

EL ÁTOMO

Luis Pardillo Vela <https://fisicayquimicaluis.wixsite.com/esoybach>

En el siglo IV a. de C., los filósofos griegos Demócrito y Leucipo consideraron que la materia era discontinua, es decir, no se podía dividir indefinidamente, sino que debería estar formada por unas últimas partículas que conservaban sus propiedades a las que llamaron átomos ("a" sin, "tomos" partes). Esta teoría no se impuso y fue rechazada por otros filósofos, entre ellos Aristóteles que mantenía que la materia se podía dividir indefinidamente.

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON.

En 1.808 Dalton, para explicar las leyes ponderales de las reacciones químicas (conservación de la masa, proporciones definidas, proporciones recíprocas y proporciones múltiples) enunció su teoría atómica:

- Los elementos están formados por partículas indivisibles e inalterables llamados átomos.
- Todos los átomos de un elemento son iguales en masa y propiedades.
- Los átomos de elementos distintos son diferentes en masa y propiedades.
- Las moléculas de los compuestos se forman por la unión de los átomos de los elementos en una proporción numérica sencilla.
- En una reacción química el número de átomos de cada elemento es el mismo antes y después de la reacción.

EL ELECTRÓN Y EL MODELO ATÓMICO DE THOMSON.

Desde mediados del s. XIX se sabía que al aplicar un potencial eléctrico muy alto entre los electrodos de un tubo de vacío con gas a baja presión se producía una luz cuyo color dependía del gas empleado, sin embargo, si la presión se hacía menor y se aumentaba el potencial se producía solamente una fluorescencia verdosa en la zona opuesta al cátodo y ésta era independiente del gas empleado.

Thomson en 1897 basándose en los conocimientos experimentales como que si entre el cátodo y el ánodo se interponía un objeto su sombra se reflejaba en la zona luminiscente o que si interponían unas aspas de hélice muy ligeras, éstas giraban como si fueran impulsadas por un ligero viento le hizo suponer que existía una especie de "rayo" que partía del cátodo (rayos catódicos) y que debía llevar materia.

Igualmente sabía que esos rayos eran desviados por campos magnéticos y eléctricos (experiencias realizadas por Crookes), tal como lo harían partículas cargadas de electricidad negativa y con una masa pequeñísima, a estas partículas se les llamó *electrones*. Haciendo variar los campos magnéticos y eléctricos y observando la trayectoria seguida por los electrones, Thomson pudo determinar la relación existente entre la carga y la masa del electrón q/m encontrando que debía tener una milésima parte de la masa del ion con menor masa conocido, el ion hidrógeno (posteriormente Millikan, mediante otro tipo de experiencia pudo determinar el valor correspondiente a la masa y a la carga eléctrica del electrón).

Dado que los valores encontrados eran independientes del gas usado en la experiencia, era de suponer que los electrones tenían que ser una parte de los átomos, es decir, una partícula atómica (ya que además eran más ligeras que el más ligero de los átomos). *Basándose en esto Thomson propuso un modelo del átomo, según el cual éste está formado por una masa de carga positiva en la cual están incrustadas unas partículas subatómicas de masa muy pequeña y carga negativa (electrones) que en conjunto iguala a la carga positiva del átomo.*

PROTÓN.

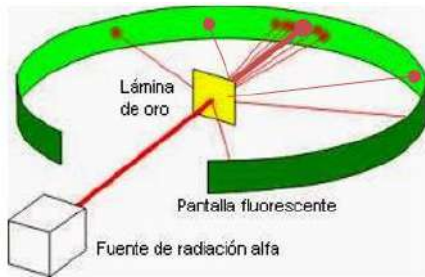
Como el átomo es neutro, la existencia de partículas negativas hacía suponer la existencia de otras positivas. Esto se demostró con un aparato semejante al anterior, con la diferencia de tener el electrodo negativo perforado, con lo cual se observaba una radiación que procedente del ánodo pasaba a través de los orificios del cátodo y chocaba con la pared opuesta al ánodo. Estudiando su naturaleza, con el mismo método que para los electrones, se encontró que estas partículas (iones) positivas eran de masa mucho mayor que los electrones y además la relación q/m dependía del gas empleado en la experiencia.

Si el gas empleado era el hidrógeno, las partículas tenían una carga positiva igual a la del electrón y

una masa prácticamente igual a la del hidrógeno. Como no fue posible aislar partículas positivas con menor masa que la encontrada al usar hidrógeno como gas, hizo suponer que ésta era una nueva partícula elemental que formaba parte del átomo al igual que los electrones. A esta partícula se le denominó protón.

EL ÁTOMO DE RUTHERFORD.

Para estudiar el efecto de dispersión de las partículas al atravesar la materia, Rutherford (en 1911) bombardeó láminas de oro muy delgadas (0,0001 mm) con un delgado haz de partículas alfa (núcleos de helio, He^{2+}) y observando su trayectoria por el centelleo que producían al chocar con una pantalla fluorescente de ZnS, observó que la mayoría de las partículas alfa atravesaban la lámina sin desviarse o algunas se desviaban algo, pero que además otras (muy pocas), eran desviadas en ángulos muy grandes, incluso 180° .

