

UNIDAD 2: NATURALEZA ATÓMICA DE LA MATERIA

EXPLORA TUS IDEAS

1. Los químicos utilizan la expresión “gases nobles” para referirse a un grupo de elementos químicos ¿Cuál puede ser la razón de este nombre?
 - a) Tienen muy poca tendencia a combinarse con otros elementos.
 - b) Se obtienen a partir de metales nobles, como oro o platino.
 - c) Fueron descubiertos por un químico que poseía un título nobiliario.
2. Los alquimistas buscaron con ahínco la “piedra filosofal”, capaz de transformar el plomo en oro. ¿Es eso posible?
 - a) Sí, basta con quitar protones al núcleo del plomo hasta que tenga el mismo número que el oro.
 - b) No, es del todo imposible.
 - c) Sí, pero después de una serie de procesos químicos normales.
3. Al introducir un trocito de cobre en ácido nítrico, se desprenden unos vapores rojizos, la disolución se vuelve azul y desaparece el metal. ¿Dónde se encuentra el cobre?
 - a) El cobre se ha evaporado; el ácido se ha vuelto verde al gastarse.
 - b) El cobre ha sido arrastrado por los vapores del ácido.
 - c) El ácido ha roto la unión entre los átomos del metal y se han dispersado por el líquido, dando color verde.
4. ¿Qué diferencia hay entre los átomos de un metal y de un gas?
 - a) Los átomos del metal son mucho más pesados, y tienen brillo.
 - b) Los átomos del gas no tienen masa, y son transparentes.
 - c) Los átomos del metal forman grandes estructuras, y los del gas pequeñas moléculas.

1. EL ÁTOMO.

1.1. Antecedentes históricos.

En 1808 **John Dalton** hizo pública su teoría corpuscular de la materia en donde recoge las ideas de los pensadores griegos **Leucipo** y **Demócrito** sobre la discontinuidad de la materia y la existencia de partículas indivisibles denominadas átomos.

La justificación de las leyes fundamentales de la química, establecidas entre 1774 y 1808, en base al modelo de Dalton, hizo que los más insignes químicos aceptasen el modelo corpuscular de la materia de Dalton. Por lo que esta ciencia evolucionó en los primeros años del Siglo XIX sin tener en cuenta la línea de investigación iniciada por **Alessandro Volta** (1725 –1827) y **Michael Faraday** (1791 – 1867), que desarrollaron la electroquímica y descubrieron un gran número de elementos químicos.

Algunos fenómenos eléctricos son conocidos desde la antigua Grecia. El filósofo griego **Tales de Mileto** en el Siglo VII antes de Cristo cita la propiedad que adquiere el ámbar por frotamiento de atraer los cuerpos ligeros tales como briznas de paja o plumas.

En la segunda mitad del Siglo XVI **Williant Gilbert** (1544 – 1603) estudió de forma sistemática los fenómenos eléctricos y magnéticos. Diferenció unos de otros y comprobó que muchas sustancias adquirían la misma propiedad que el ámbar al ser frotadas. A este gran investigador se deben los términos *eléctrico* (que proviene del griego *elektron*, ámbar) y *magnético* (proviene de Magnesia, región de la antigua Grecia donde se descubrió la magnetita, mineral de hierro (óxido ferroso – férrico) que presenta propiedades magnéticas).

En el s. XVII, **Charles F. du Fay** distingue claramente dos tipos de electricidad: *vítrea* y *resinosa* (las conocemos actualmente como cargas positiva y negativa, respectivamente).

Benjamín Franklin en 1747 propuso la teoría de un único fluido, llamado eléctrico. Al frotar, el fluido pasa de un cuerpo a otro, quedando un cuerpo con defecto y el otro con exceso (ese “fluido” es lo que conocemos hoy en día como electrones).
Ej. El vidrio pierde electrones, quedando cargado positivamente. (expresión actual)
El ámbar gana electrones, quedando cargado negativamente. (expresión actual)

En 1777, el francés **Charles de Coulomb** introduce el concepto de carga eléctrica, asignando signos + y – a las mismas, y descubre la ley que explica la atracción o repulsión entre cargas (ley de Coulomb).

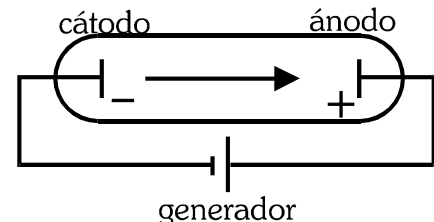
Davy (1778 – 1829) alrededor de 1820 explicó los fenómenos eléctricos, asignando a cada átomo dos polos, concentrándose en uno de ellos la electricidad positiva y en el otro la negativa, aplicándose el principio de conservación de la carga: “cuando se frota los cuerpos la carga no se crea simplemente se separa”.

Hasta finales del Siglo XIX no se descubrieron los electrones como partículas subatómicas, lo que hizo sustituir el modelo atómico de *Dalton*, basado en la existencia de los átomos como las partículas más pequeñas e indivisibles de la materia, por otros modelos en los que los átomos están formados por partículas más elementales.

1.2. PARTÍCULAS INTEGRANTES DEL ÁTOMO Y CARACTERÍSTICAS DE LOS MISMOS.

Electrón.

En 1875 **William Crookes** realiza el siguiente experimento cuando en un tubo aplicamos una diferencia de potencial alta (3000V) sobre un gas que está a baja presión (puesto que a presión normal suelen ser aislantes) se observa una luminiscencia a espaldas del ánodo.



