendría un átomo, que las partículas rebotasen serían equivalente a que rebotase una bala tras ser disparada sobre una hoja de papel.

Esto le llevó a Rutherford a pensar que el átomo estaría constituido por un núcleo de carga positiva, en el que se encontraría casi toda la masa del átomo y que ocuparía una parte muy pequeña del átomo (1/10000).



Alrededor de este núcleo se encontrarían los electrones girando alrededor de él en órbitas (similares a la de los planetas). De esta forma, el átomo estaría constituido en su mayoría por un espacio vacío.

- Es por eso que la casi todas las partículas α pasaban sin desviarse.
- Cuando una partícula α pasaba cerca del núcleo, dado que ambos son de la misma carga (positivos) al producirse una repulsión la partícula se desviaría.
- Por último, las pocas partículas que iban directamente en la dirección del núcleo acabarían rebotando, también consecuencia de la repulsión electrostática.

Este modelo presenta un inconveniente. Según la teoría electromagnética clásica, una partícula cargada en movimiento emite radiación, con lo que pierde energía. Eso quiere decir que los electrones irían perdiendo energía, con lo que poco a poco irían acercándose más al núcleo, hasta chocar con él. Por lo tanto, este núcleo no es estable.

Hoy en día conocemos que el núcleo atómico está compuesto por neutrones y protones, y que la corteza por electrones, en la misma cantidad que los protones. Sus características:

	Carga	Masa
Neutrón	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$ Kg
Protón	$+1,602 \cdot 10^{-19}$ C	$1,673 \cdot 10^{-27}$ Kg
Electrón	$-1,602 \cdot 10^{-19}$ C	$9,109 \cdot 10^{-31}$ Kg

Para representar un átomo se utiliza un símbolo con dos o tres números:



donde

- **X es el símbolo** del elemento
- **Z (número atómico)** es el número de protones
- **A (número másico)** es el número de neutrones y protones del átomo
- **$\pm q$ es la carga** que posee el átomo (diferencia entre protones y neutrones)

1.4.- El modelo atómico de Bohr

Niels Bohr intentando justificar el comportamiento de los espectros, establece un modelo atómico basado tres postulados.

- **Los átomos tienen un núcleo cargado positivamente, alrededor del cual giran los electrones en determinadas órbitas** (no puede ser cualquiera), circulares y estables. Los electrones en dichas órbitas no emiten energía.
- Las órbitas permitidas son aquellas que cumplen que el momento angular del electrón es múltiplo entero de la constante de Planck ($h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$) entre 2π .
- Los electrones pueden pasar a una órbita superior absorbiendo energía; o a otra inferior emitiendo energía (siempre en forma de radiación electromagnética). La energía absorbida o emitida será:

$$E = h \cdot \nu$$

donde ν es la frecuencia de la radiación absorbida o emitida.

Bohr postula que los electrones no pueden encontrarse en cualquier lugar del átomo. Podemos encontrarlos organizados en determinadas **capas o niveles de energía**.

- **En la primera capa** o nivel de energía (llamada capa K), la más cercana al núcleo, puede haber **un máximo de 2 electrones**.
- **En la segunda capa** o nivel de energía (capa L) puede haber **un máximo de 8 electrones**.
- **En la tercera capa** o nivel de energía (capa M) puede haber **un máximo de 18 electrones**.
- **En la cuarta capa** o nivel de energía (capa N) puede haber **un máximo de 32 electrones**.

1.5.- El modelo atómico mecano-cuántico

Pero, aunque el modelo de Bohr es capaz de explicar el átomo mejor que los modelos anteriores, presenta algunas limitaciones (solamente puede usarse para átomos que posean un solo electrón, no explica cómo los electrones están en órbita sin emitir energía...)

Estudios posteriores, llevados a cabo por el físico Edwin Schrödinger, demostraron que los electrones no se encontraban en órbitas determinadas, como postulaba Bohr. Los electrones, por el contrario, podrían encontrarse en cualquier parte del átomo. Pero hay una zona en la que existe una probabilidad mayor de encontrarlos. Son los **orbitales**.

Se denomina **orbital** a la **región del espacio donde hay una elevada probabilidad (más del 90%) de encontrar al electrón**.

Schrödinger demostró que existen distintos tipos de orbitales en cada una de las capas o niveles de energía. A estos orbitales los denominó con las letras **s, p, d, f ...**

Hemos de destacar algunas características de los orbitales:

a.- Existe distintos número de orbitales dependiendo del tipo de orbital.

- Sólo hay **un tipo de orbital s** por capa o nivel de energía.
- Hay **tres tipos de orbitales p** por capa o nivel de energía (p_x , p_y , p_z)
- Hay **cinco tipos de orbitales d** por capa nivel de energía (d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2})
- Hay **siete tipos de orbitales f** por capa nivel de energía.