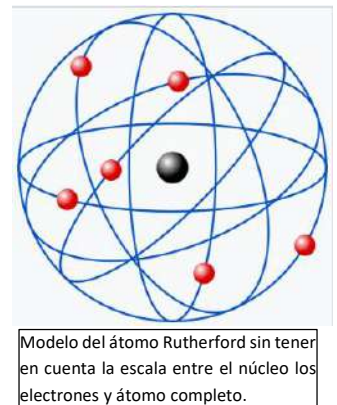


Como ya se conocía en qué consistían las partículas alfa y con qué velocidad se emitían, Rutherford determinó que su energía cinética era lo suficientemente grande como para atravesar la lámina de oro con muy poca desviación (debido al choque) si el átomo era tal como lo suponía Thomson (esferas donde estaban la masa y la carga), pero no tenía sentido el que prácticamente todas las partículas la atravesaran sin desviación y que algunas, aunque muy pocas, tuvieran una desviación muy fuerte.

La única explicación posible que encontró Rutherford es que el átomo estuviera prácticamente vacío, y la masa concentrada en una zona muy pequeña que se denominó núcleo.

De los datos experimentales, dedujo que el átomo estaba formado por un núcleo donde residía casi la totalidad de la masa y la carga positiva, siendo el núcleo 10.000 veces menor que el total del átomo, algo así como un guisante comparado con una catedral. Por esta razón aquellas partículas de He^{2+} que pasaban por las cercanías del núcleo de carga positiva salían desviadas y aquellas pocas que casualmente impactaban contra el núcleo de oro salían rebotadas.

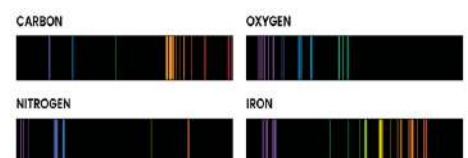
Alrededor de este núcleo los electrones giraban (de estar quietos caerían atraídos por el núcleo) de tal forma que la fuerza de atracción eléctrica hacía de fuerza centrípeta y se mantenían girando. Este modelo aceptado en principio, fue pronto desechado ya que según la teoría electromagnética clásica una carga eléctrica en movimiento acelerado (al haber movimiento circular hay aceleración centrípeta) emite energía electromagnética y por tanto el electrón iría perdiendo energía cinética (velocidad) y por tanto terminaría cayendo en el núcleo. Por otra parte, no explicaba una característica propia de cada elemento como era su espectro atómico (que se explica a continuación). Sin embargo, si estaba claro y comprobado cómo era el tamaño del núcleo respecto al átomo.



ESPECTROS ATÓMICOS.

Cuando una luz pasa a través de un prisma óptico se descompone en todos los colores que la componen, así la luz "blanca" da lugar a los colores del arco iris. Esto se debe a que cada color de luz tiene una frecuencia diferente y su velocidad de propagación en el vidrio es distinta, por ello son desviadas en diferentes grados. Cuando estas radiaciones lumínicas son grabadas en una fotografía obtenemos lo que se denomina "espectro de emisión".

Si un elemento en estado gaseoso se calienta o se excita por una descarga eléctrica, emite una luz (radiación electromagnética) característica de él. Si esa luz emitida se descompone mediante un prisma óptico (espectroscopio) se observa que, en lugar de un espectro continuo de la luz blanca, se obtiene una serie de rayas de color salteadas, que denominamos "espectro atómico". Este espectro es distinto para cada elemento, es como la huella digital de cada elemento. En 1859, Kirchhoff y Bunsen publicaron sus resultados experimentales, mediante los cuales determinaron que era posible reconocer la presencia de un



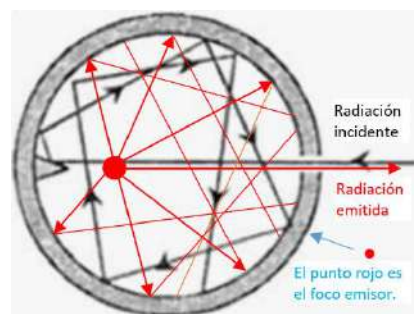
elemento por medio del estudio de las líneas espectrales, incluso si su presencia era mínima. A partir de esa fecha se descubrieron muchos elementos químicos mediante el estudio de las líneas espectrales, nada menos que 26 hasta el inicio del siglo XX.

Pero a pesar de todos esos elementos descubiertos, nada se sabía del porqué de esas líneas particulares del espectro. El primero en dar una explicación fue Bohr, mediante su modelo atómico que comentaremos después del siguiente apartado.

PLANCK Y LA RADIACIÓN DEL CUERPO NEGRO. EINSTEIN Y EL EFECTO FOTOELÉCTRICO.

