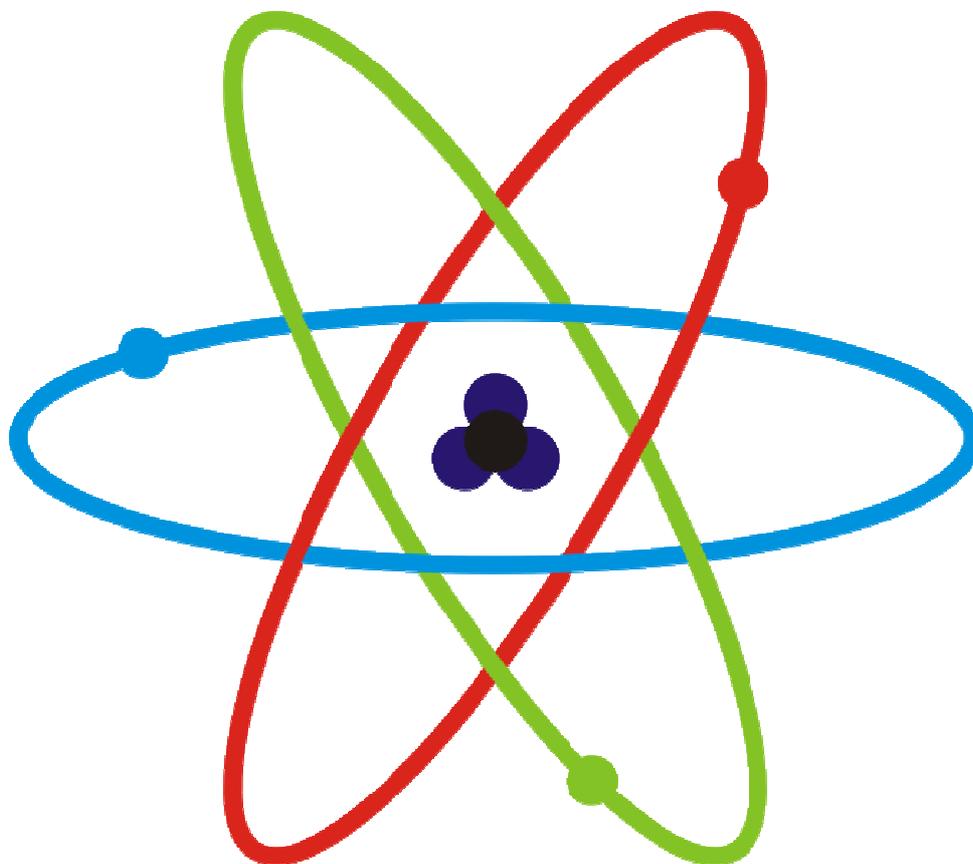


Tema 2: Estructura atómica. Evolución Histórica. Tabla Periódica



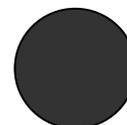
- 2.01 Introducción.
 - 🍏 Modelo atómico de Dalton.
 - 🍏 Rayos catódicos y rayos canales.
- 2.02 Descubrimiento del electrón el protón y el neutrón.
 - 🍏 Descubrimiento del electrón.
 - 🍏 Modelo atómico de Thomson.
 - 🍏 Modelo atómico de Rutherford.
 - 🍏 Descubrimiento del protón y del neutrón.
- 2.03 Número atómico y número másico. Isótopos.
- 2.04 Espectros atómicos.
- 2.05 Principios Básicos de la Teoría cuántica.
- 2.06 Modelo de Böhr
- 2.07 Modelo Mecánico-cuántico
- 2.08 Números Cuánticos y orbitales atómicos
- 2.09 Configuración electrónica
- 2.10 Sistema Periódico
- 2.11 Propiedades periódicas
- 2.12 Ejercicios Resueltos

2.01.- Introducción

Desde la antigüedad griega se cree que la materia es discontinua. Así, Demócrito, concibe la idea de que todos los cuerpos materiales son agregados de muchísimas partículas indivisibles a las que llamó **átomos**.

En 1808 **Dalton**, al intentar explicar las experiencias de **Lavoisier**, propuso que la materia debía estar compuesta por pequeñas unidades, átomos, que pasan enteras y sin fragmentar en los procesos químicos. La única característica que diferenciaba unos átomos de otros era la masa atómica.

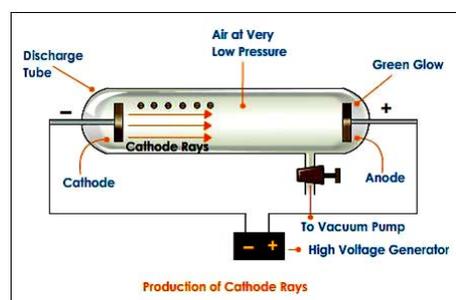
Este es el primer modelo atómico que se propuso, un átomo esférico, macizo e indivisible.



En 1830, **Faraday**, con sus experiencias sobre la electrolisis, sugirió que los átomos no eran tan simples en 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.

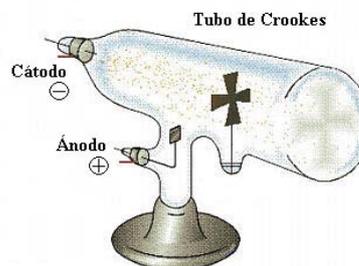
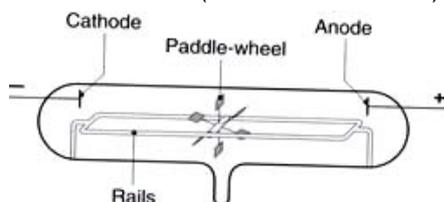
En 1875, el británico **Crookes**, experimentando con gases a baja presión, descubre que es posible hacer pasar corriente eléctrica a través de estos gases. El dispositivo experimental se conoce como tubo de vacío: un tubo herméticamente cerrado que contiene en su interior un gas a muy baja presión,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



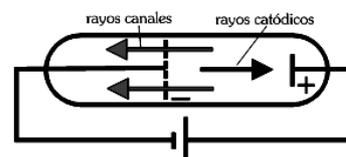
🍏 Tienen carga negativa (porque van del - al +)

🍏 Se propagan en línea recta (sombras sin deformar)

🍏 Tienen masa (mueven el molinillo)



En 1886, **Goldstein**, usando como cátodo una lámina metálica perforada, descubre que, por detrás del cátodo, también se observan rayos que van en sentido contrario a los rayos catódicos a los que llamó **rayos canales**, y descubrió que tenían carga positiva y una masa mucho mayor que la de los rayos catódicos. (Son iones positivos del gas encerrado en el tubo).