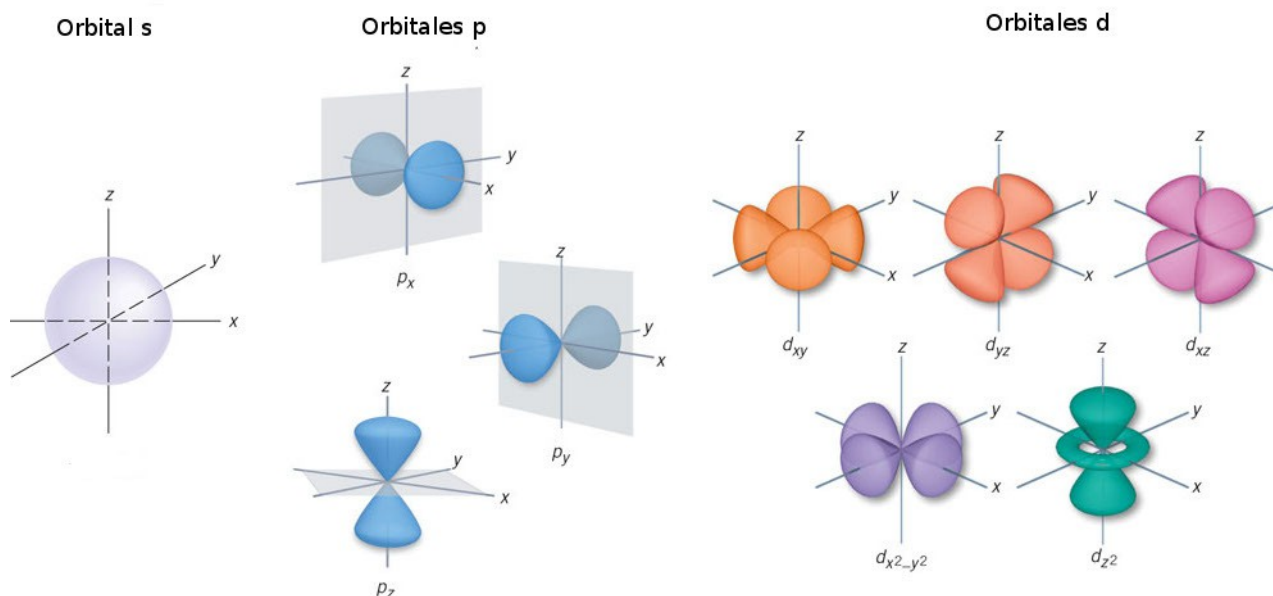
b.- Solamente puede haber un máximo de dos electrones por orbital.

c.- No en todas las capas (o niveles de energía) existen todos los tipos de orbitales:

- **En la primera capa solamente habrá orbitales s.** Como sólo hay un tipo de orbital s tendremos un máximo de dos electrones en la primera capa.
- **En la segunda capa habrá orbitales s y p.** Como tenemos un tipo de orbital s y tres tipos distintos de orbitales p (4 orbitales en total) podremos tener en esta capa 8 electrones como máximo.
- **En la tercera capa habrá orbitales s, p y d.** Como tenemos un tipo de orbital s, tres tipos distintos de orbitales p y cinco tipos de orbitales d (9 orbitales en total) podremos tener en esta capa 18 electrones como máximo.
- **En la cuarta, quinta, sexta... capa habrá orbitales s, p, d y f.** Como tenemos un tipo de orbital s, tres tipos distintos de orbitales p, cinco tipos de orbitales d y siete tipos de orbitales f (16 orbitales en total) podremos tener en esta capa 32 electrones como máximo.

d.- La forma de los orbitales dependerá del tipo de orbital que sea. El tamaño de estos orbitales dependerá del nivel de energía en que se encuentren.

A continuación se presenta la forma de los principales orbitales.



2.- Distribución de los electrones en el átomo. Configuración electrónica.

Llamamos configuración electrónica a la manera en que se sitúan los electrones en la corteza de los átomos, y nos indica en qué niveles orbitales se encuentran.

Se simboliza como

$$n x^e$$

donde

- n es el número de la capa principal
- x es el tipo de orbital: **s, p, d, f**
- e indica el número de electrones que se alojan en ese orbital.

2.1.- Principios para determinar la configuración electrónica de un elemento.

A.- Principio de exclusión de Pauli

No puede haber dos electrones en un átomo que se representen de la misma manera (con todos sus números cuánticos iguales¹).

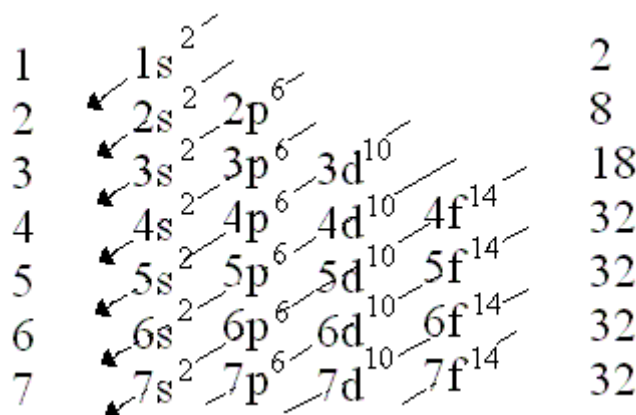
Vamos a representar los orbitales como cuadrados en los que colocamos electrones, que serán flechas. Un electrón será una flecha hacia arriba ($\uparrow$) y el otro será una flecha hacia abajo ($\downarrow$)

B- Principio de mínima energía.

Los electrones se colocan en el orbital en de menor energía disponible.

Prácticamente, la manera de saber el orden de llenado de los distintos orbitales viene dado por el diagrama de Moeller.

El llenado de las capas sigue el orden de las flechas. Es decir: lo primero que se llena es el orbital 1s (con un máximo de dos electrones). Cuando está completo se llenará el 2s, seguido del 2p (los orbitales p pueden tener hasta 6 electrones). Después vendrá el 3s, 3p y 4s, que se llenará antes de que lo haga el 3d (que alberga un máximo de 10 electrones). Y así sucesivamente.