Supongamos que en una habitación pintada de negro y en oscuridad total, hay en el centro una barrita de hierro a temperatura ambiente. Si estamos cerca de ella no la vemos ni sentimos nada. Pero si esa barrita de hierro se empieza a calentar (por medio de una corriente eléctrica, por ejemplo) en principio seguiremos sin verla, pero podemos empezar a notar su calor. Al seguir calentando la barrita podemos llegar a ver una tonalidad rojiza y sentir más calor, y, a medida que se va calentando, ese color pasará a rojo vivo, naranja y amarillo a medida que aumenta la temperatura, finalmente lo veremos blanco (la emisión de radiaciones en conjunto nos da el blanco).

Podríamos decir que lo anteriormente relatado, equivale aproximadamente, a lo que se llama radiación del cuerpo negro, siendo el cuerpo negro **una cavidad negra que admite con una salida/entrada de luz por un único y pequeño orificio**, con lo cual la luz que entre será absorbida por las paredes en sus múltiples rebotes y no volverá a salir. Sin embargo, un cuerpo en su interior que por su temperatura emita luz, una parte de esa radiación podrá salir y ser analizada.



*Cuando un cuerpo es calentado emite radiación electromagnética en un amplio rango de frecuencias. El **cuerpo negro** (ideal) es aquel que además absorbe toda la radiación que llega a él sin reflejarla, de tal forma que sólo emite la correspondiente a su temperatura. A fines del siglo XIX fue posible medir la radiación de un cuerpo negro con mucha precisión.*

La intensidad de esta radiación puede en principio ser calculada utilizando las leyes del electromagnetismo. El problema de finales del siglo XIX consistía en que si bien el espectro teórico y los resultados experimentales (ver siguiente figura) coincidían para bajas frecuencias (en la zona del infrarrojo o altas longitudes de onda), estos diferían radicalmente a altas frecuencias (la zona ultravioleta). Este problema era conocido con el provocativo nombre de “la catástrofe ultravioleta”, ya que la predicción teórica divergía mucho con respecto a los datos experimentales reales.

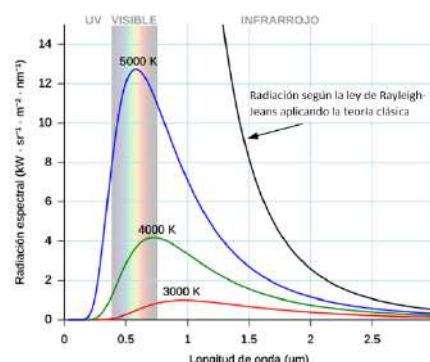
Del estudio de la radiación del cuerpo negro se dedujo varias leyes, como la de Stefan–Boltzman, según la cual la intensidad de la radiación (energía por unidad de tiempo y área) emitida por un cuerpo negro es proporcional a la cuarta potencia de la temperatura a la que se encuentra ($I = \sigma T^4$, siendo $\sigma = 5,67 \cdot 10^{-8} \text{ W/m}^2\text{K}^4$) y la **ley de Wien** que establece la relación que hay entre la temperatura de un cuerpo negro y la longitud de onda que más se emite: $\lambda_{\text{máx}} \cdot T = k$ ($k = 2,897 \cdot 10^{-3} \text{ m K}$). Con esta ley se puede medir, por ejemplo, la temperatura de las estrellas.

Pero seguía sin explicarse “la catástrofe ultravioleta”.

Para resolver el problema de la radiación del cuerpo negro (la **Catástrofe Ultravioleta**), el físico Max Planck dedujo en 1900 una fórmula que se ajustaba perfectamente a los resultados experimentales.

La fórmula de la **Radiancia Espectral** del cuerpo negro, en función de la frecuencia (ν o f) la temperatura (T), es:

$$\rho(\nu, T) = \frac{8\pi h \nu^3}{c^3} \frac{1}{e^{\frac{h\nu}{k_B T}} - 1}$$



Las curvas de color se obtienen con los datos experimentales.

Las temperaturas se obtienen aplicando la ley de Wien:

$$\lambda_{\text{máx}} \cdot T = 2,897 \cdot 10^{-3} \text{ m} \cdot \text{K} \Rightarrow$$

$$T = 2,897 \cdot 10^{-3} / \lambda_{\text{máx}}$$

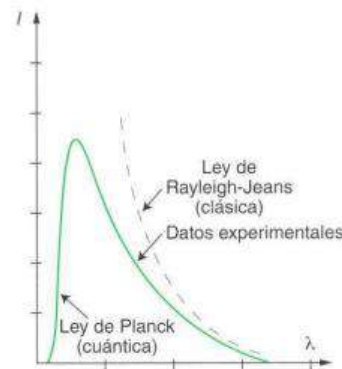
Para que esta fórmula concordara con los datos de las curvas experimentales, Planck tuvo que introducir la revolucionaria hipótesis de que la energía no se emitía de forma continua, sino en **paquetes discretos**. A estos paquetes se les denominó **cuantos** de energía.

En la exposición de su teoría, el 14 de diciembre de 1900, Planck propuso que, al igual que la materia está cuantizada en forma de átomos, la energía lo está en forma de cuantos, y, del mismo modo que los átomos de distintos elementos tienen distintos tamaños, los cuantos de distintas frecuencias tienen diferentes energías.