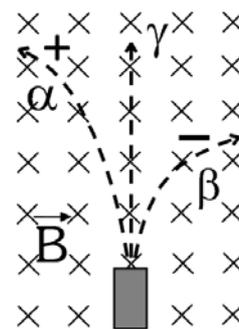
En 1895 el físico alemán **Röntgen** descubrió que si dentro de un tubo de descarga se introduce una pieza metálica adicional, llamada anticátodo, el choque de los rayos catódicos con dicha pieza produce una nueva radiación a la que llamó rayos X.

En 1897, el físico francés **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, **M. 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.

La radiactividad no es una radiación pura, sino que se compone de tres tipos de emisiones diferentes representadas con α , β y γ . La primera diferencia notable entre ellas es la carga eléctrica. Los científicos **Soddy** y **Fajans**, en 1913, llegaron a las siguientes leyes de desplazamiento:

- 1- Cuando un núcleo emite una partícula α (núcleos de He), se transforma en un núcleo del elemento situado dos lugares a la izquierda en la tabla periódica. Es decir, su n° atómico disminuye en dos unidades.
- 2- Cuando un núcleo emite una partícula β (Electrones muy energéticos), se transforma en un núcleo del elemento situado un lugar a la derecha en la tabla periódica. O sea, su n° atómico aumenta una unidad.
- 3- Cuando un núcleo emite radiación γ (Radiación electromagnética), continúa siendo del mismo elemento químico.



Las sustancias radiactivas emiten tres tipos de radiaciones que son desviadas en forma distinta por un campo magnético.

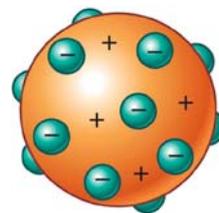
2.02.- Descubrimiento del electrón, protón y neutrón.

En 1897 fue **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^-).

También descubrió que los rayos canales son átomos ionizados, es decir, átomos del gas que han perdido algún electrón al chocar con los rayos catódicos, y se han quedado con carga positiva.

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.

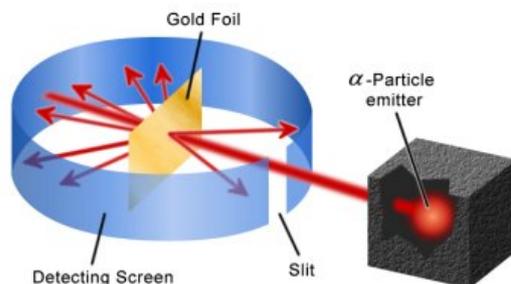


Después del descubrimiento del electrón se determinó que la materia se componía de dos partes, una negativa y una positiva. La parte negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel (de la analogía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

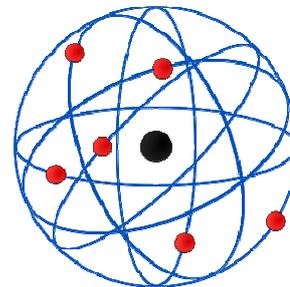


En este experimento, observó que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina de oro sin desviarse, pero que algunas de ellas se desviaban con diferentes direcciones y unas pocas incluso rebotaban.

Estudiando estos datos, llega a las siguientes conclusiones:

- El átomo es en su mayor parte espacio vacío. Esto explica que las partículas α lo atraviesen 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 1919 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, las cuales estaban muy comprobadas mediante datos experimentales. Según las leyes de Maxwell, una carga eléctrica en movimiento (en este caso el electrón) debería emitir energía constantemente en forma de radiación y llegaría un momento en que el electrón caería sobre el núcleo y la materia se destruiría. Todo ocurriría muy brevemente.
- No explicaba los espectros atómicos.
- No explica la existencia de Isótopos, elementos de mismo número de protones, pero de distinta masa.

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.

2.03.- Número atómico y número másico. Isótopos

Un núcleo suele representarse como ${}_Z^A X^{\pm q}$, 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.

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

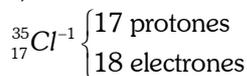
$$A = Z + n$$

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

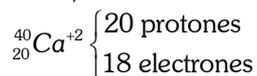
Por ejemplo: El ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ tiene 17 protones, y $n=A-Z=35-17=18$ neutrones

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 **catión** (ion positivo) tendrá menos electrones que protones.



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, ${}^{12}\text{C}$, el carbono 13, ${}^{13}\text{C}$ y el carbono 14, ${}^{14}\text{C}$, 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. ${}^1\text{H}$

El Deuterio: Un protón y un neutrón. ${}^2\text{H}$

El Tritio: Un protón y dos neutrones. ${}^3\text{H}$



Cálculo de la masa atómica de un elemento: En la naturaleza, un elemento químico está formado por una mezcla de átomos de sus distintos isótopos, en una proporción determinada, según su abundancia. La masa atómica del elemento se calculará, por tanto, como la media de las masas atómicas de los isótopos, teniendo en cuenta su abundancia en %.

$$M_{\text{atómica}} = \frac{M_{at_1} \cdot \%_1 + M_{at_2} \cdot \%_2 + \dots + M_{at_n} \cdot \%_n}{100} = \frac{\sum_{i=1}^n M_{at_i} \cdot \%_i}{100}$$

Ejemplo: Calcula la masa atómica del carbono sabiendo que consta de un 98,89 de ${}^{12}\text{C}$ (masa 12,00u) y de un 1,108% de ${}^{13}\text{C}$ (masa 13,0034u).

$$M_{\text{atómica}} = \frac{M_{at_1} \cdot \%_1 + M_{at_2} \cdot \%_2}{100} = \frac{12,00 \cdot 98,89 + 13,0034 \cdot 1,108}{100} = 12,01u$$

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

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

- ✓ **Núcleo:** Formado por:

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

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

Ejercicio: Completa la siguiente tabla:

Símbolo	Z	A	N	Nº protones	Nº electrones	Carga
${}_{11}^{23}\text{Na}^{+1}$		23	12			
${}_{6}^{14}\text{C}$						
${}_{17}^{35}\text{Cl}^{-1}$	17	35				
${}_{38}^{88}\text{Sr}^{+2}$			50	38		
${}_{15}^{31}\text{P}^{-3}$		31		15		
${}_{34}^{78}\text{Se}$	34		46			
	9		10			-1
			31	28	26	
			118		79	0
${}_{26}^{56}\text{Fe}^{+2}$			56		24	+2

2.04.- Espectros atómicos

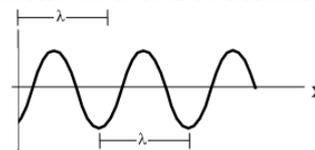
En 1666, fue **Newton** el primero en descubrir que cuando un haz de luz blanca pasa a través de un prisma óptico se descompone en otros colores más simples (espectro continuo) en cuyos extremos están el violeta y el rojo.