C- Principio de máxima multiplicidad de Hund

Cuando hay varios orbitales de igual energía (varios orbitales p, d, f), la configuración más favorable es aquella que permite mayor desapareamiento de los electrones. En consecuencia, ninguno de los orbitales del mismo tipo se llenará con dos electrones mientras los restantes no contengan al menos un electrón.

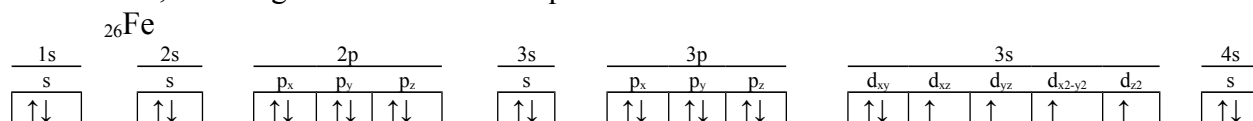
Ejemplo: Queremos hacer la configuración electrónica del hierro $_{26}\text{Fe}$ (que tiene **26 electrones**). ¿Cómo se distribuirán esos electrones en el átomo?

¹ Si quieres saber de qué estamos hablando... espera al próximo curso.

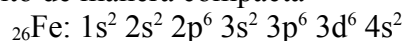
Según el diagrama de Moeller:

- Primero se llena el orbital 1s con 2 electrones (**nos quedan 24 electrones por colocar**)
- Luego se llena el orbital 2s con 2 electrones (**nos quedan 22 electrones por colocar**)
- Luego se llena el orbital 2p con 6 electrones (**nos quedan 16 electrones por colocar**)
- Luego se llena el orbital 3s con 2 electrones (**nos quedan 14 electrones por colocar**)
- Luego se llena el orbital 3p con 6 electrones (**nos quedan 8 electrones por colocar**)
- Luego se llena el orbital 4s con 2 electrones (**nos quedan 6 electrones por colocar**)
- Por último se llena el orbital 3d con un máximo de 10 electrones (en cinco orbitales), de los que colocamos los 6 que nos quedaban. Según el principio de máxima multiplicidad de Hund no pondremos 2 electrones en un mismo orbital hasta que todos estén llenos.

Por lo tanto, la configuración electrónica queda:



O escrito de manera compacta



2.2.- Electrones de valencia

Llamamos electrones de valencia a los **electrones situados en la última capa** (o nivel energético). Estos electrones son de especial importancia debido a que **son los responsables de muchas de las características químicas de los átomos**.

En el caso anterior, el ${}_{26}\text{Fe}$ tiene dos electrones de valencia.

Los átomos suelen ganar o perder esos electrones de valencia, **con el fin de obtener la configuración electrónica del gas noble más cercano**. Los gases nobles son elementos que tienen ocho electrones en su última capa (**$ns^2 p^6$**), a excepción del helio que tiene 2 electrones en su última capa (**$1s^2$**), y que son altamente estables. El resto de elementos tenderá a tener su misma configuración electrónica que ellos, por lo que tenderán a ganar o perder electrones (lo que sea más fácil²) hasta tener **8 (ó 2) electrones en su última capa**.

Al número de electrones que ganan o pierden se le conoce con el nombre de **valencia iónica**, (no confundir con **valencia covalente**).

2 Si un elemento (como por ejemplo el Calcio) tiene dos electrones en su última capa, le será más fácil perder dos electrones que ganar seis, para así tener los ocho electrones que tiene su gas noble más cercano (el Argón)

3.- Tabla periódica.

3.1.- Evolución histórica.

Antes de llegar a la tabla periódica actual, se sucedieron varias clasificaciones.

- **Metal/No Metal:** El modelo más simple. Sólo estuvo vigente hasta principios del s. XIX.
- **Triadas de Döbereiner:** Propuesta en el año 1817. Agrupa los elementos de tres en tres (triadas), de manera que la masa del elemento del centro de la triada es aproximadamente la media de las masas de los otros dos elementos. Además, las propiedades químicas de este elemento central eran intermedias con respecto a las de los otros dos.

Triadas de Döbereiner					
Litio	LiCl LiOH	Calcio	CaCl ₂ CaSO ₄	Azufre	H ₂ S SO ₂
Sodio	NaCl NaOH	Estroncio	SrCl ₂ SrSO ₄	Selenio	H ₂ Se SeO ₂
Potasio	KCl KOH	Bario	BaCl ₂ BaSO ₄	Telurio	H ₂ Te TeO ₂

- **Ley de las octavas de Newlands:** Publicada en 1863. Al disponer los elementos por orden creciente de masas atómicas, resultaba que cada siete elementos teníamos un elemento con similares propiedades que el primero.

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	Tl	Pb	Th	Hg	Bi	Th

- **La tabla periódica de Mendeleiev (y Meyer):** En 1869 Mendeleiev propuso una clasificación basada en el orden creciente de masas atómicas, pero con alguna que otra modificación.

Mendeleiev propone que todos los elementos de una mismo grupo (columna) tienen propiedades parecidas. Cuando fallaba alguno, supone que el elemento que debía ir en ese lugar aún no se ha descubierto. De esta forma, Mendeleiev predijo propiedades de elementos que aún no se había descubierto.

Tabelle II.

