



Tema 2

Estructura atómica de la materia



- 2.01 Evolución Histórica de la Teoría Atómica.
 - 🍏 Modelo atómico de Dalton.
 - 🍏 Rayos catódicos.
- 2.02 Descubrimiento del electrón el protón y el neutrón.
 - 🍏 Descubrimiento del electrón.
 - 🍏 Modelo atómico de Thomson.
 - 🍏 Modelo atómico de Rutherford.
 - 🍏 Descubrimiento del protón y del neutrón.
- 2.03 Número atómico y número másico. Isótopos.
- 2.04 Modelo de Böhr
- 2.05 Modelo Mecanico-Cuántico.
 - 🍏 Orbitales atómicos.
- 2.06 Configuración electrónica.
- 2.07 Tabla Periódica
 - 🍏 Propiedades periódicas.

Raúl González Medina

I.E. Juan Ramón Jiménez

Tema 2

2.01.- Evolución histórica de la Teoría Atómica

Desde la antigüedad se cree que la materia es discontinua, pero fue el filósofo griego **Demócrito** (460 AC - 370 AC), el primero en pensar que la materia estaba constituida por partículas indivisibles a las que llamó “**átomos**”.

El nombre *átomo* proviene del latín *atomum*, y este del griego ἄτομον 'no cortado, sin porciones, indivisible; también, se deriva de *a-* ('no') y *tómo-* 'trozo cortado, porción, parte'.

En aquella época, no había métodos tecnológicos para poder demostrar la existencia de los átomos, así que Demócrito simplemente postuló dicha hipótesis. Tampoco diferenció entre átomos y moléculas, ya que pensaba que existían átomos de cada tipo de sustancia. Esta teoría era contraria a la imperante en el momento denominada de los cuatro elementos (tierra, aire, agua y fuego) que concebía cada sustancia como una mezcla particular de estos cuatro elementos. Durante muchos siglos los científicos no pudieron demostrar la existencia de los átomos.

En **1808**, **John Dalton**, químico inglés, publicó su libro “*Un nuevo sistema de Filosofía Química*”. En el que expone su teoría sobre la constitución de la materia y que se basa en tres postulados:

1. *Cada elemento químico está formado por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos. Dichos átomos permanecen inalterados en un proceso químico, es decir, son inmutables: no se pueden transformar unos en otros.*
2. *Los átomos de un mismo elemento tienen todos igual masa y las mismas propiedades; sin embargo, son distintos de los átomos de cualquier otro elemento. (Los átomos se diferencian por su masa).*
3. *Los compuestos químicos están formados por uniones de átomos de “distintos” elementos que se llaman moléculas. La proporción numérica entre ellos es simple y constante. (Los elementos también pueden formar moléculas de dos o más átomos “iguales”).*

Este es el **primer modelo** atómico que se propuso, un átomo esférico, macizo e indivisible.

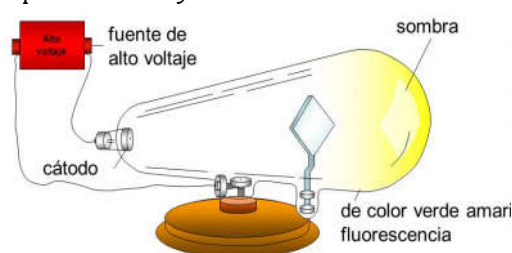
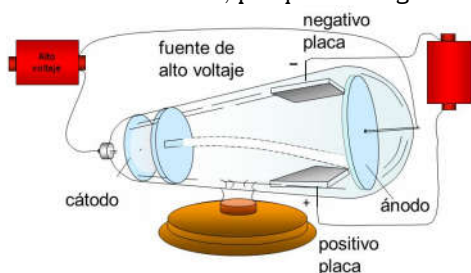


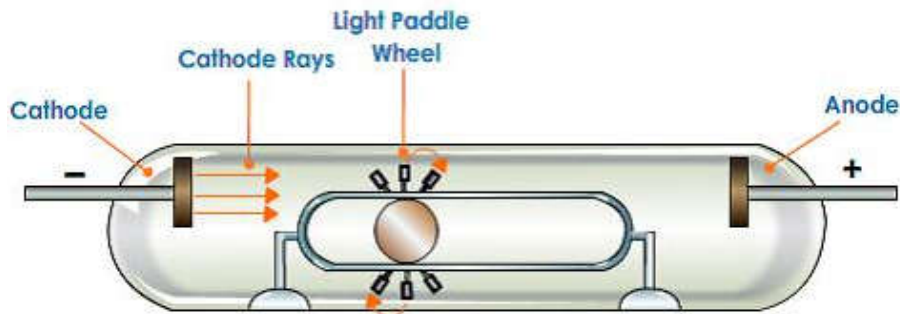
En **1830**, **Michael Faraday**, con sus experiencias sobre la electrolisis (separación del agua en hidrógeno y oxígeno mediante electricidad), sugirió que los átomos no eran tan simples e indivisibles como Dalton propuso.