En 1690 **C. Huygens** postuló una naturaleza ondulatoria de la luz.

En 1865, el físico escocés **James C. Maxwell** publica su Teoría Electromagnética, en la que unificaba la electricidad y el magnetismo. Como consecuencia de dicha teoría, llegó a la conclusión de que la luz era una onda de naturaleza no material, asociada a la oscilación de un campo magnético y otro eléctrico en direcciones perpendiculares, entre sí, y a su vez, perpendiculares ambos a la dirección de propagación, y cuya velocidad en el vacío, C , era de $299.792 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ (Onda electromagnética).

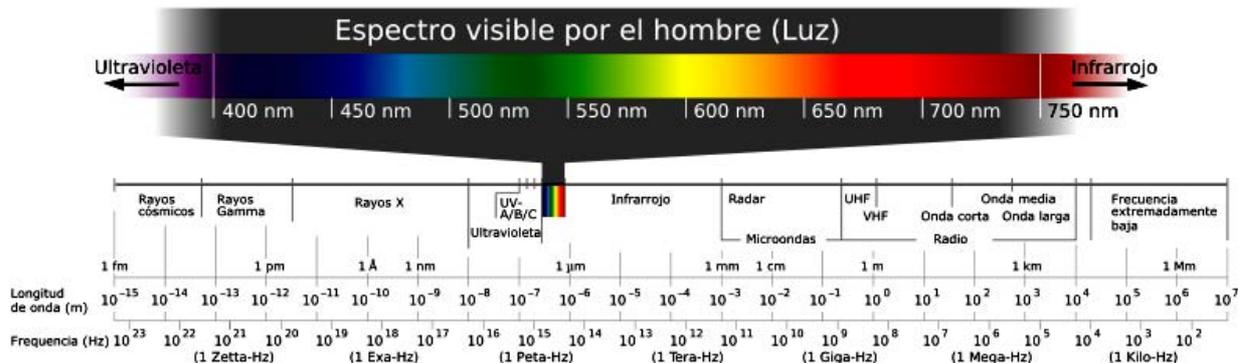
Una **onda electromagnética** es la propagación de un movimiento ondulatorio en el cual se transmite solo energía y no materia y está caracterizada por:

- **Frecuencia** (f) es el número de oscilaciones por segundo.
- **Periodo** (T) es el tiempo que tarda en hacer un ciclo completo. Periodo y frecuencia están relacionadas $T = \frac{1}{f}$
- **Longitud de onda** (λ) es la distancia a la que se repite la vibración)
- **Velocidad de propagación** (V) es la velocidad con la que se propaga la onda, en el vacío normalmente se corresponde con la velocidad de la luz C .



Todas ellas están relacionadas mediante: $\lambda = v \cdot T = \frac{v}{f}$

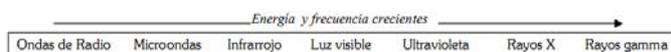
Llamamos **espectro electromagnético** al conjunto de todas las frecuencias o longitudes de onda de la radiación electromagnética, del cual la luz visible ocupa una pequeña porción.



Esta clasificación es totalmente subjetiva. La división entre un tipo de O.E.M. y otro es artificial, basada en los efectos que se aprecian o los posibles usos que tienen para el ser humano.

Las longitudes de onda de las radiaciones que componen el espectro de la **luz visible** varían, más o menos, entre los 380 nm (violeta) y 780 nm (rojo). A ambos lados, existen otras radiaciones que nuestros ojos no pueden ver, pero que ciertos instrumentos sí son capaces de detectar.

Luz Visible		
(Hz) · 10 ¹⁴	Color	λ (nm)
7,7 – 6,6	Violeta	380 – 460
6,6 – 6,1	Azul	460 – 490
6,1 – 5,2	Verde	490 – 580
5,2 – 5,0	Amarillo	580 – 600
5,0 – 4,8	Anaranjado	600 – 620
4,8 – 3,8	Rojo	620 – 780



2.04.1- Espectros de absorción y emisión

Los espectros atómicos pueden ser de absorción o de emisión.

Espectros de Emisión: Si calentamos gases o aplicamos descargas eléctricas en el interior de los tubos de descarga podemos conseguir que emitan radiación electromagnética, que al descomponerla mediante un prisma, da lugar al espectro que se caracteriza por una serie de rayas o líneas coloreadas separadas por espacios oscuros.



Espectros de Absorción: Si lo que hacemos es, en cambio, pasar radiación electromagnética a través de un gas, éste absorbe parte de la luz y al descomponer la luz restante mediante un prisma se observa el espectro en el que faltan algunas líneas.



En 1859, **Bunsen** y **Kirchoff** estudian los espectros de emisión de diferentes sustancias y descubren:

- Cada átomo sólo absorbe o emite radiación de determinadas frecuencias.
- Todo elemento químico emite o absorbe siempre las mismas rayas.

El espectro es como la huella dactilar del elemento y nos sirve para diferenciar los elementos. (Espectroscopía)

Estas características no habían podido ser explicadas con los modelos atómicos de Dalton o Thomsom. El modelo de Rutherford explicaba por qué emiten radiación los átomos. Pero era incapaz de explicar por qué emiten sólo unas radiaciones, y no otras.

Parece ser que los electrones solo tienen permitido dar ciertos saltos entre órbitas, y no otros.

En 1885, **J. Balmer**, estudiando el espectro de emisión del hidrógeno, descubre una expresión que relaciona las energías de una serie de líneas del espectro (hoy conocida como serie de Balmer).

$$E = R_E \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

donde R_E es una constante cuyo valor es $2,172 \cdot 10^{-18}$ J y n toma un valor para cada línea ($n=3, 4, 5, 6, 7$)

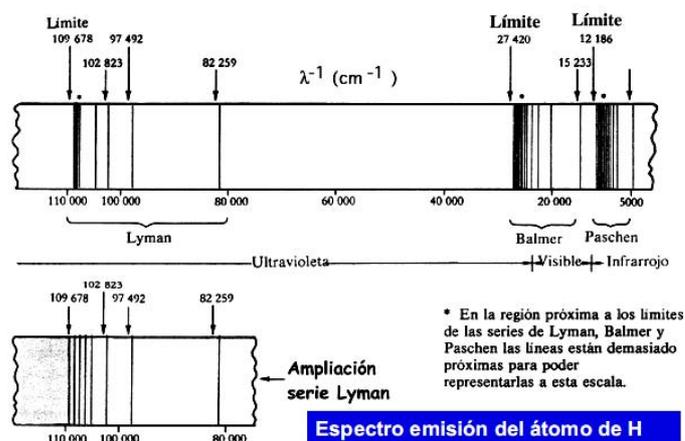
Posteriormente, al perfeccionarse la técnica, los científicos **Lyman, Paschen, Brackett, Pfund** y **Hunfreys** descubren nuevas series de líneas espectrales en el hidrógeno. La energía de todas estas líneas puede calcularse con la expresión general:

$$E = R_E \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

donde n_1 es diferente para cada serie, y $n_2 > n_1$.