La energía de un oscilador atómico solo podía tomar valores que fueran múltiplos enteros de una cantidad fundamental, lo que se resume en la expresión: **$E = nh\nu$**

Donde n es un número entero (1, 2, 3, ...), h es la **Constante de Planck** ($h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$) y ν es la frecuencia de la radiación. **Esta fue la semilla de la Física Cuántica.**

El término **$h\nu$** de la energía del cuanto es la clave: su presencia en el exponente de la base e de la Ley de Planck, $e^{\frac{h\nu}{k_B T}}$, es lo que provoca la **caída de la radiación a altas frecuencias** (ν), **resolviendo así el problema de la Catástrofe Ultravioleta.**



En **1905**, **Einstein** utilizaría la teoría cuántica de Planck para explicar otro fenómeno problemático en el marco de la física clásica, la generación de una corriente eléctrica al aplicar luz monocromática sobre un circuito formado por placas metálicas, conocido como el **efecto fotoeléctrico**, en el que se observaba que los electrones no absorbían cualquier tipo de radiación luminosa (energía), sino que en cada caso debía tener una frecuencia (o longitud de onda) determinada, es decir una energía determinada. Einstein sugirió que la luz está formada por cuantos de luz o fotones. La energía de un fotón, E , depende de su frecuencia, ν , según la ecuación dada por Planck: $E=h\nu$, donde h es la constante de Planck (por ej. un fotón luz azul tiene una energía superior a uno de luz roja ya que una luz azul tiene una frecuencia superior a una roja).

MODELO ATÓMICO DE BOHR.

En 1913, Bohr tratando de dar una explicación a los espectros aplicó a los átomos la teoría cuántica de Planck hasta entonces poco comprendida y aplicada. Bohr postuló su modelo de la siguiente forma:

1) El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares de tal forma que la fuerza de atracción eléctrica hace el papel de fuerza centrípeta:

$$K \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad (1)$$

K = cte. atracción eléctrica e = carga del e^-
 r = radio órbita m = masa electrón
 v = velocidad del e^-

2) Solo son posibles aquellas órbitas en las que el momento angular (mvr) sea un múltiplo entero de $h/2\pi$. Dicho de otra forma: la cantidad de movimiento del electrón (mv) multiplicada por su recorrido ($2\pi r$) es un múltiplo entero de la constante de Planck (h), es decir:

$$mvr2\pi = nh \quad (n \text{ es un número entero que se denominará número cuántico principal}).$$

Si despejamos v de esta ecuación y lo sustituimos en la (1) obtendremos, al despejar r :

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 e^2 m K} n^2 \quad h = \text{cte. de Planck} \quad \text{igualmente se obtiene que la velocidad } v = \frac{2\pi K e^2}{nh}$$

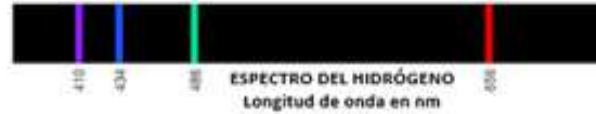
Con el radio y la velocidad del electrón se puede determinar la Energía del electrón para cada órbita (n).

3) Cuando el electrón se mueve en esas órbitas permitidas es estable y no emite energía; tan solo si pasa de una órbita a otra se produce la absorción o emisión de energía en forma de un cuanto de energía. Así, la energía liberada al pasar el electrón desde una órbita E_a a otra E_b de menor energía, se emite en forma de onda electromagnética (fotón), cuya frecuencia (color) viene dada por la ecuación de Planck $E = h\nu$, de tal forma que: $E_a - E_b = h\nu$

Bohr, usando estas ecuaciones, dedujo (*) la frecuencia de cada una de las rayas espectrales del hidrógeno, coincidiendo efectivamente con las que se observaban en su espectro. Esto hizo que su modelo fuera aceptado internacionalmente, dada su claridad y analogía con el sistema planetario y por la introducción audaz de la hipótesis Planck en la teoría atómica.

(*) La ecuación que dedujo Bohr para obtener las longitudes de onda (λ en metros) de las rayas del espectro del átomo de hidrógeno es:

$$1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 (1/n_b^2 - 1/n_a^2)$$



donde n_a y n_b son los números cuánticos (1, 2, 3) de las posibles órbitas.

EL MODELO MODERNO.

Si bien el modelo de Bohr explicó mucho sobre los espectros atómicos no completaba de explicar otros fenómenos observados en dichos espectros. Por ello surgieron diversas modificaciones al modelo que si bien llegaron a aclarar algunas cosas no terminaban de explicar por completo los espectros. Finalmente, conjuntando la **teoría cuántica (Planck-Einstein)** y la naturaleza ondular-corpúscular de los electrones (**Hipótesis de De Broglie: "toda partícula en movimiento lleva asociada una onda"**), desarrollada principalmente por Schrodinger, Heisenberg y Dirac, se concluye con una complicada ecuación matemática para describir el comportamiento de los electrones (empleando formatos matemáticos distintos Heisenberg y Schrodinger llegan a soluciones iguales).