Hasta los últimos años del siglo XIX no se comprobó que el átomo era divisible y poseía, además, naturaleza eléctrica. Estas conclusiones llegaron del estudio de las descargas eléctricas en tubos de vacío.

En **1875**, el británico **William Crookes**, experimentando con gases, descubre que es posible hacer pasar corriente eléctrica a través de estos gases. El dispositivo experimental se conoce como tubo de vacío: un tubo herméticamente cerrado que contiene en su interior un gas a muy baja presión, y conectado a una fuente de tensión. Crookes observa que del polo negativo (cátodo) salen rayos (llamados **rayos catódicos**) que llegan al polo positivo (ánodo). Aunque desconoce la naturaleza de estos rayos, descubre que:

- 🍏 Tienen carga negativa (porque van del - al +)
- 🍏 Se propagan en línea recta (sombras sin deformar)
- 🍏 Tienen masa, porque hacen girar un molinete que se interpone en su trayectoria.





En **1895**, el físico alemán **Wilhelm Röntgen** descubrió que si dentro de un tubo de descarga se introduce una pieza metálica adicional, el choque de los rayos catódicos con dicha pieza produce una nueva radiación a la que llamó rayos X.

En **1897**, el físico francés **Henri Becquerel** intentó producir rayos X a partir de sales de uranio y, casualmente, al colocar estas sales sobre placas fotográficas descubrió que todos los compuestos de uranio producían de forma espontánea una nueva radiación.

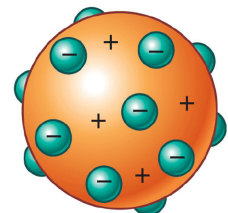
Una discípula suya, **Marie Curie** encontró que los minerales de torio producían radiaciones similares a las que llamó radiactividad para describir la emisión espontánea de partículas y/o de radiación por parte de este tipo de sustancias.

2.02.- Descubrimiento del electrón, protón y neutrón.

En **1897** fue **Joseph John Thomson** quien consiguió poner en claro la naturaleza de los rayos catódicos. Para ello utilizó un tubo en el que había un campo eléctrico y otro magnético perpendiculares, de modo que los efectos de ambos podían compensarse y el haz de rayos podría incidir en la pantalla sin desplazarse.

Con esta experiencia, Thomson pudo determinar la relación q/m de las partículas constituyentes de los rayos catódicos, observando que dicha relación era constante e independiente del gas utilizado. Todo ello le llevó a pensar que los componentes de los rayos catódicos eran partículas nuevas, resultantes de la fragmentación del átomo a las que llamó **electrones** (e^-).

En **1904** propone su modelo atómico, en el que Thomson incluye al electrón. Según éste, el átomo estaría formado por una esfera de carga positiva, en cuyo interior estarían incrustados los electrones, de forma que la carga total del átomo fuera neutra.



Después del descubrimiento del electrón se determinó que la materia se componía de dos partes, una negativa y una positiva. La parte negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel (de la analogía del inglés *plum-pudding model*) o uvas en gelatina.

Los científicos consideraron insuficiente este modelo atómico a la hora de explicar la naturaleza eléctrica de la materia. El descubrimiento del electrón indicaba que el átomo no era indivisible y que está constituido por partículas subatómicas, algunas de ellas con carga eléctrica.

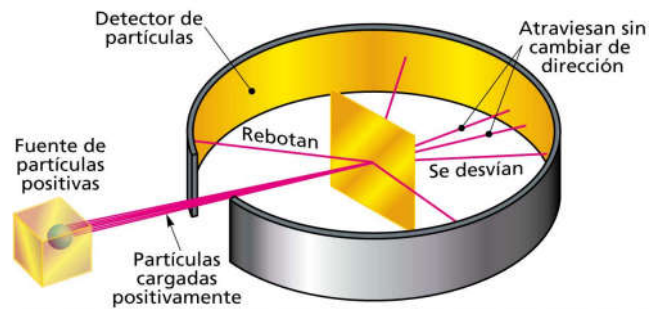
En **1911**, el neozelandés **Ernest Rutherford**, gracias al descubrimiento de la radiactividad por Becquerel y a los estudios posteriores de Marie Curie y otros, disponía de partículas, conocidas como partículas α , soltadas por las sustancias radiactivas, y que viajaban a gran velocidad y podían lanzarse como proyectiles para investigar la estructura interna de los átomos.