Así, las series son:

Serie	n_2	n_1
Lyman	1	2,3,4,5...
Balmer	2	3,4,5,6...
Paschen	3	4,5,6,7...
Brackett	4	5,6,7,8...
Pfund	5	6,7,8,9...
Hunfreys	6	7,8,9,10...



¿Cómo se explican todas estas líneas de los espectros?

Los electrones pueden saltar de una órbita a otra, ganando o perdiendo energía en dicho salto.

- ✓ Si suministramos energía a un electrón, éste pasará a una órbita más alejada, en la que le corresponde tener más energía.
- ✓ Un electrón puede también saltar a una órbita más cercana, desprendiendo energía en forma de radiación (luz).

Como la energía es emitida cuando un electrón salta desde una órbita más alejada del núcleo hasta otra más cercana, al existir esta discontinuidad en las líneas, implica que los electrones no pueden dar cualquier salto y además indica que los electrones no pueden estar en cualquier órbita, sino a unas distancias determinadas.

2.05.- Principios Básicos de la Teoría Cuántica

En 1900, el alemán **Max Planck** descubrió que, cuando un cuerpo emite radiación, o la absorbe, lo hace de forma discontinua, concentrada en pequeños “paquetes” de radiación, o cuantos.

La energía de un cuanto de radiación depende de su frecuencia, y se calcula mediante:

$$E = h \cdot f$$

donde h es la constante de Planck y cuyo valor es $h=6,6 \cdot 10^{-34}$ J·s

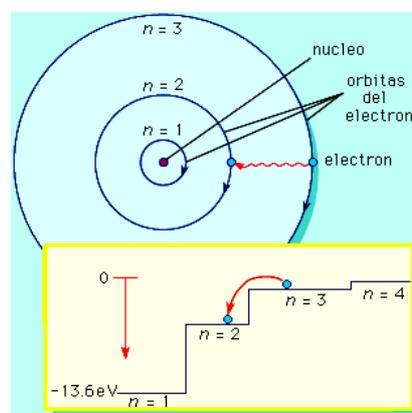
En **1905 Albert Einstein** propone que la luz consiste en la transmisión de partículas llamadas fotones, cuya energía viene dada por la fórmula de Planck.

En **1924 Louis de Broglie** propone que toda partícula tiene una onda de materia asociada, es decir, toda partícula puede comportarse como una onda en determinados experimentos. La naturaleza, por lo tanto, tiene carácter dual a nivel microscópico. (Hipótesis de De Broglie: Dualidad onda-corpúsculo)

2.06.- 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:

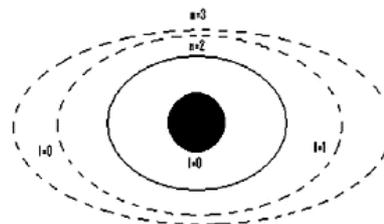
1. Los electrones giran alrededor del núcleo sólo en ciertas órbitas circulares estables donde al moverse no pierden energía (órbitas estacionarias)
2. Las únicas órbitas permitidas son aquellas cuya energía adopta unos valores determinados (y no cualquier valor). A estas órbitas les llamó niveles de 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 ΔE existente entre ambos niveles.
 $\Delta E = h\nu$



2.06.1- Fallos del modelo atómico de Bóhr

- ✓ Sólo explica el espectro de átomos hidrogenoides.
- ✓ No da ninguna explicación de la formación de moléculas ni de la naturaleza del enlace formado.
- ✓ Con el uso de espectrómetros más precisos se observó que algunas líneas eran en realidad dobletes espectrales.
- ✓ 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 Bohr, sugirió que las órbitas electrónicas podían ser elípticas.



2.07.- 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 de onda para el electrón del H, en cuyas soluciones (valores energéticos permitidos) aparecían precisamente unos números que llamaremos **números cuánticos**: n , l y m .

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 de manera que su frecuencia viene determinada por: $\Delta E = h \cdot \nu$ ”.
- “Los niveles energéticos permitidos para un átomo vienen determinados por los valores de los números cuánticos”.

2.08.- Números Cuánticos y Orbitales atómicos

Cada electrón perteneciente a un átomo viene determinado según la ecuación de Schrödinger por 4 números cuánticos: n , l , m_l y m_s .

Número cuántico Principal (n): Indica la órbita o nivel de energía en que se encuentra un electrón. Cuanto más alejada esté la órbita del núcleo mayor será su nivel de energía. Sus valores posibles son:

$$n = 1, 2, 3, 4, 5$$

Número Cuántico Secundario o Azimutal (l): Describe la forma geométrica del orbital y los valores que puede tomar para cada n , van desde cero hasta $(n-1)$. $l = 0, 1, \dots, (n-1)$

Si $l=0 \rightarrow$ Orbitales “s” Si $l=1 \rightarrow$ Orbitales “p” Si $l=2 \rightarrow$ Orbitales “d” Si $l=3 \rightarrow$ Orbitales “f”

Número cuántico magnético (m_l): Indica la orientación espacial de los orbitales, los valores que puede tomar van desde $-l$ hasta $+l$ pasando por el cero.