Con la resolución de esta ecuación se concluye que los electrones no están en órbitas fijas, sino que se mueven variando su posición dentro de unos límites estadísticos (por ejemplo, el 95% del tiempo el e^- se encuentra dentro de una determinada zona que se denomina orbital, aunque teóricamente pueden estar en cualquier posición). Precisamente la posición del electrón está relacionada con otro principio de la física cuántica conocido como **"Principio de incertidumbre de Heisenberg que dice: "Es imposible conocer simultáneamente y con precisión la posición y la velocidad de una partícula. Cuanto más exacta sea la determinación de una de ellas, más inexacta será la otra: $\Delta x \cdot \Delta p \geq h/4\pi$ donde $\Delta p = m\Delta v$ "**.

Esta zona u órbita que describe el comportamiento o movimiento del electrón está en función de tres números enteros, denominados **números cuánticos** (n , l y m) y cuyos valores para que puedan dar lugar a soluciones de la ecuación sólo pueden ser los que a continuación se describen

NÚMEROS CUÁNTICOS.

Cada grupo de tres valores posibles de n , l y m definen un orbital:

- **n (n° cuántico principal):** Indica la energía y tamaño del orbital. Puede tomar los valores enteros 1,2,3...
 - **l (letra "ele") (n° cuántico secundario o azimutal):** Indica forma del orbital e influye algo en su energía. Puede tomar valores de 0 a $n-1$.
 - **m (n° cuántico magnético):** Indica la orientación del orbital. Puede tomar los valores enteros entre $-l$ y $+l$.
- Existe otro número cuántico que no se deduce de la ecuación de Schrodinger ya que no influye en el orbital sino en el sentido de giro del electrón sobre si mismo (lo cual afecta a los espectros). Este número se denomina spin (s) y puede tomar los valores de $-1/2$ y $+1/2$.

Cada valor de l viene representado por una letra: s para $l=0$; p para $l=1$; d para $l=2$; f para $l=3$.

Un orbital viene representado por un número que indica el valor de n y la letra que corresponde al valor de l . A su vez para cada valor de l existen posibles orientaciones del orbital:

Para $l=0$ (s) una. Para $l=1$ (p) tres. Para $l=2$ (d) cinco. Para $l=3$ (f) siete.

Según el principio de exclusión de Pauli, en un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales (ya que se trataría entonces del mismo electrón), debiéndose diferenciar al menos en el spin.

Según todo lo anterior, podemos hacer el siguiente cuadro que describe a los orbitales y sus electrones:

n	l	m	nombre orbital	s	nº e ⁻ en el orbital	nº e ⁻ en el nivel
1	0 (s)	0	1s	+1/2,-1/2	2	2
2	0 (s)	0	2s	"	2	8
	1 (p)	-1,0,1	2p	"	6	
3	0 (s)	0	3s	"	2	18
	1 (p)	-1,0,1	3p	"	6	
	2 (d)	-2,-1,0,1,2	3d	"	10	
4	0 (s)	0	4s	"	2	32
	1 (p)	-1,0,1	4p	"	6	
	2 (d)	-2,-1,0,1,2	4d	"	10	
	3 (f)	-3,-2,-1,0,1,2,3	4f	"	14	
continúa						

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. Principio de mínima energía o de Aufbau. Principio de máxima multiplicidad de Hund:

Ya se ha trabajado la configuración electrónica en 4º ESO y 1º de Bachillerato, pero dada su importancia se repasará también en este curso ([ver ejemplos en el apartado 2º Bach → Ejercicios](#))

Principio de mínima energía o de Aufbau:

Los electrones se irán colocando en los niveles de menor energía y hasta que no se completa un orbital no se pasa al siguiente (salvo algunas excepciones que comentaremos en su momento pero que por ahora pasaremos por alto). Los orbitales se representan abreviadamente con un círculo o un cuadrado y los electrones con flechas en las que el sentido indica el spin: Ejemplo para $3s^2 3p^6 3d^1$ la representación será



Principio de máxima multiplicidad de Hund:

"Si en un subnivel hay disponibles varios orbitales (p. ej. los tres orbitales p o los cinco d, etc.), los electrones tienden a ocupar el mayor número de ellos y, además, se colocan con spines iguales, paralelos, es decir, los electrones están desapareados".

Ejemplo: el átomo de N tiene 7 electrones y se distribuyen así: $1s^2 2s^2 2p^3$



Esta distribución de los electrones es muy importante de cara al enlace químico como veremos en su momento. No es necesario usarlo en la configuración electrónica, salvo que se pida específicamente.

NÚCLEO ATÓMICO.