Reihen	Gruppe I. R ⁰	Gruppe II. R ⁰	Gruppe III. R ⁰	Gruppe IV. R ⁰	Gruppe V. R ⁰	Gruppe VI. R ⁰	Gruppe VII. R ⁰	Gruppe VIII. R ⁰
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Ni=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Co=140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	—
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	—

3.2.- Tabla periódica actual.

Wegner (basándose en el trabajo de Moseley, el cuál ideó un método para determinar el número atómico de los átomos) decidió, ya en el S. XX, clasificar los elementos por el orden creciente de número atómico.

Los elementos se agrupan en filas (periodos) y columnas (grupos).

- Los grupos se numeran del 1 al 18 (en la forma corta de la tabla periódica), según recomendaciones de la IUPAC³. Todos los elementos que están en un mismo grupo tienen propiedades químicas parecidas, dado de que disponen de una configuración electrónica similar en la capa de valencia.
- Los periodos se numeran del 1 al 7. El número del periodo nos indica el valor del número cuántico principal de la capa de valencia del elemento.

Diagrama de la Tabla Periódica Actual. Muestra los elementos organizados en 7 periodos y 18 grupos. Los elementos están coloreados por bloques: s (rojo), p (verde), d (azul), f (naranja). Se incluyen los Lantánidos y Actínidos en bloques separados.

Tabla periódica corta: con los elementos de transición interna fuera de la tabla principal

Nos vamos a fijar en algunos de los grupos de la tabla periódica.

Grupo	Nombre Común del Grupo	Elementos	Electrones de Valencia	Configuración Electrónica	Valencia iónica
1	Alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	1	$n s^1$	+1
2	Alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	2	$n s^2$	+2
13		B, Al, Ga, In, Tl	3	$n s^2 p^1$	+3
14		C, Si, Ge, Sn, Pb	4	$n s^2 p^2$	-4, +4
15		N, P, As, Sb, Bi	5	$n s^2 p^3$	-3
16	Anfígenos	O, S, Se, Te, Po	6	$n s^2 p^4$	-2
17	Halógenos	F, Cl, Br, I, At	7	$n s^2 p^5$	-1
18	Gases Nobles	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	2 (He) 8	$n s^2(He)$ $n s^2 p^6$	

³ Tradicionalmente se nombraban los grupos numerándolos del I al VIII (con números romanos) seguidos de las letras A (si eran de los elementos que se representaban en la ley de las octavas) o B (si son metales de transición).

El principal problema que tiene esta tabla periódica es que el Hidrógeno no tiene una posición fija, ya que atendiendo a sus propiedades químicas podría:

- pertenecer al grupo 1, dado que tiene configuración electrónica $1s^1$ y puede perder un electrón para ser estable;
- pertenecer al grupo 17 dado que podría ganar un electrón para ser estable alcanzando la configuración electrónica del helio ($1s^2$)

Normalmente es en la primera de las posiciones (grupo 1) donde nos lo encontramos.

Otra cosa es que hemos de darnos cuenta que cuando se llenan orbitales *d*, estos no corresponden a la última capa, sino a la penúltima. Los elementos en los que el último electrón se dispone en un orbital *d* se denominan elementos de transición.

Algo parecido pasa cuando se llenan orbitales *f*, que corresponden a la antepenúltima capa. Los elementos en los que el último electrón se dispone en un orbital *f* se denominan elementos de transición interna (lantánidos y actínidos, o como se les ha llamado históricamente, *tierras raras*).

4.- Propiedades periódicas.

Las propiedades periódicas de los elementos son aquellas cuyo valor cualitativo (no cuantitativo) se puede deducir por su posición en la tabla periódica.

Hay tres factores que influyen determinadamente en la variación de las propiedades periódicas:

- **Carga nuclear:** la carga positiva del núcleo, el número de protones. Cuanto mayor sea, mayor será el campo eléctrico que tiende a atraer a los electrones de la capa de valencia.
- **Efecto pantalla:** la existencia de más o menos capas internas en el átomo va a provocar que el campo eléctrico generado por el núcleo disminuya su intensidad. Los electrones de estas capas interiores actúan como una pantalla que impide que el campo que generan los protones se sienta con toda su intensidad en la capa de valencia.
- **Capa de valencia:** al aumentar la distancia al núcleo de la capa de valencia, los electrones tendrán menor atracción por los protones del núcleo.

4.1.- Radio atómico

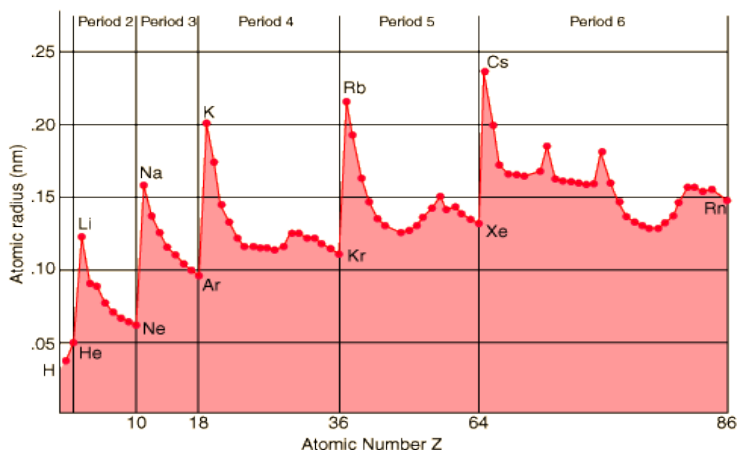
El radio atómico es la distancia que separa el núcleo del átomo de su electrón más periférico.