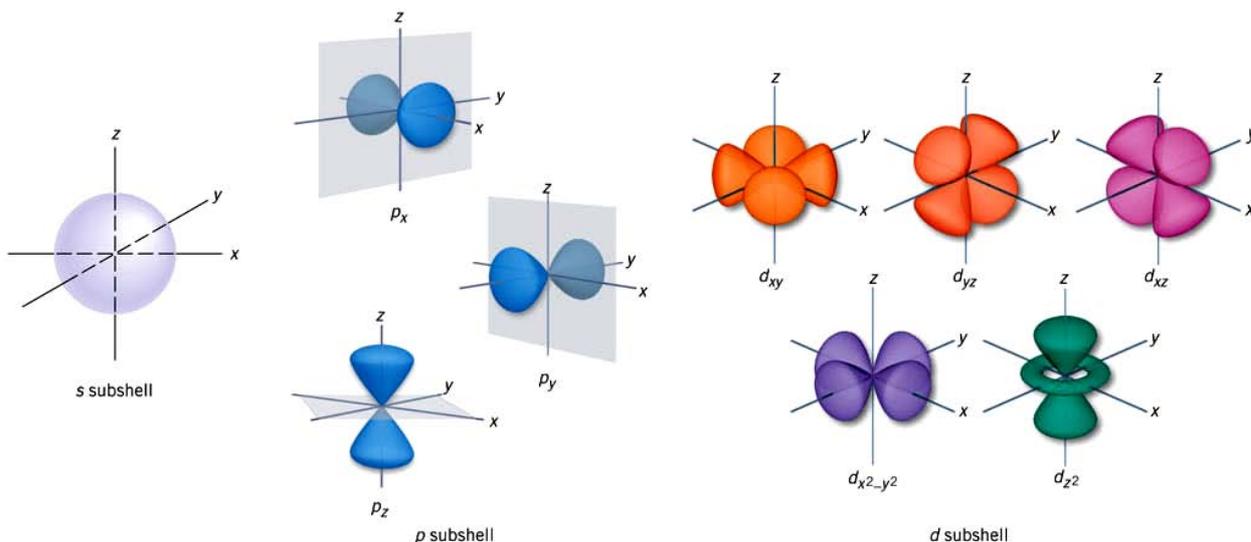
$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Número cuántico de Espin (m_s): Indica el sentido de giro de cada uno de los dos electrones que comparten cada orbital; por dicha razón toma los valores $(+ \frac{1}{2}$ y $- \frac{1}{2})$.

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Llamamos **orbital atómico** a la región del espacio donde la probabilidad de encontrar un electrón es mayor del 90%.

2.08.1.1.- Forma de los orbitales atómicos



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)

2.08.1.-Números cuánticos, orbitales y electrones

Números Cuánticos			Orbitales			
n	l	m _l	Tipo	Nº electrones		
Indica el nivel de Energía	Indica la forma del Orbital	Indica la orientación del orbital		Orbital	Subnivel	Nivel
1	0	0	s	2	2	2
2	0	0	s	2	2	8
		1	p	2	6	
				2		
3	0	0	s	2	6	18
		1	p	2		
				2		
	2	d	2	10		
			2			
			2			
			2			
4	0	0	s	2	6	32
		1	p	2		
				2		
	2	d	2	10		
			2			
			2			
			2			
			2			
	3	f	2	14		
			2			
			2			
			2			
			2			

2.08.2.-Energía de los orbitales atómicos

Según la ecuación de Bohr, la energía de los orbitales atómicos para el átomo de hidrógeno viene dada por la expresión:

$$E = -\frac{K}{n^2} \quad \text{donde: } \begin{cases} K \text{ es una constante} \\ n \text{ es el número cuántico principal} \end{cases}$$

Que como podemos observar solo depende del número cuántico principal n.

Así según esta ecuación, a mayor n, mayor energía. Por tanto podemos decir que:

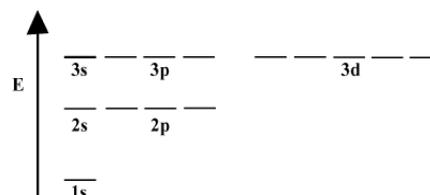
Un orbital es más estable cuanto menor sea su energía.

Según esto, en el átomo de Hidrógeno, todos los orbitales de igual número cuántico principal tienen la misma energía.

$$1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f \dots$$

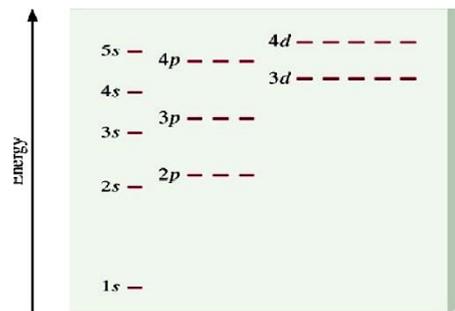
Si representamos esta energía en un gráfico, tenemos que:

La experiencia nos dice que para átomos polielectrónicos, átomos de más de un electrón, y debido a las repulsiones electrostáticas entre los electrones, esto no ocurre y por tanto la energía de cada orbital dependería de los números cuánticos principal, n, y secundario, l.



Por tanto, para calcular esta energía, utilizaríamos la **Regla de Madelung** que postula: (Véase figura adjunta)

- La Energía de los orbitales atómicos, y por tanto su inestabilidad, aumenta con el valor de $n+l$
- Cuando para dos orbitales la suma de $n+l$ es la misma, tiene mayor energía el de mayor n .



2.09.- 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 .

2.09.1.- Principio de Exclusión de Pauli

En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, por tanto, en cada orbital solo pueden haber dos electrones, uno con número cuántico magnético $m_s = +\frac{1}{2}$ y el otro con $m_s = -\frac{1}{2}$.

2.09.2.- 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:

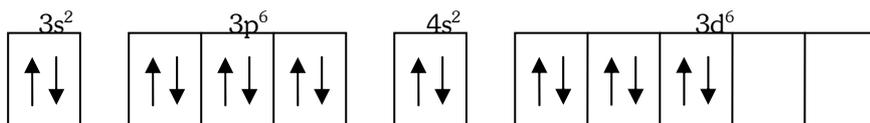
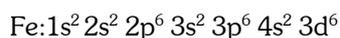
Ión	Configuración electrónica	Ión	Configuración electrónica
Fe^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$	Ca^{+2}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Cl^-	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	S^{2-}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

2.09.3 Principio de máxima multiplicidad de Hund

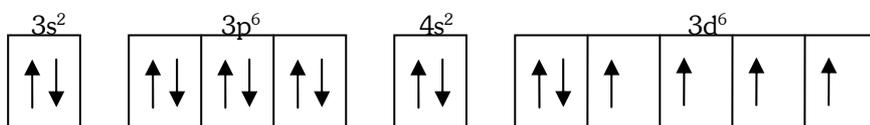
Hemos visto que un orbital es más estable cuanto menor sea su energía. Debido a esto, dentro de un mismo subnivel, los electrones comienzan a colocarse cada uno en un orbital, para que su energía de repulsión sea mínima (electrones desapareados) y su estabilidad máxima. O lo que es lo mismo:

Los electrones se distribuyen ocupando el máximo número posible de orbitales.