El experimento que usó Rutherford consistía en “bombardear” una delgada lámina de Au con estas partículas α . Alrededor de la lámina, pantallas de ZnS, una sustancia que emite destellos de luz cuando chocan con ella las partículas α .

En este experimento, observó que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina de oro sin desviarse, pero que algunas de ellas se desviaban con diferentes direcciones y unas pocas incluso rebotaban.

Estudiando estos datos, Rutherford llega a las siguientes conclusiones:

- 🍎 El átomo es en su mayor parte espacio vacío. Esto explica que las partículas α lo atravesen sin desviarse.
- 🍎 Casi toda la masa del átomo está concentrada en una zona central de diámetro aprox. 10.000 veces menor que el del átomo a la que llamó núcleo.



Así, Rutherford propone su modelo atómico que consta de un núcleo central muy pequeño ($R=10^{-14}\text{m}$) cargado positivamente que concentra casi toda la masa del átomo, y una corteza exterior, que ocupa casi todo el volumen, formada por electrones que orbitan con trayectoria circular alrededor del núcleo, atraídos por la carga positiva de éste. (Conocido como *modelo planetario*, por su semejanza con el sistema solar).

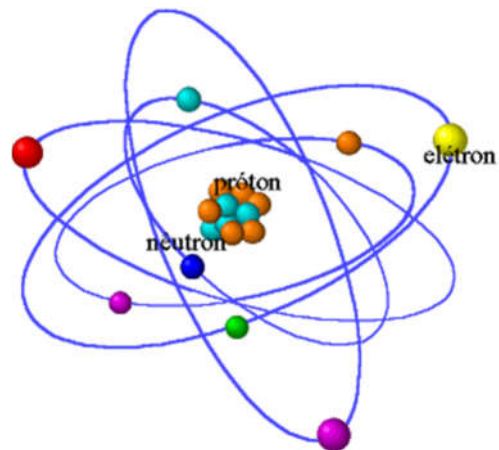
En **1914**, descubre el **protón** (p^+), con lo que el núcleo, en lugar de ser una esfera maciza, pasa a estar formado por un n° de protones igual al de electrones de la corteza.

Pese a ser un gran avance, el modelo atómico de Rutherford presentaba varias incongruencias:

- Contradecía las leyes del electromagnetismo de Maxwell.
- No explica la existencia de Isótopos.

En **1932**, **J. Chadwick**, descubrió una tercera partícula subatómica sin carga, cuya masa era parecida a la del protón. Esta partícula, que se encuentra en el núcleo junto con los protones, y se denominó **neutrón** por eso de no tener carga.

El modelo atómico de Rutherford, ampliado con el descubrimiento de las partículas que componen el núcleo, propone básicamente que el átomo está formado por tres partículas fundamentales:



- ✓ **Núcleo:** Formado por:

$$\text{➤ } \text{protones } \left({}^1_1\text{p}^+ \right) \begin{cases} m_{p^+} = 1,6725 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0073 \text{ uma} \\ q_{p^+} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{cases}$$

$$\text{➤ } \text{neutrones } \left({}^1_0\text{n} \right) \begin{cases} m_n = 1,6748 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0086 \text{ uma} \\ q_n = 0 \text{ C} \end{cases}$$

- ✓ **Corteza atómica:** Formada por **electrones** $\left({}^0_{-1}\text{e}^- \right) \begin{cases} m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \\ q_{e^-} = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{cases}$.

2.03.- Número atómico y número másico. Isótopos

Un núcleo suele representarse como ${}^A_Z X^{\pm q}$, donde X es el símbolo del elemento, A el número másico, Z el número atómico y q la carga (en caso de iones).

🍏 Llamamos **número atómico** de un átomo y lo representaremos por Z al número de protones que tiene un átomo en su núcleo.

$$\text{Número atómico (Z)} = \text{Número de protones}$$

Cada elemento está caracterizado por un número atómico distinto.

Por ejemplo: El número atómico del Hidrógeno es 1, (${}_1H$) por tanto un átomo de hidrógeno tiene un protón y un electrón. El número atómico del Cloro es 17, (${}_{17}Cl$) por tanto tiene 17 protones y 17 electrones.

🍏 Llamamos **número másico** de un átomo y lo representaremos por A, al número de partículas que hay en el núcleo de un átomo, es decir, al número de protones (p) y neutrones (n) de un átomo.