La variación del radio atómico en la tabla periódica es:

- **En un grupo:** al aumentar el número atómico en un grupo (descendemos en dicho grupo), ya que aumenta el número de capas. Eso hace que el radio atómico aumente.
- **En un periodo:** al aumentar el número atómico en un periodo (nos desplazamos a la derecha), aumenta la carga nuclear sin variar el efecto pantalla. Por este motivo aumenta la atracción electrostática entre núcleo y electrones de valencia, haciéndose menor el radio.

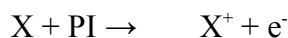
Variación del radio atómico.

En un grupo aumenta con al aumentar el número atómico. En un periodo disminuye al aumentar el número atómico



4.2.- Potencial de ionización.

Se define energía de ionización (EI) o potencial de ionización (PI) como la mínima energía que hay que proporcionar a un átomo en su estado gaseoso y fundamental para arrancarle uno de sus electrones de valencia.

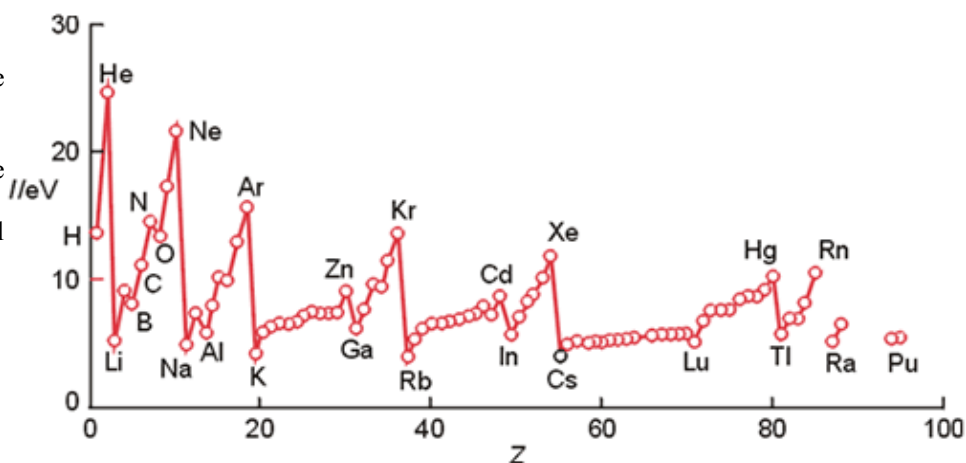


La variación de el potencial de ionización en la tabla periódica es:

- **En un grupo:** al aumentar el número atómico en un grupo (descendemos en dicho grupo), aumenta el efecto pantalla al aumentar el número de capas. Esto hace que disminuya la carga nuclear efectiva y que necesitemos menos energía para extraer un electrón. Por lo tanto, disminuye al aumentar el número atómico.
- **En un periodo:** al aumentar el número atómico en un periodo (nos desplazamos a la derecha), aumenta la carga nuclear sin variar el efecto pantalla. Por este motivo aumenta la atracción electrostática entre núcleo y electrones de valencia, y por lo tanto la energía para extraer un electrón. Aumenta por lo tanto el potencial de ionización.

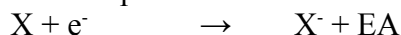
Variación del potencial de ionización.

En un grupo disminuye al aumentar el número atómico.
En un periodo aumenta al aumentar el número atómico



4.3.- Afinidad electrónica.

La afinidad electrónica (AE) es la mínima energía que cede o desprende un átomo que se encuentra en estado gaseoso y fundamental cuando capta un electrón.



La variación de la afinidad electrónica en la tabla periódica es:

- **En un grupo:** al aumentar el número atómico en un grupo (descendemos en dicho grupo), aumenta el efecto pantalla al aumentar el número de capas. Esto hace que disminuya la carga nuclear efectiva y que se libere menos energía al ganar un electrón. Por lo tanto, disminuye la afinidad electrónica al aumentar el número atómico.
- **En un periodo:** al aumentar el número atómico en un periodo (nos desplazamos a la derecha), aumenta la carga nuclear sin variar el efecto pantalla. Por este motivo aumenta la atracción electrostática entre núcleo y electrones de valencia, y por lo tanto la energía que cede al ganar electrón. Aumenta por lo tanto la afinidad electrónica.

4.4.- Electronegatividad.

Definimos electronegatividad (EN) como la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí el par de electrones de un enlace químico.

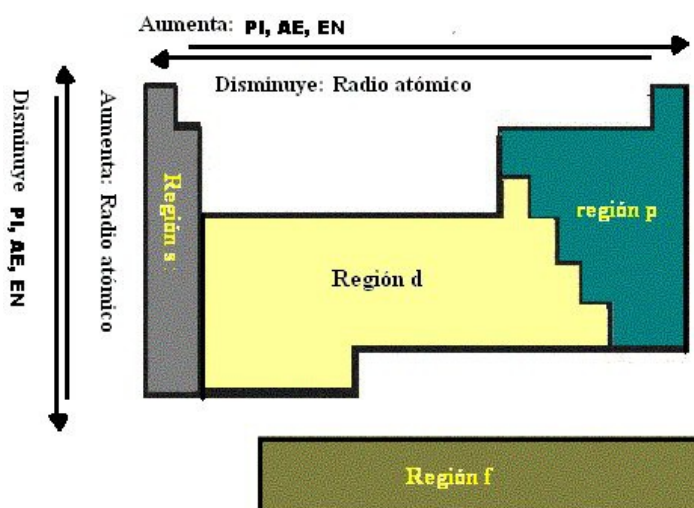
Para medir la electronegatividad se usa la escala de Pauling. Es una escala relativa. Pauling dio un

valor χ de electronegatividad a cada uno de los elementos del segundo periodo, y el resto los calculó analizando la polaridad de los enlaces que forman los demás elementos con ellos.