En 1897 **Joseph John Thomson**, estudiando estos rayos denominados catódicos, debido a que parecían proceder del cátodo, propuso que eran partículas negativas cuya relación entre carga y masa $q/m = 1,75881 \times 10^8$ C/g. Este valor era independiente del gas existente inicialmente en el tubo. Su carga eléctrica ($-1,6 \cdot 10^{-19}$ C) no pudo ser calculada hasta 1910 por **Millikan**, con el famoso experimento de la *gota de aceite*. A partir de ahí su masa ($9,11 \cdot 10^{-31}$ kg) se obtuvo directamente.

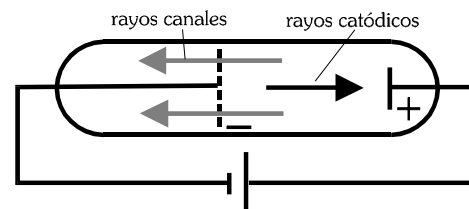
Características de estos rayos:

- Proviene del cátodo (electrodo negativo).
- Viajan en línea recta (producen sombras si se interpone un objeto).
- Hacen girar a un molinete que se interpone en su trayectoria (tienen masa).
- Se desvían hacia el polo positivo si aplicamos un campo eléctrico (están cargados positivamente).

A este conjunto de partículas que formaban los rayos catódicos les denominó electrones y debían proceder de los átomos o moléculas componentes de los gases con lo cual se rompe con el postulado de *Dalton* sobre la indivisibilidad del átomo.

Protón.

Hasta el descubrimiento del electrón, no tenía sentido buscar una partícula subatómica positiva, pero de hecho el protón podía haberse descubierto antes que el electrón. En 1886 **Goldstein** (1850 – 1931) usando un tubo de rayos catódicos modificado (cátodo perforado), observó que pasaban unos rayos a través de los orificios del cátodo, que fueron llamados *rayos canales*. Las características de dichos rayos son:



- Se mueven en línea recta y en sentido contrario a los rayos catódicos.
- Son desviados por un campo eléctrico en sentido contrario a los rayos catódicos (carga positiva).
- La carga de las partículas que la constituyen es un múltiplo del valor de la carga del electrón y dependen del gas encerrado en el tubo.

Si el gas es hidrógeno, la relación masa/carga es la mayor, lo cual sugirió que el ión positivo del átomo de hidrógeno era otra partícula subatómica.

Se adopta el nombre del protón a propuesta de **Ernest Rutherford** (1914). Las características del mismo son: masa = $1,6725 \times 10^{-27}$ kg; carga = $1,6 \times 10^{-19}$ C.

Neutrón.

La masa del electrón es 1836 veces menor que la masa del protón, lo que significa que la masa de los electrones presentes en el átomo es despreciable frente a la masa del núcleo. Rutherford observó que la masa nuclear de los átomos era mayor que la masa de sus protones constituyentes, por este motivo predijo la existencia de una partícula nuclear de masa semejante al protón, pero sin carga eléctrica a la que denominó neutrón.

Además, el descubrimiento del electrón y del protón permite explicar el carácter neutro de la materia desde el punto de vista eléctrico, si los átomos contienen igual número de protones que de electrones. Por lo tanto las dificultades para detectar el neutrón fueron fundamentalmente dos: que no tenga carga eléctrica y que la naturaleza neutra de la materia queda perfectamente explicada con el protón y el electrón.

En 1932 **James Chadwick** (1891 – 1974) en sus experiencias con radiación α descubrió la existencia de rayos constituidos por partículas neutras procedentes del átomo, a las que denominó neutrones, en honor a Rutherford que fue el primero en predecirlas.

Partícula	Carga eléctrica (C)	Masa en reposo (kg)	Masa en reposo (u)
Electrón	$-1,6021 \cdot 10^{-19}$	$9,1094 \cdot 10^{-31}$	0,00055
Protón	$+1,6021 \cdot 10^{-19}$	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	1,0073
Neutrón	0	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	1,0086

1.3. Características de los átomos.

Número atómico (Z): es el número de protones que tiene el núcleo de un átomo.

Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones en su núcleo y por lo tanto el mismo número atómico.

El número atómico se representa mediante un subíndice situado delante del símbolo del elemento correspondiente.

Ej: Representación para el elemento carbono: ${}_6C$

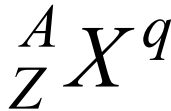
Número másico (A): es el número de partículas que componen el núcleo de un átomo y por tanto la suma de los protones y neutrones que tiene.

Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones en su núcleo y por lo tanto el mismo número atómico, pero podemos tener átomos de un mismo elemento que tengan diferente número de neutrones (**Isótopos**).

El número másico se representa mediante un superíndice situado delante del símbolo del elemento correspondiente.

Ej: Representación: ${}^{12}_6C$ (tenemos por tanto 6 protones (p) y 6 neutrones (n))

En resumen, cualquier átomo de un elemento puede representarse así:



X : símbolo del elemento

Z : número atómico

A : número másico

q : carga eléctrica (si no es neutro)

Evidentemente, si conocemos el número atómico (Z) y el número másico (A) podemos determinar el número total de partículas integrantes del átomo, incluidos los electrones, si este es neutro. En el caso de no ser neutro lo que cambia no es el número de electrones del mismo y nunca el número de protones:

- Si el átomo gana electrones se convierte en un ión negativo que se denomina anión.
- Si el átomo pierde electrones se convierte en un ión positivo que se denomina catión

Ejemplos:

${}^{16}_8O^{-2} \Rightarrow$ indica que el átomo de oxígeno tiene carga negativa porque ha ganado 2 electrones (anión)

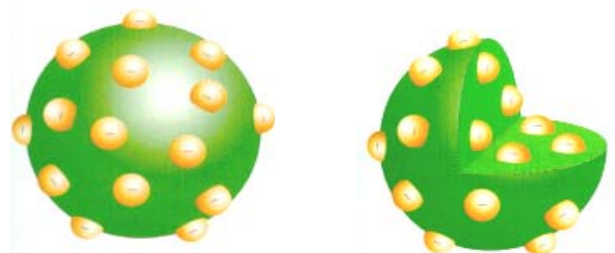
${}^7_3Li^{+1} \Rightarrow$ indica que el átomo de litio tiene carga positiva porque ha perdido 1 electrón (catión)

2. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO (MODELOS ATÓMICOS).