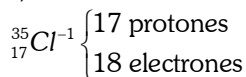
$$\text{Número Másico (A)} = \text{Número de protones (p)} + \text{Número de neutrones (n)} \quad A = Z + n$$

Para conocer uno de ellos, necesitamos de los otros dos.

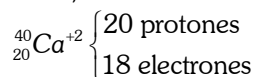
Por ejemplo: El ${}^{35}_{17}Cl$ tiene 17 protones, y $n = A - Z = 35 - 17 = 18$ neutrones

🍏 El **número de electrones** en un átomo, es igual al número de protones.

- ✓ Si se trata de un **anión** (ión negativo) tendrá más electrones que protones.



- ✓ Si se trata de un **cation** (ión positivo) tendrá menos electrones que protones.



2.03.1.- Isótopos

Se denominan **isótopos** a los átomos que tienen igual número atómico, pero distinto número másico, es decir, tienen el mismo número de protones pero distinto número de neutrones.

Dos átomos isótopos, pertenecen al mismo elemento porque tienen igual número de protones, pero se distinguen por el número de neutrones. Por ejemplo existen tres tipos de carbono, el carbono 12, ${}^{12}C$, el carbono 13, ${}^{13}C$ y el carbono 14, ${}^{14}C$, ambos son carbono, pero uno tiene 6 neutrones, otro 7 y el otro tiene 8.

Otro ejemplo claro de isótopos son los 3 isótopos del Hidrógeno.

El Protio: Un protón y ningún neutrón. 1H

El Deuterio: Un protón y un neutrón. 2H

El Tritio: Un protón y dos neutrones. 3H



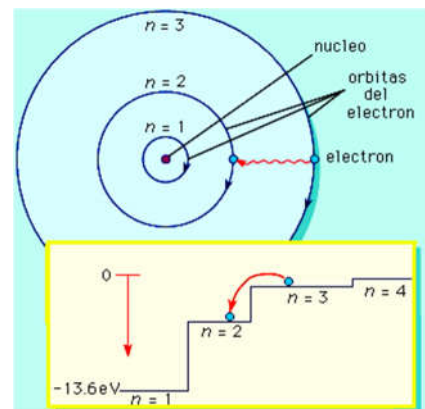
Ejercicio: Completa la siguiente tabla:

Símbolo	Z	A	N	Nº protones	Nº electrones	Carga
${}_{-}Na^{+1}$		23	12			
${}_{6}^{14}C$						
${}_{-}Cl^{-1}$	17	35				
${}_{-}Sr^{+2}$			50	38		
${}_{-}P^{-3}$		31		15		
${}_{-}Se$	34		46			
	9		10			-1
			31	28	26	
			118		79	0
${}_{-}Fe^{+2}$			56		24	+2

2.04.- Modelo atómico de Bóhr

En **1913**, gracias a los descubrimientos e hipótesis realizados hasta el momento, **Niels Bohr**, propuso un nuevo modelo atómico que tenía en cuenta la existencia de niveles energéticos y la hipótesis de Planck. Su modelo puede resumirse en tres postulados:

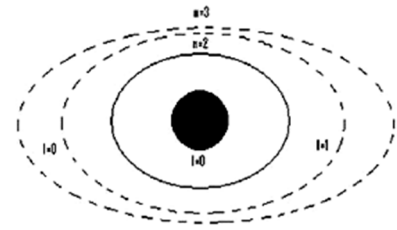
1. Los electrones giran alrededor del núcleo sólo en ciertas órbitas circulares estables donde al moverse no pierden energía (órbitas estacionarias)
2. Las únicas órbitas permitidas son aquellas cuya energía adopta unos valores determinados (y no cualquier valor). A estas órbitas les llamó niveles de energía y las representó con la letra n, de manera que el más bajo es n=1, el segundo n=2 y así sucesivamente. Cuanto más alejado esté el nivel del núcleo, mayor será su energía.
3. Los electrones pueden pasar de un nivel energético a otro mediante la absorción o emisión de un fotón de energía igual a la diferencia energética E existente entre ambos niveles.
 $\Delta E = h\nu$



2.04.1- Fallos del modelo atómico de Bóhr

- 🍷 No da ninguna explicación de la formación de moléculas ni de la naturaleza del enlace formado
- 🍷 Supone que las órbitas son circulares.

En **1916**, **A. Sommerfeld**, para justificar diversas anomalías del espectro del hidrógeno que eran inexplicables para el modelo de Bóhr, sugirió que las órbitas electrónicas podían ser elípticas.