1	H 2.1	Valores de Electronegatividad según Pauling																He
2	Li 1.0	Be 1.5										B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne	
3	Na 0.9	Mg 1.2										Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar	
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	Lu	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

En la tabla periódica la electronegatividad se comporta exactamente igual que el potencial de ionización y la afinidad electrónica.

Resumiendo, al aumentar el número atómico...



4.5.- Carácter metálico y no metálico

Los metales destacan por su gran conductividad eléctrica y su tendencia a adquirir carga positiva, convirtiéndose en cationes. Por lo tanto deben ceder electrones con facilidad (baja EI) y ganarlos con mucha dificultad (bajo AE).

Por lo tanto, el carácter metálico:

- **En un grupo:** aumenta al aumentar el número atómico.
- **En un periodo:** aumenta al disminuir el número atómico.

El carácter no metálico es inverso al metálico.

4.6.- Carácter oxidante y reductor.

Se dice que un elemento es oxidante si tiende a ganar electrones. Y reductor si tiende a perderlos.

Por lo tanto, en general, dados dos elementos químicos, será más oxidante el más electronegativo y más reductor el menos electronegativo.

5.- Enlace químico.

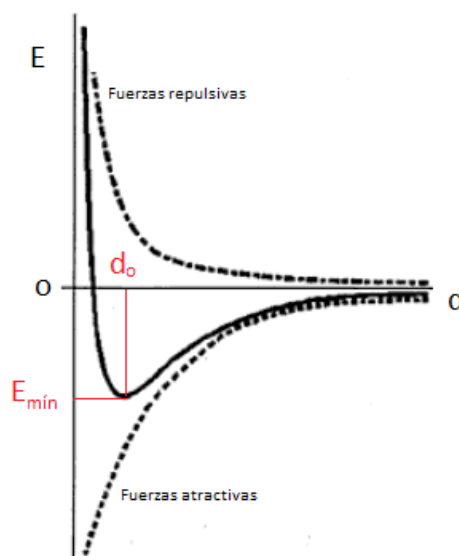
5.1.- Concepto de enlace

Se denomina **enlace químico** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos los átomos cuando forman moléculas o cristales.

Se produce un enlace entre dos átomos porque se establecen fuerzas de tipo electrostático (tanto atractivas, entre los núcleos y electrones de los átomos, como repulsivas, entre los propios electrones o núcleos de dichos átomos).

La **energía de enlace** es la energía que se desprende en la formación de un enlace, y resulta del balance entre las energías potenciales electrostáticas de atracción y de repulsión entre los átomos. Como resultado, hay una distancia a la cuál la energía del sistema es mínima: a esta distancia se le denomina **distancia de enlace**, y es la que existe entre átomos cuando forman un enlace.

Curva de Morse. La distancia de enlace se produce cuando la energía de enlace (balance entre las energías atractivas y repulsivas) es mínima.



5.2.- Electronegatividad y tipos de enlace

Existen tres tipos de enlaces: iónico, covalente y metálico. El que se de uno u otro va a depender de la diferencia de electronegatividades de los átomos que forman el enlace⁴.

- **Enlace iónico:** si los átomos que forman el enlace tienen electronegatividades muy diferentes. Se considera que el enlace es iónico cuando la diferencia de electronegatividades entre los elementos es mayor que 1,7
- **Enlace covalente:** si los átomos que forman el enlace tienen altas electronegatividades.
- **Enlace metálico:** si los átomos que forman el enlace tienen bajas electronegatividades.

5.3.- Teoría de Lewis

Los átomos ganarán, perderán o compartirán electrones para lograr la configuración del gas noble más cercano, es decir, ocho electrones en su capa de valencia (a excepción de los elementos de bajo número atómico, que serán dos electrones). **-Regla del octeto-**

⁴ Es muy difícil encontrar tipo de enlace puro (salvo en las moléculas diatómicas H_2 , F_2 , N_2 ...). En la realidad lo que se da es una mezcla de tipos de enlace en la mayoría de las moléculas.

5.4.- Enlace iónico.

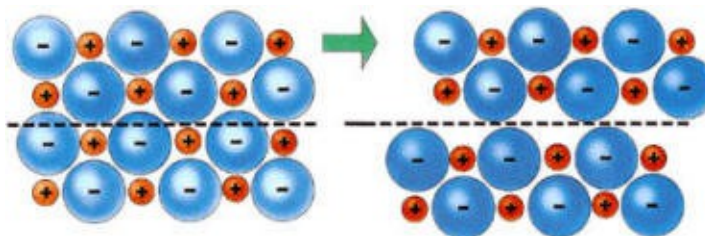
Cuando los átomos que forman el enlace tienen electronegatividades muy diferentes, el elemento de menor electronegatividad (metal) tenderá a perder electrones y formará un catión⁵, mientras el de mayor electronegatividad (no metal) ganará esos mismos electrones formando un anión. Entre ellos se establecerá una fuerza electrostática que los mantendrá unidos.



Propiedades de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos se caracterizan por formar **grandes redes cristalinas**, lo que determina sus propiedades características.