El átomo está constituido por electrones, protones y neutrones. Los electrones están situados en la corteza y los protones y neutrones en el núcleo. La masa del protón y del neutrón son prácticamente iguales y la del electrón unas 1800 veces más pequeña, por lo que en principio la consideramos despreciable. La carga eléctrica del electrón y del protón son iguales y de signo contrario y el neutrón no tiene carga, por tanto al ser el átomo neutro eléctricamente significa que tiene el mismo número de e⁻ y de p⁺. A este número de p⁺ se le denomina "número atómico" (Z) y es característico de cada elemento químico, y si hablamos de átomos (no iones) al ser neutros tendremos que Z coincide igualmente con el número de e⁻.

Si al número de neutrones lo llamamos N, tenemos que $Z + N$ es el número de partículas del núcleo y a su vez el número de partículas que influyen en la masa del átomo ya que hemos considerado despreciable la masa del e^- . Se denomina entonces como número másico a $A = Z + N$.

Isótopos. Existen para cada elemento químico un determinado número de átomos que tienen igual valor de Z pero distinto de A, es decir, tienen igual número de e^- pero distinto número de 0n , y dado que las propiedades químicas se deben al número de electrones (esto se verá al estudiar la tabla periódica) resulta que estos átomos son iguales químicamente y solo se diferencian en algunas propiedades físicas, particularmente la densidad y estabilidad nuclear.

Así por ej. el cloro tiene dos isótopos:



El número mayor al lado del símbolo es el número másico y el menor es el número atómico.

Entre paréntesis se indica el % en que cada isótopo se encuentra en la naturaleza.

La proporción de cada isótopo que entra en cualquier cantidad del elemento es prácticamente igual, independientemente de donde procede y como se obtiene, sin embargo, cada isótopo puede ser aislado (o concentrado) por procesos físicos y obtener así, p. ej. el uranio 235 se concentra (enriquece) para usarlo en centrales nucleares.

MASA ATÓMICA.

Evidentemente no se puede determinar la masa de un átomo con una balanza, pero si se pueden comparar las masas atómicas de dos elementos que se combinen entre si. Así por ej el oxígeno siempre que se combine con el calcio lo hace en proporción de 2,5 g de calcio por cada gramo de oxígeno. Como siempre se combina un átomo de calcio con uno de oxígeno, se tiene que la masa de un átomo de calcio es 2,5 veces la del oxígeno. De forma semejante ocurre cuando se combinan otros elementos, por tanto, con estas proporciones y asignando al átomo de un elemento un valor patrón y comparando los demás con él se obtiene una escala de masas atómicas relativas (esta es una forma muy sencilla de explicar los procesos mediante los cuales se determinaron las masas atómicas, que tardaron 50 años en ser correctamente determinadas y aceptadas en el congreso de Karlsruhe en 1860).

El átomo patrón fue inicialmente el hidrógeno (el más ligero) al que se le asignó el valor de 1 uma (unidad de masa atómica). Posteriormente se comparó con el oxígeno al que se le asignó el valor 16 (que es prácticamente el valor que le correspondía tomando al H como 1). Finalmente se ha tomado como tipo al átomo de ^{12}C , al que se le asignó el valor de 12 uma. Las variaciones que se introducen en los valores de las masas atómicas al definir estas nuevas unidades son prácticamente nulas, así el hidrógeno que inicialmente fue 1 es actualmente 1,0079. Recordar que la masa atómica del elemento es la media de la contribución de cada uno de los isótopos que componen el elemento.

Hay que tener en cuenta que estas masas son relativas y si p. ej. se hubiera escogido al hierro como patrón asignándole el valor 100, la escala de masas atómicas sería totalmente distinta a la que empleamos. Lo verdaderamente importante es que todos empleemos la misma escala de masas atómicas al igual que empleamos el kg como unidad internacional de masa. Por otra parte, hay que recordar que la masa atómica del elemento es la media ponderada de la contribución de cada uno de los isótopos que componen el elemento, así por ejemplo en la naturaleza existen tres isótopos del magnesio:

Isótopo	Masa atómica (uma)	Abundancia
$^{24}\text{Mg}_{12}$	23,985	78,7%
$^{25}\text{Mg}_{12}$	24,986	10,1%
$^{26}\text{Mg}_{12}$	25,983	11,2%

$$\text{Masa atómica Mg} = 23,985 \times 0,787 + 24,986 \times 0,101 + 25,983 \times 0,112 = 24,3$$

TABLA PERIÓDICA

En 1869 Mendeleiev y Lothar Meyer (de forma simultánea e independiente) aprovecharon los conocimientos y trabajos existentes sobre clasificación de los elementos según sus propiedades, encontrando que si éstos se ordenaban según aumentaba el peso atómico, cada cierto número de elementos se repetían las propiedades químicas y físicas o bien variaban de forma regular y sistemática. Esto les llevó a realizar una clasificación de los elementos en orden creciente de su masa atómica y de tal forma que en columna se correspondieran los elementos de propiedades semejantes. Mendeleiev observó que en su clasificación debía dejar algunos "huecos" vacíos ya que no se conocían elementos que correspondieran a las propiedades de esa posición, posteriormente predijo con gran exactitud la existencia y propiedades de esos elementos que luego fueron descubiertos (algunos de ellos viviendo aún Medeleiev).