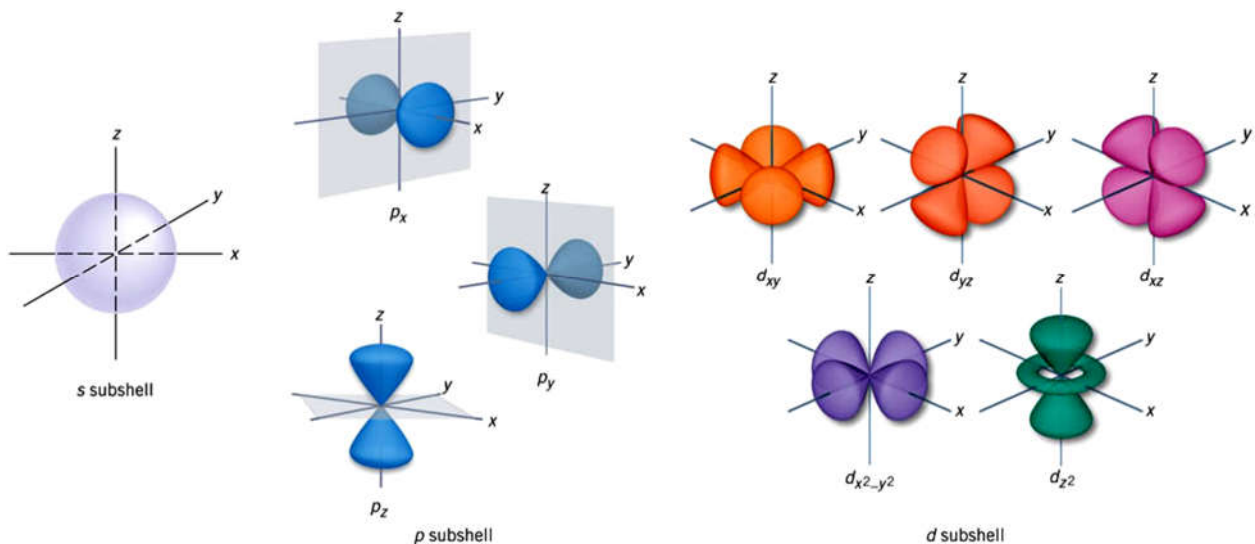
2.05.- Modelo Mecánico-cuántico (para el átomo de Hidrógeno)

El modelo de Bohr indicaba posición y velocidad de los electrones (incompatible con principio de incertidumbre de la mecánica cuántica).

En **1926**, **Schrödinger** propuso una ecuación para el electrón del H, en cuyas soluciones (valores energéticos permitidos) aparecían precisamente unos números que llamaremos **números cuánticos**.

El modelo mecano-cuántico, que es el que es admitido en la actualidad, se basa precisamente en los siguientes postulados:

- 🍏 “Los átomos sólo pueden existir en determinados niveles energéticos”.
- 🍏 “El cambio de nivel energético se produce por absorción o emisión de un fotón de energía.



Por tanto, el número máximo de electrones por orbital es 2. En orbitales S habrá como máximo 2 electrones, en orbitales p, 6 electrones, en orbitales d 10 electrones y en orbitales f 14 electrones. El número máximo de electrones por nivel es de $2n^2$. (Véase tabla de la página siguiente)

2.05.1- Orbitales electrónicos

Orbitales			
Tipo	Nº electrones		
	Orbital	Subnivel	Nivel
s	2	2	2
s	2	2	8
p	2	6	
	2		
s	2	2	18
p	2	6	

	2		
	2		
d	2	10	
	2		
	2		
	2		
	2		
s	2	2	32
p	2	6	
	2		
	2		
d	2	10	
	2		
	2		
	2		
	2		
f	2	14	
	2		
	2		
	2		
	2		
	2		
	2		

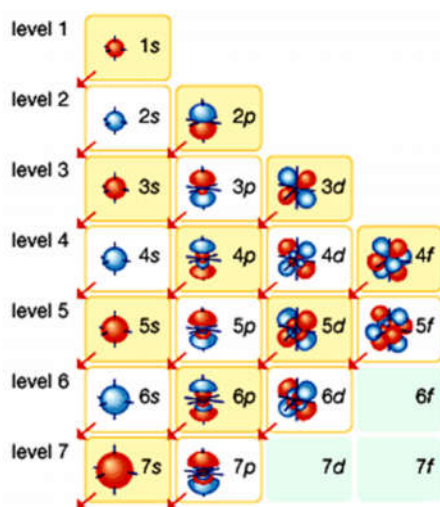
2.06.- Configuración electrónica de un elemento

Configuración electrónica es la distribución de los electrones de un elemento en los distintos orbitales. Cuando esta distribución es la de menor energía, la denominamos **configuración electrónica del estado fundamental**, mientras que si no se corresponde con la menor energía, la denominamos **configuración electrónica de un estado excitado**.