Desde 1808 estaba vigente la teoría atómica de Dalton. En ella se proponían una serie de postulados ya estudiados en el curso anterior y por tanto no vamos a insistir en ellos en este curso, pero cabe recalcar que se hacía referencia a que la partícula más pequeña que constituye la materia es el átomo y con el experimento de William Crookes en 1875 se demuestra que esto no es cierto. Esto abre el camino a una serie de modelos que traten de explicar como está constituido el átomo hasta ese momento indivisible.

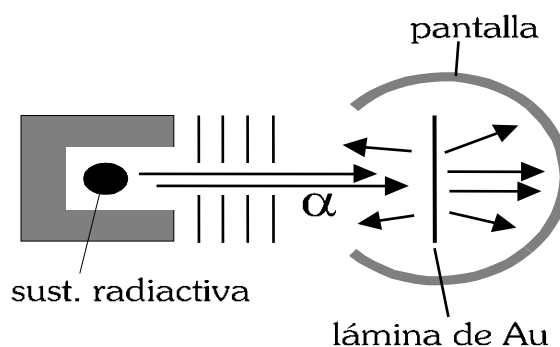
2.1. Modelo de Thomsom.

En 1904 y como consecuencia de la explicación que da al experimento de William Crookes (descubrimiento del electrón) desarrolla su hipótesis de que el átomo esta compuesto por electrones distribuidos en una esfera de carga positiva, en cantidad suficiente para neutralizar la carga eléctrica. Este modelo es conocido con el nombre de modelo "Sandía" o "Pastel con pasas" en el que los electrones serían las pepitas o las pasas y la sandía o el pastel la carga positiva.



2.2. Modelo de Rutherford.

Rutherford realiza una serie de experiencias en las que hace incidir un haz de partículas alfa (${}^4_2\text{He}^{+2}$, por tanto son partículas de carga eléctrica positiva) de alta energía, procedentes de una sustancia radiactiva como el radio, sobre unas láminas metálicas delgadas de oro, cobre, etc.

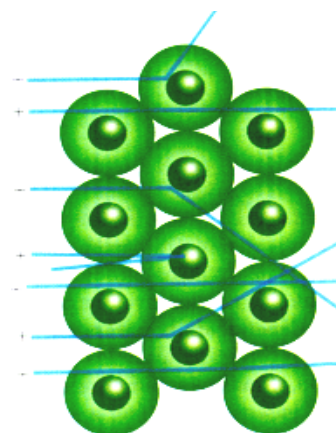


Él observa:

- La mayor parte atraviesa sin sufrir desviación alguna.
- Algunas rebotan e inciden en la pantalla fluorescente por delante de la lámina.
- Otras sufren una gran desviación en su trayectoria.

A raíz de estas observaciones llega a las siguientes conclusiones:

- Como prácticamente todas las partículas alfa pasan a través de la lámina sin desviarse, se debe considerar que la materia, y por tanto, los átomos están casi totalmente vacíos.
- Las partículas alfa que al atravesar la lámina pasan cerca del núcleo sufren una gran desviación de su trayectoria (debido a efectos de la repulsión entre cargas positivas).
- Algunas partículas alfa rebotan, lo cual se explica por el choque de las partículas contra algo de una gran masa y elevada carga positiva (núcleo con casi la totalidad de la masa).

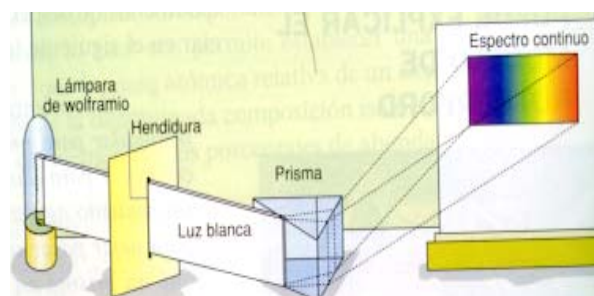


A partir de estas conclusiones enuncia, en 1911, su modelo atómico: *“El átomo tiene una estructura formada por un núcleo central en el que se concentra la casi totalidad de la masa y la totalidad de la carga positiva. Alrededor del núcleo, y a gran distancia de él, en su corteza giran los electrones en órbitas circulares, por la intervención de la fuerza de atracción eléctrica de Coulomb”*

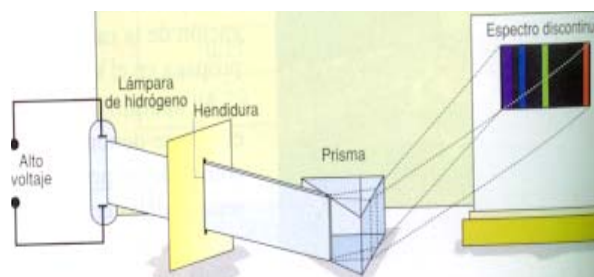
2.3.-Espectros atómicos. Modelo de Bohr.

