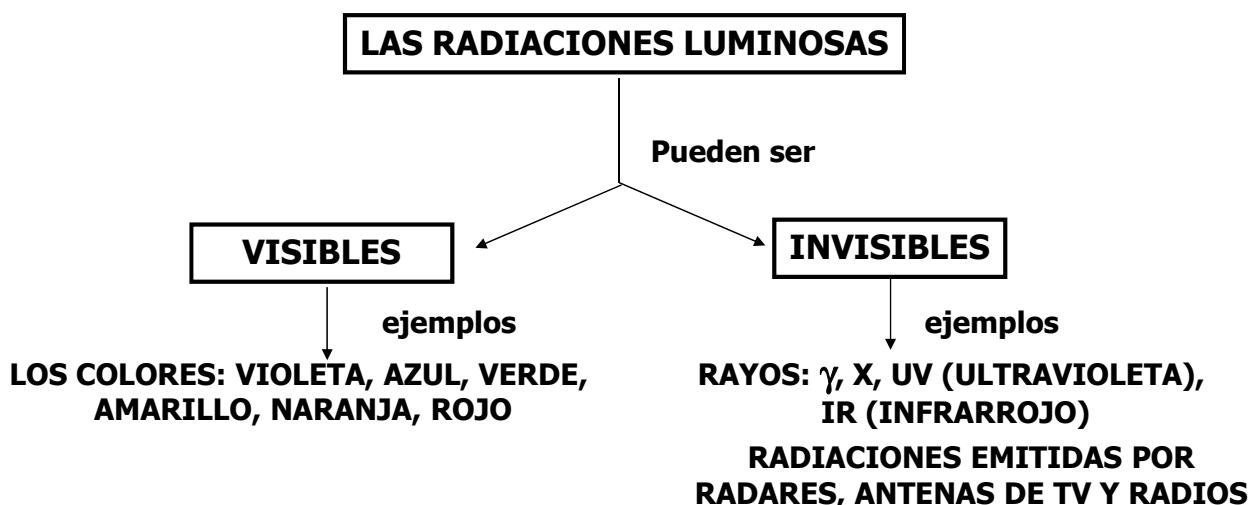


QUÍMICA GENERAL

**Carreras: Licenciatura en Ciencias Químicas,
Profesorado en Ciencias Químicas y del Ambiente,
Bioquímica**

UNIDAD II

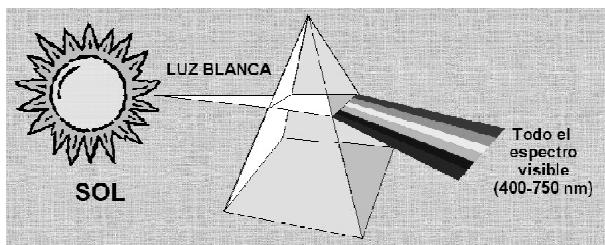
1



NATURALEZA DE LA LUZ

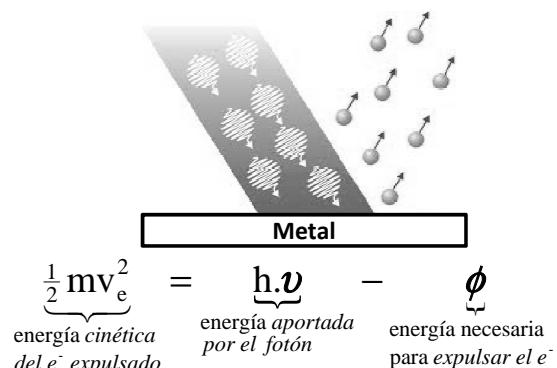
TEORÍA ONDULATORIA (Christiaan Huygens-1678)

La luz está formada por Ondas Electromagnéticas que tienen un campo eléctrico y otro magnético oscilantes. Estas ondas se crean en la fuente luminosa y se propagan por el espacio vacío o en un medio material transparente. La TO explica, por ejemplo los colores de la radiación.



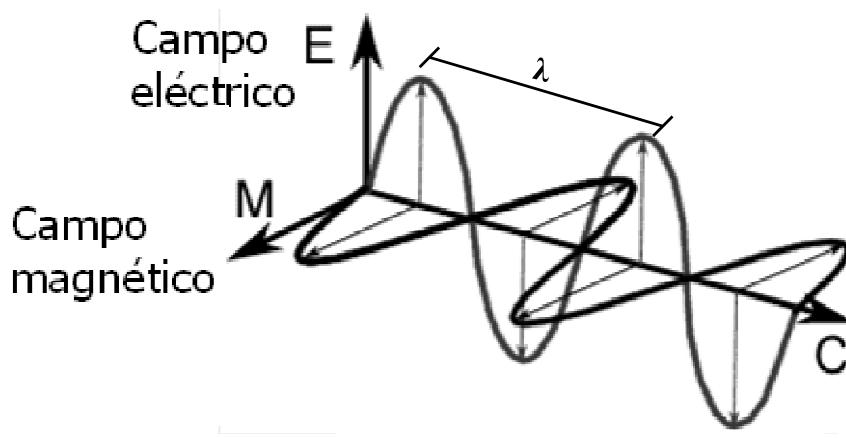
TEORÍA CORPUSCULAR (Isaac Newton-1704)