Sabemos que para un elemento en estado fundamental, su número de electrones coincide con el número atómico Z.

2.06.1.- Diagrama de ocupación de los orbitales atómicos

Teniendo en cuenta el orden creciente de energía de los orbitales, el orden de llenado comenzaría por los orbitales de menor energía continuando así por los de mayor. (Principio de **Aufbau**)



Por tanto podemos construir un diagrama de llenado de orbitales como el de la figura de la izquierda. (Regla de **Möller**).

Con este orden de llenado y sabiendo que el número de electrones en un átomo neutro coincide con el número atómico Z, podemos escribir la configuración electrónica de los distintos elementos.

Elemento	Configuración electrónica
Nitrógeno (Z=7)	$1s^2 2s^2 2p^3$
Magnesio (Z=12)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Argón (Z=18)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Hierro (Z=26)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

En el caso de iones se deberá sumar (aniones) o restar (cationes) tantos electrones como nos indique la carga de dicho ión:

Ión	Configuración electrónica	Ión	Configuración electrónica
Fe ²⁺	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁴	Ca ⁺²	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶
Cl ⁻	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	S ⁻²	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶

2.07.- Sistema Periódico

En 1869 **Lothar Meyer** y por **Dmitri I. Mendeleiev** construyeron la tabla periódica.

Mendeleiev ordenó los elementos químicos conocidos, en aquella época, en grupos y períodos, ordenados por aumento de sus pesos atómicos. Por otra parte, como el peso atómico casi siempre se incrementa con el número atómico y, por tanto, con el número de electrones en el átomo, Mendeleiev era inconsciente de que estaba ordenando los átomos en orden del número de electrones.

La periodicidad de los elementos refleja la periodicidad en sus configuraciones electrónicas. Mendeleiev prácticamente lo hizo sobre el modelo de las configuraciones electrónicas sin conocer nada acerca de la estructura atómica.

Lo que conocemos como sistema periódico es una forma de ordenar los elementos en orden creciente de número atómico (Z). Además, los Elementos se distribuyen en 18 columnas que forman 16 grupos, ya que las columnas centrales, llamadas triada, constituyen un solo grupo y 7 filas (períodos).

Todos los elementos de un mismo grupo tienen idéntica configuración de la capa electrónica más externa (o capa de valencia) y tienen propiedades semejantes.

Los grupos **A** son los *alcalinos*, *alcalinotérreos*, *térreos*, *carbonoideos*, *nictógenos*, *calcógenos*, *halógenos* y *gases nobles*, y contienen los elementos llamados **representativos**. Los 8 grupos centrales, se representan con la letra **B** y contienen los **elementos de transición**.

Al llegar al elemento 57 (La) aparecen 14 elementos con propiedades similares a éste. Estos 14 elementos deberían estar situados en su misma casilla, pero al no ser posible, se les coloca a parte. (**Lantánidos**). Lo mismo ocurre al llegar al 89 (Ac), estos 14 elementos que vuelven a aparecer se llaman **Actínidos**. El conjunto de Lantánidos y actínidos se denomina tierras raras o **elementos de transición interna**.

Alcalinos (ns ¹)	Alcalinotérreos (ns ²)	ns ² (n-1) d ¹	ns ² (n-1) d ²	ns ² (n-1) d ³	ns ² (n-1) d ⁴	ns ² (n-1) d ⁵	ns ² (n-1) d ⁶	ns ² (n-1) d ⁷	ns ² (n-1) d ⁸	ns ² (n-1) d ⁹	ns ² (n-1) d ¹⁰	Térreos (ns ² np ¹)	Carbonoideos (ns ² np ²)	Nitrogenoideos (ns ² np ³)	Anfígenos (ns ² np ⁴)	Halógenos (ns ² np ⁵)	Gases Nobles (ns ² np ⁶)
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H	← Triada →															He	
Li	Be	← Elementos de Transición →										B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	← Elementos de Transición →										Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pt	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xn
Cs	Ba	La	Hf	Ta	Wo	Re	Os	Ir	Pd	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Rg								

Elementos de Transición Interna

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Los **metales** están colocados a la izquierda, mientras que los **no metales** a la derecha, entre ellos existen los elementos **semimetales**, y comprenden a la línea B-Si-As-Te-At

2.08.- Propiedades Periódicas

La clasificación de los elementos químicos en la tabla periódica está hecha basándose en las propiedades químicas de dichos elementos. En este apartado estudiaremos algunas de esas propiedades, que están relacionadas con la configuración electrónica de los átomos de cada elemento.