A finales del siglo XIX y principios del siglo XX estaba caracterizada la radiación lumínica, es decir, magnitudes como longitud de onda, frecuencia, periodo, etc. eran ya conocidas así como el espectro de la radiación visible. (Tema 5: Ondas)

Si se hacía pasar un haz de luz blanca por una rendija para dirigirlo sobre un prisma la luz se descomponía en los colores que forman el visible, es lo que se conoce como el espectro continuo de la luz.



Si esa misma operación se realizaba con los distintos elementos químicos, se obtienen los espectros correspondientes a cada elemento químico. Pero el resultado era inexplicable porque no se observaba un espectro continuo sino discontinuo, es decir, no se veía completamente la placa fotográfica donde se reflejaba la luz que atravesaba el prisma y que procedía del elemento correspondiente, además cada elemento tenía un espectro diferente por lo que la situación se complicaba más.



Estos hechos y la aparición de nuevas teorías lleva a **Niels Bohr** (discípulo de Rutherford), en 1913, a enunciar un nuevo modelo atómico que tiene los siguientes postulados:

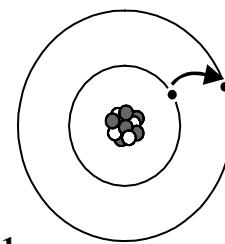
a) Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares, sin emitir energía.

b) Los electrones que están girando en órbitas circulares lo hacen a unas distancias determinadas, es decir, el radio de giro tiene valores concretos.

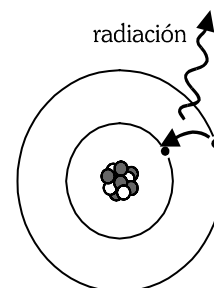
c) Al dar energía a un electrón, salta hacia una órbita superior (1).

Si el electrón pasa a una órbita inferior (2), de menor radio, desprende energía en forma de radiación (luz)

La energía absorbida o desprendida es igual a la diferencia de energía entre las dos órbitas.



1.



2.

2.4.-Configuración electrónica.

A partir del modelo de Bohr se desarrolla una nueva teoría física para el estudio del átomo que es la mecánica cuántica y que se estudiará en cursos posteriores. Pero nos falta resolver una última cuestión:

¿Cómo se distribuyen los electrones en el átomo? Según Bohr están en órbitas concretas dando vueltas alrededor del núcleo. Es lo que llamamos **corteza electrónica** y la manera en la que se distribuyen los electrones en esa corteza electrónica se denomina **configuración electrónica**.

Las órbitas propuestas por Bohr son niveles electrónicos que vienen caracterizados por la letra n, la órbita más cercana al núcleo corresponde al nivel n= 1, la siguiente al nivel n = 2 y así sucesivamente. El número máximo de electrones que podemos situar en cada

	Capa o nivel (n)	nº máx. de electrones
$n^\circ \text{ de electrones} = 2n^2$	1	2
	2	8
	3	18
	4	32

nivel lo podemos deducir de la siguiente expresión:

$$n^\circ \text{ máx. electrones} = 2 \cdot n^2$$

Y así sucesivamente nos daría el número de electrones que podemos colocar en cada capa, pero puede ocurrir que empecemos a colocar electrones en una capa superior y que todavía no se haya llenado la anterior completamente. De hecho, aunque en una capa quepan 18, ó 32 electrones, si ésta capa es la última del átomo, nunca tendrá más de 8 electrones en ella.

Ejemplo: el potasio tiene una configuración **2, 8, 8, 1**, es decir, tiene un electrón en la cuarta capa y todavía no ha llenado la anterior, en la que podría poner hasta 18 electrones. El tener un electrón en el último nivel es una característica común a todos los elementos del grupo de los alcalinos y lo que hace por tanto que sus propiedades químicas (reactividad) sea muy parecida. Piensa por un momento cuál es la valencia de los alcalinos y pregúntate si tendrá algo que ver con su configuración electrónica.

3. SISTEMA PERIÓDICO.

3.1. Antecedentes históricos. Tabla periódica actual. (criterios de clasificación)

Actualmente se conocen 116 elementos químicos (tipos de átomos), de los cuales 90 se dan en la naturaleza. El resto han sido creados en laboratorio a partir de otros átomos.

Sin embargo, hasta 1700 sólo se conocían 12 de estos elementos. Fue con la introducción de medidas precisas en las reacciones cuando se pudieron aislar nuevos elementos, como el Hidrógeno (1766), Nitrógeno (1772), Oxígeno (1774), etc. Durante el siglo XIX, gracias a las leyes ponderales y a la teoría atómica de Dalton, hacia 1829 el número de elementos conocidos crece hasta 55.

Ante tal abundancia de elementos diferentes, una cuestión que se plantea es la de hacer una clasificación de dichos elementos, buscando propiedades que tengan en común. Se estudian tanto propiedades físicas (densidad, P.F., P.E.) como químicas (capacidad de reaccionar con otros elementos, oxígeno principalmente).

Ya **Lavoisier** había clasificado los 33 elementos que se conocían en su época en dos grupos: metales y no metales, atendiendo a su capacidad para conducir la corriente eléctrica y al tipo de óxido que forman.

En 1829, el alemán **Johann Döbereiner** observa que existen algunos grupos de tres elementos con propiedades parecidas: (Ca, Sr, Ba) (Cl, Br, I) (S, Se, Te). Los llamó *tríadas*.