Otros de los aciertos de Mendeleiev fue anteponer como criterio de clasificación las propiedades químicas y físicas de los elementos, antes que su peso atómico en dos parejas de elementos, Co-Ni y Te-I (él supuso que sus pesos atómicos estaban mal calculados, ya que sus valores eran muy próximos).

En realidad, la clasificación actual sigue un orden creciente de Z, es decir del número atómico, que equivale al número de protones del elemento, lo cual está relacionado con el peso o masa atómica ya que ésta aumenta al aumentar Z (salvo en las parejas Ar-K, Co-Ni y Te-I, debido a la influencia de los porcentajes de los distintos isótopos de cada elemento elemento).

De los múltiples ejemplos realizados de configuración electrónica (4º ESO, 1º Bach.) se puede observar que los elementos que se encuentran en una misma columna o grupo periódico tienen la misma configuración electrónica en su último nivel, de lo cual se deduce que las propiedades químicas dependen de la configuración electrónica del elemento.

LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y LA TABLA PERIÓDICA.

Los gases nobles (elementos químicamente inactivos) tienen una configuración final s^2p^6 (salvo el Helio que es $1s^2$ al no haber más orbitales en ese nivel), por lo cual hay que suponer que esta configuración da estabilidad y por ello todos los elementos tienden a adquirir dicha configuración ganando electrones para completar la configuración final s^2p^6 o perdiéndolos para quedar con el nivel anterior, ya completo (s^2p^6), como último, o bien compartiendo electrones con otro elemento de forma que ambos elementos tengan el último nivel completo. Esto es lo que ocurre en la formación de los compuestos como veremos en el tema siguiente, "*El enlace químico*".

Veamos como determinar la posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica y viceversa.

GRUPOS

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

S¹ Tabla periódica según configuración electrónica **S²** **S²** PERIODOS

s¹ **p¹** **p²** **p³** **p⁴** **p⁵** **p⁶** ↓

a **c** **d** **e** **f** **g**

X **Z** **d** **b**

f₁ **f₂** **f₃** **f₄** **f₅** **f₆** **f₇** **f₈** **f₉** **f₁₀** **f₁₁** **f₁₂** **f₁₃** **f₁₄**

A

Veamos los ejemplos X, Y, Z, a, b y c marcados en la Tabla Periódica

Elemento **X** ==> configuración final $5s^2$
Elemento **Y** ==> " " $4s^2 4p^3$
Elemento **Z** ==> " " $5d^3 6s^2$

Elemento de configuración final $4s^1$ => situado en período 4º grupo 1º (se corresponde con **a**)

" " " " " $5s^2 5p^5$ => situado en período 5º grupo p⁵ (es el **b**)

" " " " " $3d^5 4s^2$ => situado en período 4º grupo d⁵ de transición (es el caso **c**)

Los grupos o familias tienen nombres propios que se corresponden con:

s^1 → alcalinos	p^1 → térreos o boroides
s^2 → alcalino térreos	p^2 → carbonoides
d^1 a d^{10} → metales de transición	p^3 → nitrogenoides
f^1 a f^{14} → metales de transición interna	p^4 → anfígenos
que se dividen en: lantánidos y actínidos	p^5 → halógenos
	p^6 → gases nobles

El término que se emplea como “tierras raras” para los lantánidos y actínidos no es correcto, la IUPAC considera “tierras raras” al escandio, itrio y lantánidos. [Estos metales son muy importantes en las tecnologías actuales](#). El término “tierras raras” puede dar lugar a confusión, ya que en realidad están presentes en mayor parte de la Tierra, lo que ocurre es que encontrarlos en concentraciones adecuadas para ser explotables son relativamente raros.

PROPIEDADES PERIÓDICAS.

Son las propiedades que se van repitiendo en los elementos de cada grupo del sistema periódico, o que van variando de una forma regular y sistemática. Veamos algunas de ellas:

-Radio atómico:

Son valores medios de las longitudes de enlace de los diversos átomos, o bien, la distancia que existe entre el núcleo y el electrón estable más lejano de un átomo.

[Dentro de una familia aumenta al aumentar Z](#) ya que el número de capas con electrones aumenta.

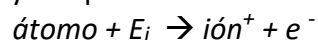
[Dentro de un periodo disminuye con Z](#) ya que el nivel electrónico más externo es el mismo, pero al aumentar la carga del núcleo atrae más a los electrones periféricos provocando la contracción

-Radio iónico:

El radio iónico es, al igual que el radio atómico, es la distancia entre el centro del núcleo y el electrón estable más lejano, pero no del átomo, sino al ion (anión o catión). Para el caso de anión al entrar un nuevo electrón en la nube electrónica del átomo obliga a los e^- a alejarse debido a la repulsión mutua, por lo que [el radio iónico de los aniones aumenta respecto al atómico](#). Por el contrario, en el caso de los cationes, la falta de uno o varios e^- en la nube electrónica hace que disminuya la fuerza de repulsión entre los electrones restantes, y en consecuencia estos podrán acercarse más al núcleo con lo que resulta que [el radio iónico de los cationes es menor que el atómico](#).