2.08.1.- Radio atómico (Volumen atómico)

Se define como la mitad de la distancia entre dos núcleos de un mismo elemento unidos por enlace covalente.

Depende básicamente de dos factores, por orden de importancia:

- El número de capas (n) que posea el átomo. A mayor n° de capas, mayor será el radio del átomo.
- La atracción que sufran los electrones por parte del núcleo..



En general podemos considerar que:

- Al descender en el grupo, el radio aumenta (hay cada vez mayor n° de capas)
- Al avanzar en el mismo periodo, el radio atómico disminuye, ya que en número de protones aumenta y la fuerza de atracción que estos ejercen sobre los e⁻ es mayor. (esto no se cumple para los gases nobles)

2.08.2.- Energía de Ionización (E.I.)



La energía de ionización E.I. de un elemento es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón desde el estado fundamental de un átomo gaseoso

Esta energía, conocida como primera energía de ionización (E.I₁), se mide en eV para un solo átomo, y en kJ/mol para un mol de átomos.

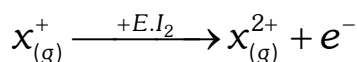
Fundamentalmente depende de la carga nuclear efectiva del átomo y del tamaño y del tipo de orbital.

Es lógico que haya que darle energía para extraer el electrón, ya que hay que vencer la atracción eléctrica del núcleo. Cuanto más cerca esté la capa exterior (menor n), mayor será la atracción del núcleo y más energía habrá que suministrarle. Lo contrario ocurre si el electrón está más lejos. Es decir, al descender dentro del mismo grupo, la E.I. disminuye.

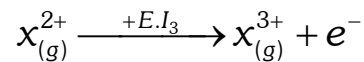
Al avanzar dentro del mismo periodo, como en general los electrones externos van siendo cada vez más atraídos por el núcleo, hará falta más energía para extraerlos. Así, en general, al avanzar en el periodo, la E.I. aumenta.

Del mismo modo, se definen:

- Segunda energía de ionización (E.I₂), energía necesaria para arrancar un 2º electrón:



- Tercer energía de ionización ($E.I_3$), energía necesaria para arrancar un tercer electrón :

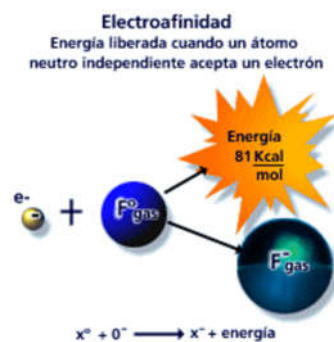


Y así sucesivamente.

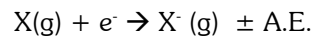
Los valores de estas E.I. son cada vez mayores, dado que debemos extraer un electrón (carga -) de un catión con cada vez más carga +, y la fuerza de atracción será mayor.

Por ejemplo, para el Litio tenemos que: $E.I_1 = 5,4 \text{ eV}$, $E.I_2 = 50,0 \text{ eV}$, $E.I_3 = 122,4 \text{ eV}$.

2.08.3.- Afinidad electrónica (A.E.)

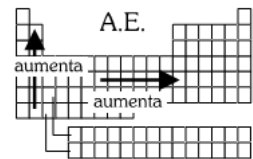


Es la Energía desprendida o absorbida cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un ión negativo.



Se mide en eV para un átomo, o en kJ/mol para un mol de átomos.

Esta energía puede ser negativa si es desprendida (caso de los no metales de los grupos VIA y VIIA, con gran tendencia a ganar electrones) o positiva, si es absorbida (caso de los metales alcalinotérreos, con la subcapa s llena, y con gran resistencia a aceptar un nuevo electrón. Para los elementos que tienen la última capa llena (gases nobles) o alguna subcapa llena o a medio llenar (grupo VA), la A.E. es positiva.



La afinidad electrónica es laboriosa de calcular, y sólo se conocen con precisión las de algunos elementos.

Variación de la A.E. en la tabla periódica:

- Al descender en el mismo grupo, la A.E. disminuye (en valor absoluto), desprendiéndose para cada elemento menor energía, dado que la última capa está más alejada y, por tanto, menos atraída por el núcleo.
- Al avanzar en un periodo, la energía desprendida es cada vez mayor (en valor absoluto), dada la mayor atracción por parte del núcleo. Sin embargo, en los elementos que poseen subcapas llenas o a medio llenar (grupos IIA, IIB y VA), se produce una disminución en la energía desprendida, que puede incluso llegar a ser absorbida. Por tanto, la variación general que aparece en la figura debe ser matizada.