En 1862, el francés **Alexandre de Chancourtois** descubre que, al colocar los elementos por orden de masas atómicas alrededor de un cilindro, formando una *espiral (espiral telúrica)*, los elementos que estaban en la misma vertical tenían propiedades parecidas. Sólo se cumplía con los primeros elementos.

1864, **John Newlands** (inglés) continúa con el ordenamiento por orden de masa atómica, y observa que las propiedades se repiten periódicamente cada 8 elementos. A estos grupos de 8 elementos les llamó *octavas*, por su parecido con la clasificación de las notas musicales. De nuevo, sólo se cumplía para los primeros elementos.

1869-1870: El ruso **Dimitri Ivanovich Mendeleiev** y el alemán **Lothar Meyer** llegan por separado a una clasificación parecida. A partir del orden por masas atómicas, colocan en una misma columna los elementos con propiedades parecidas, estableciendo una tabla.

Mendeleiev introdujo unas mejoras importantes en la clasificación, dando prioridad a las propiedades. Por tanto:

- Cambió el orden de algunos elementos para que se situaran en la columna que les correspondía según sus propiedades (Co-Ni) (Te- I).
- Dejó huecos en la tabla, y predijo que esos huecos correspondían a elementos aún no descubiertos, de los cuales calculó qué propiedades debían tener, a partir de las propiedades de los elementos adyacentes. Tuvo la satisfacción de que, cuando aún vivía, en 1875 se descubrió el Galio, en 1879 el Escandio y en 1886 el Germanio, y sus propiedades coincidían plenamente con las predichas por Mendeleiev.

Posteriormente, con el descubrimiento de nuevo elementos, se agregan nuevas columnas a la tabla de Mendeleiev (gases nobles, tierras raras), y con el descubrimiento por **Moseley**, en 1914, del número atómico, se llega a la tabla periódica actual.

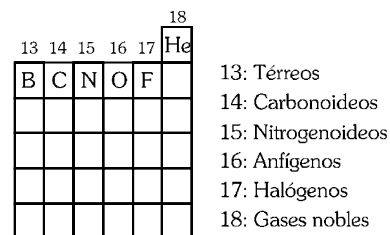
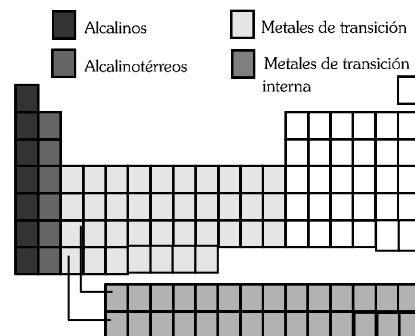
La clasificación periódica actual de los elementos químicos es una ampliación de la de Mendeleiev y Meyer. Sigue estos criterios de clasificación:

- Los elementos están clasificados por orden de número atómico creciente. El número atómico coincide con el nº de protones del átomo.
- En la misma columna están situados los elementos con propiedades (físicas y químicas) parecidas.
- La masa atómica también crece al ir avanzando en la tabla periódica, salvo algunas excepciones (Ar-K , Co-Ni , Te-I).

Las filas (horizontales) de la tabla se denominan **periodos**: están numerados del 1 al 7.

Las columnas, que contienen elementos con propiedades parecidas, se denominan **grupos o familias**: están numeradas del 1 al 18. La mayoría de ellas tienen además un nombre propio.

Las dos filas de elementos que aparecen aisladas del resto de la tabla, están así sólo por hacer una tabla más compacta. Si nos fijamos en el orden de número atómico, vemos que la primera de las filas (Lantánidos) corresponde al periodo 6 y van a continuación del Lantano. La fila de los actínidos corresponde al periodo 7 a continuación del Actinio. Los 28 elementos que componen las "tierras raras", como se les conoce, al tener propiedades parecidas a La y Ac se consideran todos del grupo III.



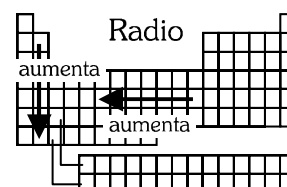
3.2. Propiedades periódicas.

La estrecha relación entre la estructura electrónica de los átomos que constituyen los distintos elementos y sus propiedades físicas y químicas, explica el hecho de la variación periódica de las propiedades de los elementos químicos. Esto permite predecir y explicar las propiedades periódicas de los mismos.

• Volumen atómico y radio atómico:

Espacio ocupado por el átomo ($V = \frac{M}{d}$) Se mide a partir del radio atómico. Varía:

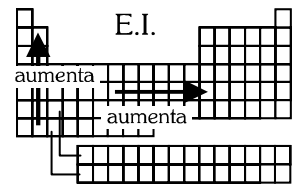
- En el periodo: primero disminuye y luego aumenta hacia el final del periodo.
- En un grupo: aumenta cuando bajamos en el grupo.



- **Potencial de Ionización (PI):**

Energía que es necesaria suministrar para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso. La variación del potencial de ionización es:

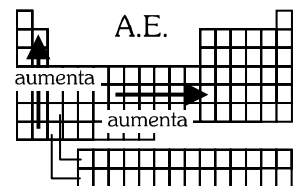
- En el periodo: aumenta de izquierda a derecha.
- En un grupo: aumenta de abajo hacia arriba.



- **Afinidad electrónica (AE):**

Es la energía liberada cuando un átomo de un elemento en estado gaseoso toma un electrón. La variación de la afinidad electrónica es:

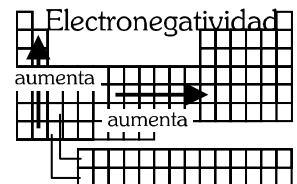
- En el periodo: aumenta de izquierda a derecha.
- En un grupo: aumenta de abajo hacia arriba.