- **Son sólidos a temperatura ambiente**, teniendo elevados puntos de fusión, ya que para fundir estos compuestos hay que romper la red.
- **Solubles en agua y otros disolventes polares**⁶.
- **No conducen la electricidad en estado sólido** ya que la rígida estructura de red de los compuestos iónicos impiden la movilidad de los electrones. Pero cuando están disueltos o fundidos los iones (cargados) tienen la movilidad suficiente para conducir la electricidad.
- **Son duros y frágiles**⁷. Para rayar un cristal iónico hay que romper su red, lo que requiere una gran fuerza que venza la atracción electrostática. Sin embargo, cuando al golpear un plano de la red, los iones se desplazan y al enfrentarse iones del mismo signo aparecerán fuerzas de repulsión que lo romperá.



5.5.- Enlace covalente

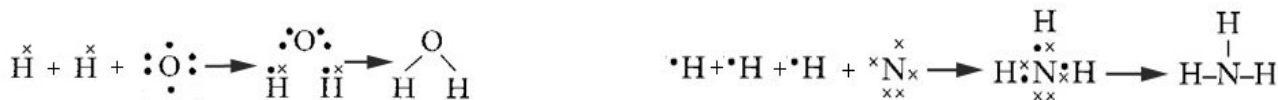
El enlace covalente se establece cuando se combinan elementos con altas, y parecidas, electronegatividades. El enlace se produce al compartir ambos elementos los electrones de la capa de valencia.

⁵ **Catión:** átomo que ha perdido electrones y que, por tanto, queda con carga positiva.

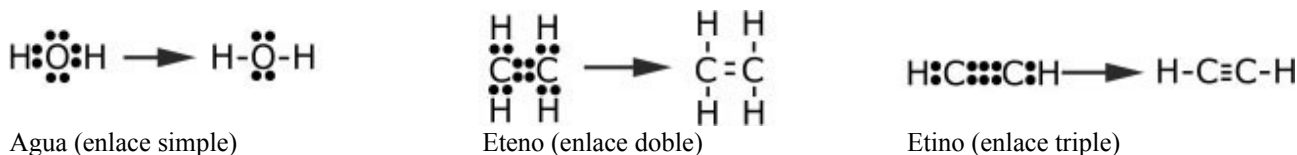
⁶ La **polaridad química** o solo **polaridad** es una propiedad de algunas moléculas que representa la separación de las cargas eléctricas en la misma. De esta manera la carga positiva se concentra en una zona(s) y la negativa en otra(s), pudiendo sufrir atracción electrostática con otras sustancias cargadas.

⁷ La dureza mide la resistencia al rayado. La fragilidad la facilidad la resistencia a los golpes.

Cuando los elementos no pueden cumplir la regla del octeto ganando y perdiendo electrones, lo podrán hacer compartiéndolos. A los electrones que se comparten (y que pertenecen a los dos átomos) se les denomina **pares de enlace**, mientras que los electrones que continúan perteneciendo a uno solo de los átomos se les denomina **pares no enlazantes**.



En algunos casos se comparten más de un par de electrones (**enlace sencillo**). Cuando se comparten dos partes de electrones se denomina **enlace doble** y cuando son tres pares, **enlace triple**



Aunque lo normal es que la regla del octeto justifique la mayor parte de los compuestos químicos, existen algunos que forman enlaces covalentes y que comparten más pares (PCl_5 , SCl_6) de electrones de los necesarios para obtener la configuración de gas noble. Otros comparten menos (BF_3)

Existen algunas sustancias sólidas formadas por un número indeterminado de átomos unidos mediante un enlace covalente se les llama **sólidos covalentes**. Los sólidos covalentes más comunes son el diamante, el grafito y el sílice.

Propiedades de las sustancias covalentes

Las propiedades de las sustancias covalentes son consecuencia de su tipo de enlace. Podemos dividirlos en dos tipos.

Propiedades de las sustancias covalentes moleculares:

- Pueden presentarse en cualquiera de los estados de agregación (sólido, líquido o gaseoso).
- **No conducen la electricidad** en ningún estado, dado que no hay posibilidad de movilidad de los electrones.
- Son **blandas y elásticas**.

Propiedades de los sólidos covalentes:

- Tengan **elevados puntos de fusión**. Esto se debe a que para fundirlos hay que romper la estructura (altamente estable) y los enlaces que ella posee.
- Puedan **conducir la electricidad**.
- Son **duros y frágiles**.

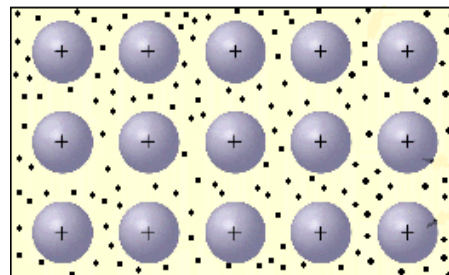
5.6.- Enlace metálico

El enlace metálico se establece cuando se combinan átomos de elementos con electronegatividades parecidas y bajas.

Existen dos modelos que permiten explicar este enlace: modelo de mar de electrones y teoría de bandas, aunque solamente estudiaremos el primero de ellos

El modelo del mar de electrones supone que los átomos que forman el enlace se han liberado de sus electrones de la capa de valencia. Éstos pasan a formar parte de un “mar de electrones” en el que se insertan los iones metálicos positivos.