2.08.4.- Electronegatividad

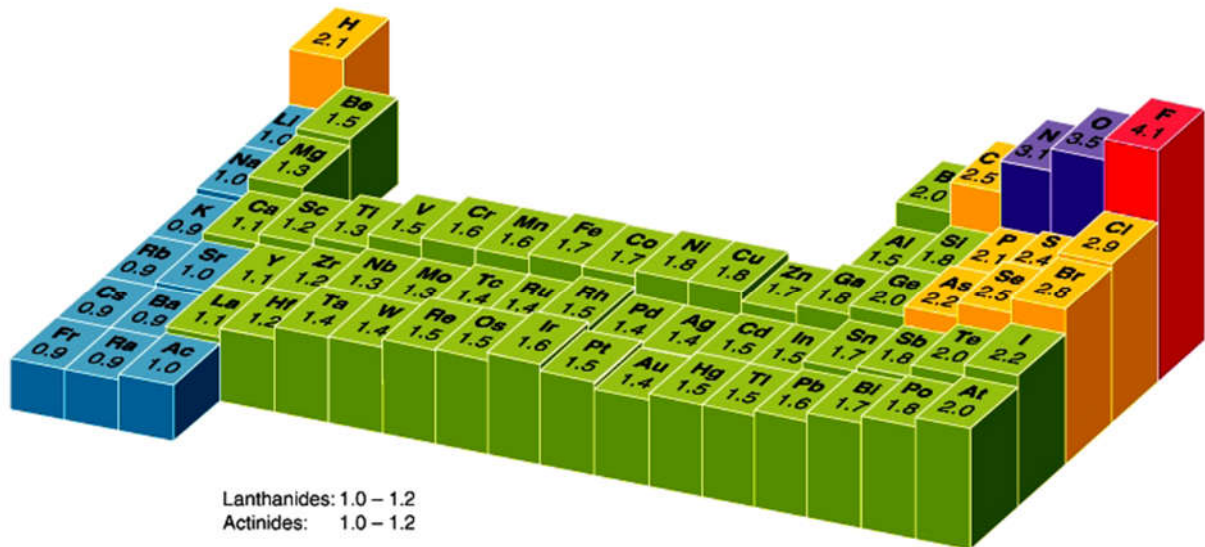
Esta propiedad está muy relacionada con el tema siguiente, el del enlace químico.

Cuando los átomos se unen para formar moléculas o redes iónicas, intercambian o comparten electrones de sus capas externas. **La electronegatividad es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia su núcleo estos electrones compartidos.**

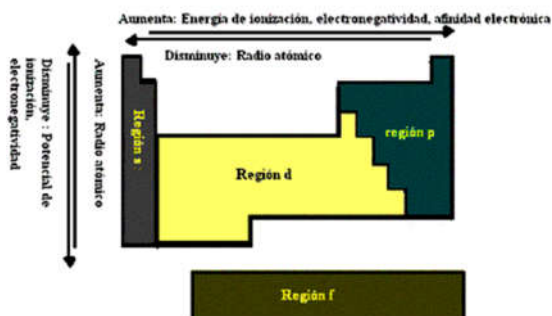
El valor de esta propiedad sólo puede establecerse comparando los elementos entre sí, de dos en dos. Existe una escala relativa, llamada **escala de Pauling**, en la que se toma como elemento de referencia el más electronegativo, el flúor, al que se le da el valor 4,1. Por comparación, se obtiene la electronegatividad del resto de los elementos.

Los gases nobles, que debido a que tienen la última capa llena, no suelen formar enlaces, tienen electronegatividad 0.

La electronegatividad, en general, varía de la misma forma que E.I. y A.E. Disminuye al descender dentro de un grupo y aumenta al avanzar en un mismo periodo.



En resumen, las propiedades periódicas se comportan:



- *Afinidad electrónica, Energía de ionización y Electronegatividad* crecen al desplazarse hacia arriba en un grupo y hacia la derecha en un periodo.
- *Radio atómico y tamaño* crecen al desplazarse hacia abajo en un grupo y hacia la izquierda en un periodo.

2.08.5.- Metales y No metales

Vistas las propiedades anteriores, y observando la tabla, podemos ver en qué se diferencian los elementos que consideramos metales de los no metales.

Metales	No Metales
Tendencia a Perder electrones	Tendencia a ganar electrones
Bajas E.I., A.E. y electronegatividad	Altas E.I., A.E. y electronegatividad

Los semimetales tienen propiedades intermedias, y dependen del elemento con el que se combinen.