- **Electronegatividad:**

Tendencia de los átomos a atraer a los electrones. Se determina a partir de la semisuma del potencial de ionización y la afinidad electrónica. La variación de la electronegatividad es:

- En el periodo: aumenta de izquierda a derecha.
- En un grupo: aumenta de abajo hacia arriba.



- **Carácter metálico:**

Tendencia de los átomos a perder los electrones. La variación del carácter metálico:

- En el periodo: disminuye de izquierda a derecha.
- En un grupo: disminuye de abajo hacia arriba.

4. UNIONES ENTRE ÁTOMOS.

4.1. Regla del octeto de Lewis.

En la naturaleza conocemos gran variedad de sustancias simples y compuestas, constituidas por combinaciones de átomos, ya sean del mismo o de diferentes elementos. Si embargo, salvo los gases nobles, no encontramos sustancias formadas por átomos individuales. Esto nos lleva a plantearnos dos preguntas:

¿Qué característica especial poseen los gases nobles?

¿Por qué el resto de los átomos tienen tendencia a combinarse con otros átomos?

La respuesta a ambas preguntas radica en un concepto fundamental en todo sistema físico: la estabilidad. Cualquier sistema tiende a la máxima estabilidad. Normalmente se consigue con la mínima energía. Una pelota rueda hacia abajo por una pendiente, un muelle estirado tiende a recuperar su forma, un electrón en una capa superior salta a una capa inferior porque la energía que posee al final es menor que la que tenía al principio. En todas las situaciones anteriores, si queremos invertir el proceso, debemos suministrar energía.

Del mismo modo, dos o más átomos se unen porque el conjunto tiene menos energía que la suma de los átomos por separado. En la unión se ha desprendido energía. Y ahí está la clave, para separarlos de nuevo, tendremos que darle la cantidad de energía que se ha desprendido previamente. Mientras no se le suministre, se mantendrán unidos.

Si los gases nobles no tienen tendencia a unirse a otros átomos, es porque ya poseen la máxima estabilidad posible. Una unión con otro átomo no desprenderá energía.

La característica común a todos los gases nobles, y que hace que estén situados en el mismo grupo, es su configuración electrónica. Independientemente del periodo en que se encuentren, todos poseen 8 electrones en su última capa (*salvo el He, que posee 2 e en la 1ª capa*).

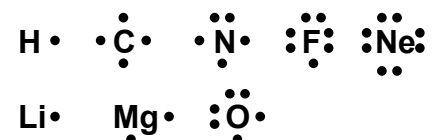
A esta tendencia se le denomina Regla del octeto de Lewis:

- Los átomos alcanzan su máxima estabilidad cuando poseen 8 electrones en su última capa. (*H, Li, Be, N: 2 e en la 1ª capa*)
- Para conseguir lo anterior:

- En unos casos se transfieren electrones de un átomo a otro, formándose iones (enlace iónico).
- En otros, comparten uno o más pares de electrones (enlace covalente).

Representación de Lewis:

Los electrones que posee un átomo en su última capa suelen representarse colocando el símbolo del elemento rodeado de puntos que representan a los electrones. Se comienzan a dibujar separados y, cuando hay más de cuatro, se van emparejando con los anteriores.



4.2. Tipos de enlace químico.

4.2.1. Enlace iónico. Propiedades de los compuestos iónicos

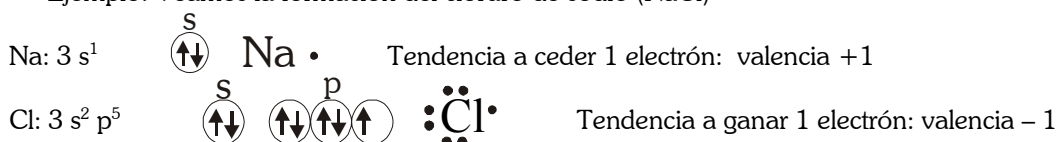
Características del enlace iónico.

El enlace iónico se da cuando se combinan elementos metálicos (electropositivos, con tendencia a dar electrones), con elementos no metálicos (electronegativos, con tendencia a aceptar electrones). Se producirá una transferencia de electrones desde el átomo metálico hasta el no metálico, de forma que ambos quedarán con 8 electrones en su última capa (estructura de gas noble, estable).

Al perder electrones, el átomo del metal quedará con carga positiva (catión), y el átomo del no metal con carga negativa (anión). Entre cargas de distinto signo surge una *fuerza electrostática atractiva* que mantiene unidos ambos átomos. Como ya dijimos anteriormente, la distancia de enlace final será aquella a la que se compense la atracción entre iones con la repulsión entre las cortezas electrónicas.

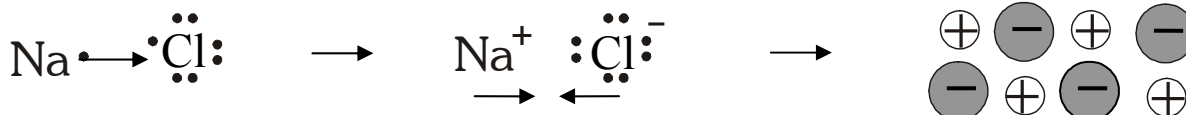
La fórmula del compuesto (la proporción de átomos) dependerá del número de electrones intercambiados.