-Energía de ionización:

Es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo a un átomo en estado fundamental, en fase gaseosa y a presión y temperatura estándar:



[En una familia \$E_i\$ disminuye al aumentar Z](#) puesto que cuanto más alejados están los e^- del núcleo más débilmente están atraídos. [En un periodo aumenta con Z](#) debido a la mayor carga del núcleo y menor radio del átomo. Sin embargo, hay irregularidades correspondientes a los átomos con niveles llenos o

semillenos pues esto les confiere estabilidad.

La segunda energía de ionización es la energía precisa para sustraer el segundo electrón; esta energía de ionización es siempre mayor que la 1ª, pues el volumen del ion positivo es menor que el del átomo y la fuerza atractiva que soporta este segundo electrón es mayor que en el átomo, ya que se conserva la misma carga nuclear.

-Afinidad electrónica:

Es la energía desprendida cuando un átomo capta un electrón: $\text{átomo} + e^- \rightarrow \text{ión}^- + E_{af}$

En un periodo aumenta al aumentar Z y en una familia aumenta al disminuir Z.

E_{af} puede ser de valor negativo, es decir que se precisa energía para formar el anión.

-Electronegatividad:

Es la tendencia que tiene un elemento a ganar electrones para conseguir la configuración de gas noble.

La electronegatividad es tanto mayor cuanto más pequeño es el átomo (ya que de esta forma el núcleo atrae más fuertemente a los e-, al ser las distancias más cortas entre el núcleo y los electrones) y cuanto más cerca se encuentra el elemento de la configuración $s^2 p^6$.

Por tanto, los elementos más electronegativos son aquellos que se encuentran lo más cerca de la esquina superior derecha, siendo por tanto el Flúor el elemento más electronegativo, por el contrario, el menos electronegativo (o más electropositivo) es el Cesio (teóricamente el Francio debe ser más electropositivo, pero al ser un elemento muy inestable está poco estudiado químicamente).

En definitiva, en la tabla periódica: "La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo a arriba"

-Carácter metálico:

Un elemento tiene carácter metálico cuando tiene tendencia a ceder electrones.

El carácter metálico aumenta por tanto de forma contraria a la electronegatividad, es decir, **aumenta de derecha a izquierda y de arriba a abajo**.

En general se considera que **un elemento es no metal** si el número de electrones del último nivel es mayor que el número del último nivel, ya que de esta forma le será más fácil ganar electrones que cederlos.

... $5s^2 p^1 \Rightarrow$ metal ... $3s^2 p^1 \Rightarrow$ metal ... $4s^2 p^5 \Rightarrow$ no metal

Son no metales los elementos que se encuentran en el interior de la zona marcada con línea más negra en la tabla periódica dibujada anteriormente (observar que incluye al hidrógeno).

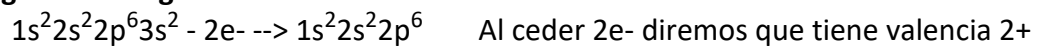
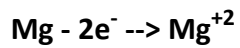
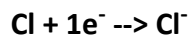
Hay que señalar que **en muchas tablas periódicas no se hace esa diferenciación de metales y no metales de forma escalonada**, como la que figura en la tabla dibujada anteriormente, sino que establece una zona intermedia (en naranja en la siguiente figura) de elementos con propiedades intermedias entre metales y no metales, llamados **metaloides o semimetales**. La clasificación empleada de la forma escalonada es menos real pero más sencilla (generalmente en la ESO y Bachillerato se procura no preguntar por ninguno de los elementos metaloides).

<http://www.periodni.com/es/>

									2 4.0026 He HELIO
5 10.811 B BORO	6 12.011 C CARBONO	7 14.007 N NITRÓGENO	8 15.999 O OXÍGENO	9 18.998 F FLUOR	10 20.180 Ne NEÓN				
13 26.982 Al ALUMINIO	14 28.086 Si SILICIO	15 30.974 P FÓSFORO	16 32.065 S AZÚFRE	17 35.453 Cl CLORO	18 39.948 Ar ARGÓN				
31 69.723 Ga GALIO	32 72.64 Ge GERMANIO	33 74.922 As ARSENICO	34 78.96 Se SELENO	35 79.904 Br BROMO	36 83.798 Kr KRIPTÓN				
49 114.82 In INDIO	50 118.71 Sn ESTAÑO	51 121.76 Sb ANTIMONIO	52 127.60 Te TELURO	53 126.90 I YODO	54 131.29 Xe XENÓN				
81 204.38 Tl TALIO	82 207.2 Pb PLOMBO	83 208.98 Bi BISMUTO	84 (209) Po POLONIO	85 (210) At ASTATO	86 (222) Rn RADÓN				

-Valencia iónica:

Es el número de electrones que gana o cede un elemento para conseguir la configuración de gas noble.



El concepto de valencia iónica no debe generalizarse, pues en los elementos de transición debido a los orbitales "d" semivacios se presentan otras posibilidades.