Ya hemos estudiado con anterioridad el átomo de Hierro ($Z=26$), su configuración electrónica es:



Según el principio de Hund, tendríamos:

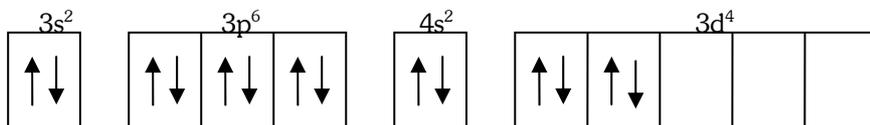


Como vemos los electrones del subnivel 3d, se recolocan ocupando todos los orbitales, y todos con espín paralelo, de forma que esta configuración electrónica es más estable.

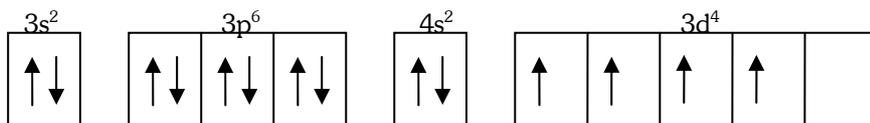
También ganan en estabilidad los elementos que presentan subniveles semillenos, vemos un ejemplo:



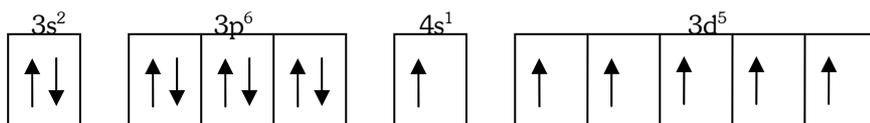
Según esto:



Pero según el principio de máxima multiplicidad de Hund tendríamos:



Experimentalmente se observa que cuando un átomo tiene un subnivel energético semillero, éste se hace más estable, de forma que ocurre lo siguiente:



De forma que ahora el cromo presenta todos sus niveles o subniveles semilleros, ganando en estabilidad. Esto suele ocurrir en elementos de transición y de transición interna (orbitales d y f)

A la hora de expresar la configuración electrónica de un elemento también se puede hacer de una forma simplificada, y esta consiste en escribir la configuración electrónica del elemento solo a partir del gas noble que hay justamente antes en la tabla periódica. Por ejemplo la configuración del Cobre ($Z=29$) es:

Cu: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ (Notación normal) ó **Cu: $[Ar] 4s^1 3d^{10}$** (Notación simplificada)

2.10.- 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 ($ns^2 np^1$)	Nitrogenoideos ($ns^2 np^1$)	Anfígenos ($ns^2 np^1$)	Halógenos ($ns^2 np^1$)	Gases Nobles ($ns^2 np^1$)	
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	W	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 **semimetales**, y comprenden a la línea B-Si-As-Te-At

2.11.- 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.

2.11.1.- 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:

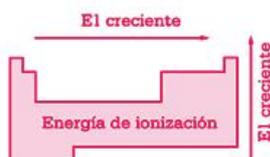
- El número de capas (n) que posea el átomo. A mayor n° de capas, mayor será el radio del átomo.
- La atracción que sufran los electrones por parte del núcleo..



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)

2.11.2.- 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.

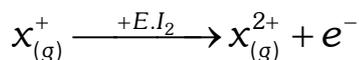
Fundamentalmente depende de la carga nuclear efectiva del átomo y del tamaño y del tipo de orbital.

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.

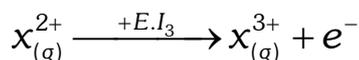
Al avanzar dentro del mismo periodo, como en general los electrones externos van siendo cada vez más atraídos por el núcleo, hará falta más energía para extraerlos. Así, en general, al avanzar en el periodo, la E.I. aumenta.

Del mismo modo, se definen:

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



- Tercer energía de ionización (E.I₃), energía necesaria para arrancar un tercer electrón :

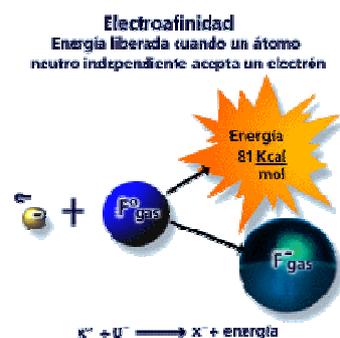


Y así sucesivamente.

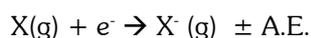
Los valores de estas E.I. son cada vez mayores, dado que debemos extraer un electrón (carga -) de un catión con cada vez más carga +, y la fuerza de atracción será mayor.

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

2.11.3.- Afinidad electrónica (A.E.)

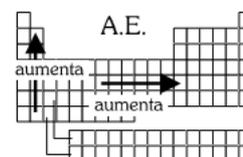


Es la Energía desprendida o absorbida cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un ión negativo.



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.

2.11.4.- Electronegatividad

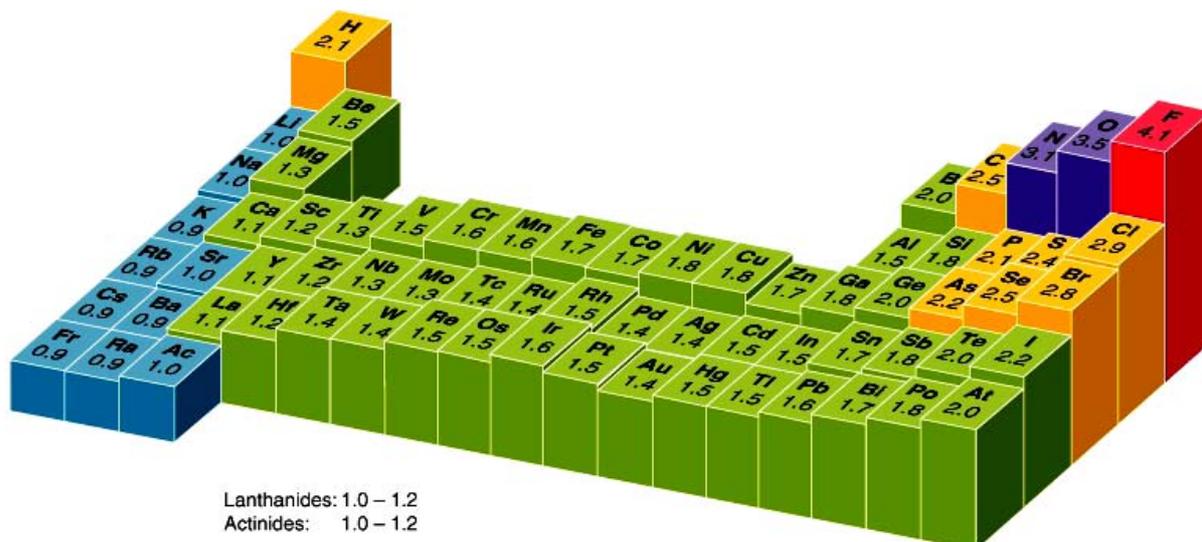
Esta propiedad está muy relacionada con el tema siguiente, el del enlace químico.