Ejemplo: Veamos la formación del cloruro de sodio (NaCl)



Cada átomo de sodio cede un electrón a un átomo de cloro, por lo que la fórmula del compuesto será NaCl. Se forman iones. El átomo de sodio queda con una carga positiva (catión) y el de cloro con una carga negativa (anión). Se genera una fuerza electrostática entre cargas de distinto signo, que mantiene unidos a los iones, desprendiéndose energía en el proceso.

Se forma una red cristalina iónica. Cada catión se rodea de todos los aniones posibles, y viceversa.

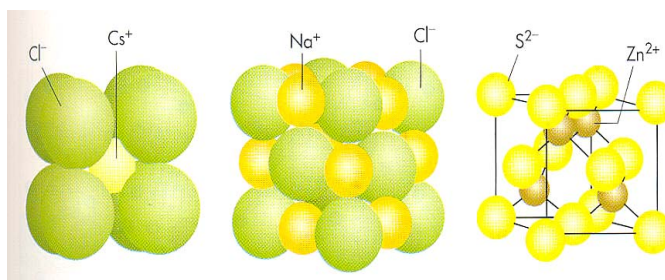


Nota. En muchos compuestos iónicos (las sales oxoácidas), el anión es en realidad un conjunto de átomos (NO_3^- , SO_4^{2-} ...), pero se comporta, en cuanto al enlace, de la misma forma que si fuera un solo átomo.

Propiedades de los compuestos iónicos.

La fuerza electrostática que mantiene unidos los iones es bastante intensa. Esto confiere a los compuestos iónicos las siguientes propiedades:

- No forman moléculas, sino redes cristalinas tridimensionales.
- Tienen elevados puntos de fusión y ebullición. Son sólidos a temperatura ambiente.
- Son duros (alta resistencia a ser rallados), pero quebradizos (frágiles).
- En estado sólido son aislantes del calor y la corriente eléctrica, pero sí conducen la corriente fundidos o en disolución.
- La mayoría son solubles en disolventes polares, como el agua, pero son insolubles en disolventes apolares (aceite, gasolina)



Ejemplos de compuestos iónicos: sales, óxidos de metales, hidróxidos.

4.2.2. Enlace covalente. Propiedades de los compuestos covalentes

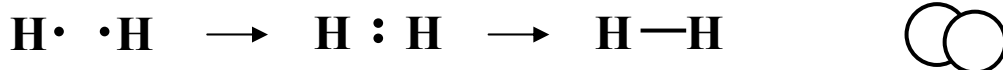
Características del enlace covalente.

El enlace covalente se da entre elementos no metálicos (electronegativos), cuyos átomos tienen tendencia a ganar electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble.

En este caso, no es rentable energéticamente el que uno de los dos átomos pierda electrones (los no metales tienen energías de ionización muy altas).

La mayor estabilidad se consigue, entonces, compartiendo pares de electrones (normalmente $1 e^-$ de cada átomo). Este par de electrones lo representamos con un guión y es común a los dos átomos enlazados.

Lo vemos con un ejemplo: la formación de una molécula de hidrógeno (H_2)
Cada átomo de H posee un solo electrón en su primera capa. Necesita, por tanto, ganar un electrón para tener estructura de gas noble (1^a capa llena). Así, dos átomos de H comparten un par de electrones ($1 e^-$ de cada átomo), formándose un grupo de átomos fuertemente unido, una molécula.



Otros ejemplos: O_2 , N_2 (moléculas hemoatómicas)
 HF , H_2O , NH_3 , CH_4 (moléculas heteroatómicas)

Características generales del enlace covalente.

- La primera característica que podemos observar es que se trata de un **enlace direccional**. El par de electrones de enlace une a dos átomos concretos (al contrario de lo que ocurría en el iónico, en el que cada catión se rodeaba de todos los aniones posibles, y viceversa).

- Como consecuencia, se forman **moléculas**, grupos de átomos unidos al compartir electrones.

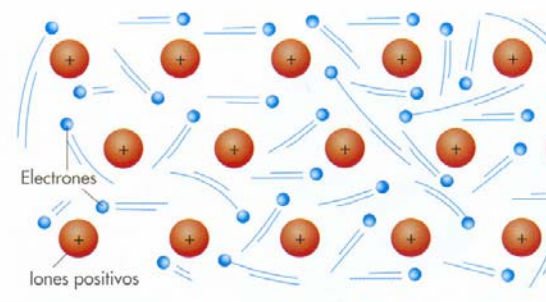
- El enlace producido entre los átomos al compartir electrones es muy intenso, más que el iónico. Eso nos indica que es necesaria mucha energía para separar los átomos de una molécula. Sin embargo, al ser las moléculas neutras, entre molécula y molécula apenas existen fuerzas de unión, o son muy débiles. Hace falta poca energía para separar una molécula de otra. Los compuestos moleculares tendrán entonces T.F y T.E. bajas, en general.

4.2.3. Enlace metálico. Propiedades de los compuestos metálicos

Características del enlace metálico.

El enlace metálico se da entre átomos de elementos metálicos, ya sean alcalinos, alcalinotérreos, o de transición. Estos elementos son electropositivos (tendencia a ceder electrones, formando cationes).

Podemos aprovechar las propiedades de los metales para explicar su estructura. Todos los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica.



Como consecuencia, deben poseer electrones libres, con gran libertad de movimiento por todo el metal (*recordemos que en los compuestos iónicos, cada electrón pertenece a un átomo concreto, y en los covalentes el movimiento del electrón se restringe a la molécula, y por esta razón eran aislantes*).