Los electrones del “mar” se mueven por toda la red, pero no pueden escapar de ellas debido a las atracciones electrostáticas (solamente escaparían cuando son sometidos a interacciones externas)



Propiedades de los metales

Las propiedades de los metales son consecuencia de su tipo de enlace. Cabe mencionar:

- Son **sólidos a temperatura** ambiente (a excepción del mercurio), aunque su punto de fusión es inferior al de los compuestos iónicos.
- Presentan una **alta conducción eléctrica y calorífica** debido a la movilidad de sus electrones.
- Sus estructuras son **dúctiles y maleables**.
- Poseen **brillo metálico**.
- Pueden **emitir electrones** cuando se calientan (efecto termoeléctrico) o cuando inciden sobre ellos luz de una determinada longitud de onda (efecto fotoeléctrico).

Ejercicios Tema 1: Clasificación periódica de los elementos. Enlace químico

1.- Completa la información que falta en la tabla

Átomo	A	Z	Protones	Electrones	Neutrones
C	12	6			6
N	14			7	7
O	16		8		
F	19			9	
K ⁺		19			20
Ca ²⁺		20			20
Br ⁻	80		35		
P ³⁻				18	16

2.- Completa la siguiente tabla de isótopos del carbono y del Argón

Isótopo	A	Z	Protones	Electrones	Neutrones
$^{12}_6\text{C}$					
$^{13}_6\text{C}$					
$^{14}_6\text{C}$					
$^{36}_{18}\text{Ar}$					
$^{38}_{18}\text{Ar}$					
$^{40}_{18}\text{Ar}$					

3.- Razona si las siguientes afirmaciones son o no ciertas, indicando el por qué.

- Dos átomos son del mismo elemento si tienen el mismo número másico.
- Según el modelo de Bohr, los electrones pueden girar a cualquier distancia del núcleo.
- Los protones giran alrededor del núcleo sin emitir energía.
- En el primer nivel energético no existen orbitales del tipo *p*.

4.- Indica, para los siguientes elementos, la configuración electrónica y la capa de valencia:

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) P | d) F | g) Be |
| b) N | e) Cl | h) Mg |
| c) As | f) Br | i) Ca |

¿Qué conclusiones sacas al observar las capas de valencia de dichos elementos?

5.- Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos e iones:

- | | | |
|--------------------|---------------------|---------------------|
| a) Na^+ | d) Sr^{2+} | g) Cr^{6+} |
| b) O^{2-} | e) Se^{2-} | h) Cl^- |
| c) Ne | f) Kr | i) Ar |

¿Qué conclusiones sacas al observar las configuraciones de dichos elementos?

6.- ¿Por qué crees que los elementos de un mismo grupo tienen parecidas propiedades químicas? Justifícalo en función de la configuración electrónica y la capa de valencia.

¿Por qué crees que las propiedades químicas de los átomos dependen de los electrones de la última capa?

7.- Indica, de manera justificada, la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Los gases nobles tienen en su capa de valencia configuración $n s^2 p^6$
- b) Los iones Ca^{2+} , S^{2+} y Li^+ son estables y fáciles de conseguir.
- c) Los elementos de la familia de los halógenos forman iones negativos de carga -1.

8.- Tenemos cuatro átomos con configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^1$ B: $1s^2 2s^2 2p^5$ C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ D: $1s^2 2s^2 2p^6 2d^6 3s^2$

Indica razonadamente cuál de estos elementos:

- a) Es un gas noble
- b) Es un metal de transición
- c) Pertenece al grupo 1 (alcalinos)
- d) Pertenece al grupo 17 (halógenos)

9.- Ordena, de menor a mayor tamaño, los átomos de cada apartado. Razona la respuesta:

- a) Cesio, litio, sodio
- b) Fósforo, nitrógeno, arsénico
- c) Carbono, litio, neón
- d) Magnesio, argón, sodio

10.- Ordena, de menor a mayor electronegatividad, los átomos de cada apartado. Razona la respuesta:

- a) Litio, potasio y francio
- b) Oxígeno, azufre y selenio
- c) Cloro, azufre y magnesio
- d) Berilio, carbono y nitrógeno
- e) Cesio, flúor, silicio y bario

11.- Escribe la representación de Lewis de los siguientes elementos:

Cl, O, N, Ca, Na, K, S, Br, Be, Mg

12.- Representa, mediante diagrama de Lewis, las siguientes moléculas:

O_2 , H_2O , CO_2 , NaCl , MgS , Cl_2O , Cl_2O_3 , K_2Se , BeI_2 , NH_3

Indica el tipo de enlace que posee cada una de ellas

13.- Indica las principales características de cada uno de los tipos de enlace.

14.- Completa la tabla. NOTA: tendrás que tener en cuenta las propiedades de las sustancias dependiendo del tipo de enlace.

Sustancia	Enlace	Estado (a $t = 20^{\circ}\text{C}$)	Conductividad eléctrica	Solubilidad
Cu				
HCl				
Li₂O				
KCl				
NaBr				
Cs				
PbO				
H₂				
Al				
CaH₂				
H₂O				
NH₃				
Cl₂				
NaCl				

15.- Indica razonadamente la falsedad o veracidad de las siguientes afirmaciones.

- El oxígeno, que es gas a temperatura ambiente, está formado por moléculas.
- El punto de fusión del hierro es alto.
- El calcio es un metal muy soluble en agua.
- Las sustancias covalentes no son buenas conductoras de la electricidad.
- El cloruro de sodio es mal conductor en estado sólido, pero bueno cuando está fundido o disuelto.