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.**

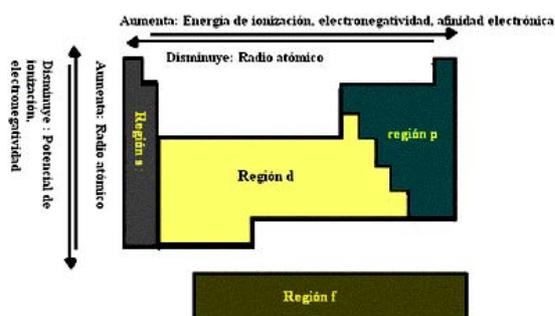
El valor de esta propiedad sólo puede establecerse comparando los elementos entre sí, de dos en dos. Existe una escala relativa, llamada **escala de Pauling**, en la que se toma como elemento de referencia el más electronegativo, el flúor, al que se le da el valor 4,1. Por comparación, se obtiene la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

2.11.5.- 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.

2.12.- Ejercicios Resueltos

1.- El ión Calcio tiene 18 electrones y 20 neutrones. Calcular:

- Su número de Protones. Si el ión calcio (Ca^{2+}) tiene $18 e^-$ su número de protones es 20.
- Su número Másico. Número másico (A) = N° de protones + N° de neutrones. $A=40$
- Su número atómico. El número másico (Z) es el número de protones. $Z=20$

2.- a) Indique los posibles valores de los tres primeros números cuánticos correspondientes a los orbitales 2p ($n=2, l=1, m_l=-1,0,1$) y 4d ($n=4, l=2, m_l=-2,-1,0,1,2$)

b) Escriba las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de:

Nitrógeno (Z=7):	N: $1s^2 2s^2 2p^3$
Magnesio (Z=12):	Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Argón (Z=18):	Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Hierro (Z=26):	Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
Ión Hierro (II):	Fe ²⁺ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

3.- a) De los siguientes estados electrónicos, cuales no pueden existir. Razonar la Respuesta.

2p: $n=2$ y $l=1$ perfectamente posible.

2d: $n=2$ y $l=2$ imposible porque el n° cuántico l vale como máximo $n-1$, y si $n=2 \rightarrow l \neq 2$

4s: $n=4$ y $l=0$ posible

5f: $n=5$ y $l=3$ posible

1p: $n=1$ $l=1$ imposible porque el n° cuántico l vale como máximo $n-1$, y si $n=1 \rightarrow l \neq 1$

b) Justificar si están excitados o no los átomos a los que corresponden las siguientes configuraciones electrónicas:

- $1s^2 2p^1$: Si, el electrón está en el orbital 2p cuando debería estar en el orbital 2s.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$: Si, tenemos que llenar primero el orbital 3s antes del 3p.
- $1s^2 2s^2 2p^2$: No, está en estado fundamental.

4.- Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos: (2,2,0,1/2); (3,1,-1,1/2); (2,0,0,-1/2); (1,0,1,1/2) explicar si es posible, o no, que existan en un átomo electrones con dichos números cuánticos. En el caso de los grupos de números cuánticos que sean posibles, ¿En qué orbitales se encontrarían los electrones correspondientes?

- (2,2,0,1/2): No porque $n=2$ y $l=2$, y el valor de l es como máximo $n-1$.
- (3,1,-1,1/2): Si, estaría en un orbital 3p.
- (2,0,0,-1/2): Si, el electrón estaría en el orbital 2s
- (1,0,1,1/2): No porque los valores permitidos para m_l son $-l, 0, +l$, y si $l=0$, no puede ser $m_l=1$.

5.- Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones.

a) En un átomo, el número máximo de electrones con el número cuántico $n=3$ es 6.

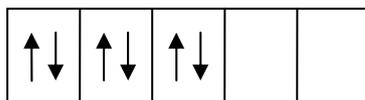
Falso, el número de electrones con numero cuántico 3 es igual a 18.

b) En un orbital 2p solo puede haber 2 electrones.

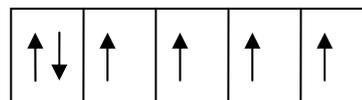
Verdadero, hay 3 orbitales 2p, pero en cada uno de ellos solo puede haber 2 electrones por el principio de Exclusión de Pauli.

c) Si en los orbitales 3d se colocan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

Falso, según el principio de máxima multiplicidad de Hund, los electrones se colocan ocupando el máximo de orbitales desapareados, por tanto habrán 4 electrones desapareados.



→ Principio de Hund →



6.- El último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de un elemento del sistema periódico tiene de números cuánticos (4,1,0,1/2). ¿Entre qué valores podría estar su número atómico?. Razonar la respuesta.

Si $n=4$, y $l=1$, el electrón está en un orbital 4p, por tanto su configuración electrónica puede ser:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^1$ ó también ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$, por tanto el valor del numero atómico estará comprendido entre los valores 31 (Ga) $\leq Z \leq$ 36 (Kr).

7.- Se tiene un elemento de $Z=20$. Explique de manera razonada:

a) Su configuración electrónica, su nombre y el tipo de elemento que es.

Conf. Electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Calcio (Ca). Es un metal alcalinotérreo.

b) Su situación en el Sistema Periódico y cite otro elemento de su mismo grupo.

Situación: Grupo IIA, periodo 4. Otro elemento de su grupo el Be ($Z=4$), Mg ($Z=12$).

c) Valencias más probables que puede presentar.

Valencia 2, pierde dos electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble.

d) Números cuánticos de su electrón diferenciador.

El electrón diferenciador es el último, por tanto está en el orbital 4s. $n=4$, $l=0$, $m_l=0$ y $m_s=\pm\frac{1}{2}$

8.- Supuestos los elementos A,B,C de números atómicos respectivos 3, 13 y 35, indicar:

a) La configuración electrónica de cada una.