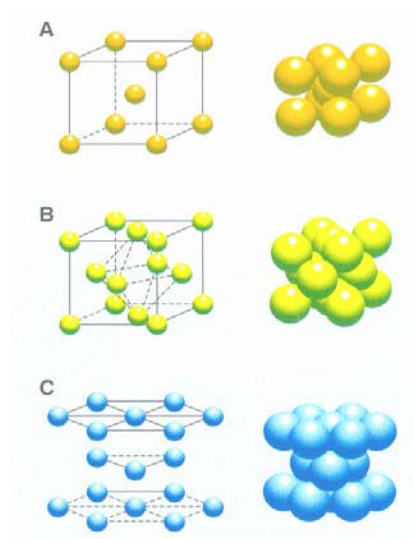
Para explicar esta libertad de movimiento de los electrones, el físico alemán P. **Drude** propuso en 1900 un modelo sencillo, el del *mar de electrones* o *gas de electrones*. Según este modelo, los átomos de los metales se desprenden de sus electrones de su última capa (por ej, los átomos de sodio se desprenden su electrón), quedándose como cationes, formando una red. Los electrones liberados circulan por los huecos de esta red, comportándose como si fueran partículas de un gas.

Al interponerse los electrones entre los cationes del metal, compensan la repulsión entre estos y sirven de aglutinante de la red, que puede alcanzar disposiciones muy compactas, con gran concentración. Esto explica su elevada densidad.

Propiedades de los compuestos metálicos.

El enlace descrito anteriormente permite explicar las propiedades comunes a la mayoría de los metales:

- Sólidos a temperatura ambiente (excepciones: Hg, Ga)
- Puntos de fusión y ebullición altos, en general.
- Buenos conductores del calor y la corriente eléctrica
- Poseen un brillo característico (brillo metálico)
- Poseen una elevada densidad.
- **Dúctiles** (se pueden moldear como hilos finos) y **maleables** (moldeables como láminas delgadas).
- Los metales sólidos tienen **dureza** variable, y gran **tenacidad** (resistencia a la fractura al ser golpeados).



CUESTIONES Y PROBLEMAS

1. Completar la siguiente tabla:

	Z	A	N	Nº p ⁺	Nº e ⁻	Tipo ión
$^{15}_8\text{O}^{-2}$						
Ca^{+2}			21			
	16		16			neutro
		30	16		15	
Fe^{+3}		56				

2. El cobre aparece en la naturaleza constituido por dos isótopos de masas atómicas 62,930 uma y 64,928 uma respectivamente. El primero se encuentra en la naturaleza en una proporción del 69,1 %. Calcular la masa atómica del cobre.

3. Los siguientes datos se refieren a la abundancia de los isótopos de un cierto elemento en la naturaleza. Calcular la masa atómica de dicho elemento. ¿De qué elemento se trata?

	Isótopo 1	Isótopo 2	Isótopo 3	Isótopo 4
masa (uma)	49,946	51,94	52,94	53,939
abundancia(%)	4,31	83,76	9,55	2,38

4. La plata presenta en la naturaleza dos isótopos, cuyas masas atómicas son 106,905 uma y 108,905 uma. Sabiendo que la masa atómica de la plata es de 107,868 uma, calcular la abundancia en la naturaleza de cada isótopo, en %.

5. Indica el número de electrones que tendrá cada elemento en su última capa y cuál es dicha capa, en función de su situación en la tabla periódica:

O ; Li ; Ni ; I ; Fr ; Mg ; F ; Ne ; Cs ; Xe ; Sb

6. Razonar las siguientes cuestiones:

a) Si un electrón de un átomo de hidrógeno salta de la primera a la cuarta capa. ¿Gana o pierde energía?

b) Diferencias entre el modelo atómico de Rutherford y de Thomson.

c) En las siguientes parejas de elementos, ¿cuál de ellos tiene mayor radio atómico?

1) Li - K 2) Se - O 3) Na - S 4) I - Rb

d) Con las mismas parejas de antes. ¿Qué elemento de la pareja tendrá mayor energía de ionización? ¿Y mayor afinidad electrónica? ¿Y mayor electronegatividad?

e) El átomo no puede ser neutro porque contiene cargas eléctricas. ¿verdadero o falso?

f) ¿Por qué, después del descubrimiento del electrón, era necesaria la existencia de otra partícula sin carga? ¿De qué partícula se trataba?

7. Dibujar la estructura de Lewis de los siguientes elementos, e indicar qué tendencia presentan a ganar o perder electrones. O, F, P, Mg, Fr, Ca, Ne, S, H, Ar.

8. Según la teoría del octeto de Lewis, explicar qué tipo de enlace formarían los siguientes elementos al combinarse. Deducir la fórmula del compuesto resultante.

a) O y O

b) H y O

c) Na y Cl

d) Cs y S

e) P y Cl

f) C y H

g) C y O

h) Al y O

i) N y H

9. Razonar las siguientes cuestiones:

a) ¿Por qué el Ne y el Ar no forman moléculas diatómicas: Ne₂ y Ar₂?

b) ¿Por qué el C forma normalmente cuatro enlaces covalentes?

c) ¿Por qué las sustancias iónicas conducen la corriente eléctrica cuando están disueltas?

d) Los revestimientos de los hornos de alta temperatura se fabrican a menudo con componentes como MgO o Al₂O₃. ¿Por qué se emplean materiales de ese tipo?

e) Los átomos de cobre son dúctiles y maleables ¿verdadero o falso?

f) ¿Por qué los compuestos iónicos son, en general, frágiles?

g) ¿Por qué decimos que los elementos no metálicos tienen valencia iónica negativa?

h) ¿Por qué los metales son buenos conductores del calor y la corriente eléctrica?