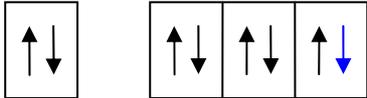
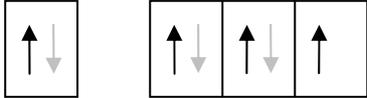
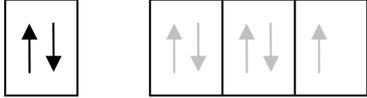
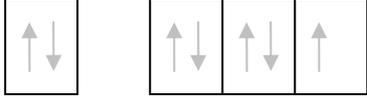
A: $1s^2 2s^1$ B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b) Número de electrones en su capa de valencia (último nivel).

A: $1 e^-$ B: $3 e^-$ C: $7 e^-$

c) ¿Qué tipo de iones formará con facilidad en cada caso?.

A: Ión A^+ B: Ión B^{3+} C: Iones C^- , C^{5+} , C^{7+} , C^{3+}

Ión C^-		Gana un electrón. Toma configuración de gas noble. Muy estable.
Ión C^{3+}		Pierde $3 e^-$ uno del 4s y dos del 4p. Orbitales semillenos, más estable.
Ión C^{5+}		Pierde los cinco electrones del 4p, el orbital 4s está completo. Estable.
Ión C^{7+}		Pierde los siete e^- de los orbitales 4p y 4s. Configuración de gas noble. Muy estable.

d) Configuración electrónica de los iones resultantes en el apartado anterior.

- A^+ : $1s^2$
- B^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6$
- C^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- C^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} 4p^3$
- C^{5+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
- C^{7+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

2.13.- Ejercicios Propuestos

1.- Completar el siguiente cuadro:

Símbolo	Z	A	N	Nº p ⁺	Nº e ⁻	Configuración electrónica	Periodo	Grupo
Na^{+1}		23	12					
Cl^{-1}	17	35						
Sr^{+2}			50	38				
P^{-3}		31		15				
Se	34		46					

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 (u)	49,946	51,940	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 u y 108,905 u. Sabiendo que la masa atómica de la plata es de 107,868 u, calcular la abundancia en la naturaleza de cada isótopo, en %.

5.- Escribir las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:

- a) O ; Li ; Ni ; I ; Au ; Fr ; U ; Rn ; Eu
 b) Mg^{+2} ; F^- ; Ne ; Cs^+ ; Xe ; Sb^{-3}

6.- Según las siguientes configuraciones electrónicas, situar cada elemento en la tabla periódica e identificarlo.

- a) $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$
 b) $1s^2 2s^2 p^4$
 c) $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$
 d) $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$

7.- 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) ¿Qué diferencia existe entre órbita y orbital?
 c) Diferencias entre el modelo atómico de Rutherford y de Thomsom.
 d) ¿Cuántos orbitales hay en la tercera capa de cualquier átomo? ¿Cuántos electrones caben en dicha capa?
 e) 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
 f) Con las mismas parejas de antes. ¿Qué elemento de la pareja tendrá mayor energía de ionización? ¿Y mayor afinidad electrónica? ¿Y mayor electronegatividad?
 g) ¿Por qué el conjunto de los metales de transición está formado por diez grupos?
 h) Si la configuración electrónica de la última capa de un elemento neutro es $5s^2 p^2$. ¿De qué elemento se trata?
 i) La corteza electrónica es muy densa ¿verdadero o falso?
 j) El átomo no puede ser neutro porque contiene cargas eléctricas. ¿verdadero o falso?
 k) En cada orbital de un átomo sólo caben dos electrones. ¿verdadero o falso?
 l) ¿Por qué, después del descubrimiento del protón, era necesaria la existencia de otra partícula sin carga? ¿De qué partícula se trataba?

8.- ¿Cuál de las siguientes líneas espectrales se encuentran en la región visible del espectro? ¿Qué frecuencia y energía va asociada a cada una de ellas?

- a) 350 nm
 b) 500 nm
 c) 200 nm
 d) 1000 nm
 e) 770 nm (recuerda: $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$)

9.- Tenemos el valor de longitud de onda de tres líneas espectrales que corresponden al Li (670 nm), Ne (616 nm) y Hg (454 nm):

- a) Calcula la frecuencia asociada a cada una de ellas.
 b) Calcula la energía asociada a cada una de ellas.

10.- El color amarillo de la luz de vapor de sodio proviene de la raya D del espectro visible de dicho elemento. La longitud de onda correspondiente a dicha raya es 589 nm. Calcula la energía asociada a la radiación.



11.- Razonar si serían posibles cada uno de los conjuntos de números cuánticos para cada electrón y denominar el correspondiente subnivel de energía:

- $n=1; l=0; m=0; s=+1/2$
- $n=1; l=3; m=3; s=-1/2$
- $n=2; l=1; m=-1; s=+1/2$
- $n=5; l=2; m=2; s=-1/2$

12.- Flúor, cloro, bromo y yodo son elementos denominados halógenos, de números atómicos 9, 17, 35 y 53 respectivamente. Escribe sus configuraciones electrónicas. ¿En qué se diferencian? ¿En qué se parecen?

Nos acercamos a Selectividad

13.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde al estado fundamental de un átomo.
- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$ es imposible.
- Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ y $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^2$ corresponden a dos estados posibles del mismo átomo.
- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinotérreo.

14.- Para los elementos A, B, C y D, de números atómicos 3, 10, 20 y 35, respectivamente:

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indique su situación en la tabla periódica (periodo y grupo).
- Justifique si los siguientes números cuánticos pueden corresponder a los electrones más externos de alguno de ellos, indicando a cuál: $(2,1,0,+1/2)$; $(3,0,1,+1/2)$; $(3,2,1,+1/2)$; $(4,1,1,+1/2)$.
- Justifique cuál de estos elementos tiene la menor reactividad química.

15.- Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos: $A=2s^2 2p^4$; $B=2s^2$; $C=3s^2 3p^2$; $D=3s^2 3p^5$

- Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la Tabla Periódica.
- Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.
- Justifique cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.
- Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.

16.- Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Escriba los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.
- ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razónalo.
- Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que forman.

17.- Para el segundo elemento alcalinotérreo y para el tercer elemento del grupo de los halógenos

- Escriba su configuración electrónica.
- Escriba los cuatro números cuánticos de su último electrón.
- ¿Cuál de los dos elementos tendrá mayor afinidad electrónica, en valor absoluto? Justifícalo
- ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante? Justifique la respuesta

18.- Dados los elementos Na, C, Si y Ne:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- ¿Cuántos electrones desapareados presenta cada uno en su estado fundamental?
- Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización. Justifique la respuesta.
- Ordénelos de menor a mayor tamaño atómico. Justifique la respuesta.