Postula que las radiaciones luminosas están formadas por un conjunto de partículas llamadas cuantos o fotones. Un cuanto es la mínima cantidad de energía radiante que puede perder o ganar un objeto. La TC explica, por ejemplo el efecto fotoeléctrico.



RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA

La radiación electromagnética es un tipo de campo electromagnético variable, es decir una combinación de campos eléctricos y magnéticos oscilantes, que se propagan a través del espacio transportando energía de un lugar a otro sin necesidad de un medio material.



$$C = \lambda \nu$$

Velocidad de la luz. En el vacío tiene un valor de $3 \cdot 10^8$ m/s.

$$E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

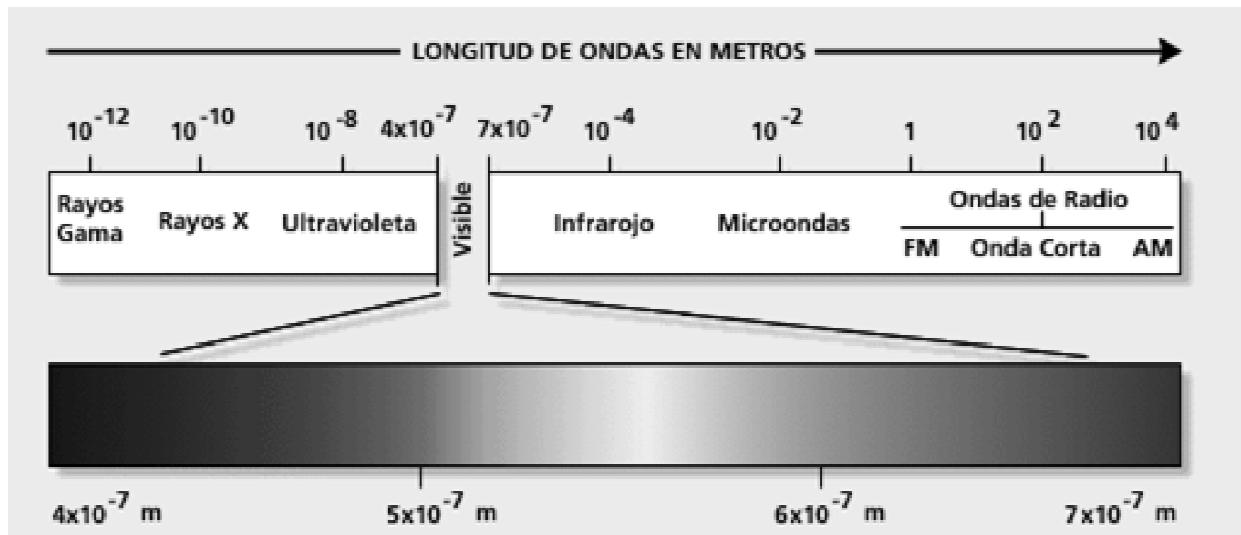
Energía de las radiaciones.
h: constante de Planck
 $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s

Longitud de onda (λ): es la distancia entre dos máximos consecutivos.

Frecuencia (ν): es el número de repeticiones por unidad de tiempo de un determinado punto de la onda (máximo, mínimo, inflexión, etc).

ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

Se denomina espectro electromagnético a la distribución energética del conjunto de las ondas electromagnéticas.



Ejercicios

1.-Cual tiene longitud de onda mas larga, la luz roja ($\nu=4,3 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$) o la luz azul ($\nu=6,4 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$)? R: $\lambda_{\text{roja}}=7,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}$; $\lambda_{\text{azul}}=4,7 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

2.-La longitud de onda de la luz roja de un semáforo está regulada a 712 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación? R: $4,21 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$

3.-Calcular la longitud de onda a la que operan los aparatos de microondas de uso doméstico sabiendo que por lo general utilizan un foco emisor de radiación cuya frecuencia es de $2,44 \cdot 10^9 \text{ Hz}$. R: $0,123 \text{ m} = 12,3 \text{ cm}$

4.-La emisora de radio con música de actualidad emite a 36,6 MHz ¿Cuál es la longitud de onda que capta el aparato de radio? R: 8,2 m

5. Determine la energía de la radiación que tiene una frecuencia de 175,5 MHz. R: $1,16 \cdot 10^{-25} \text{ J}$

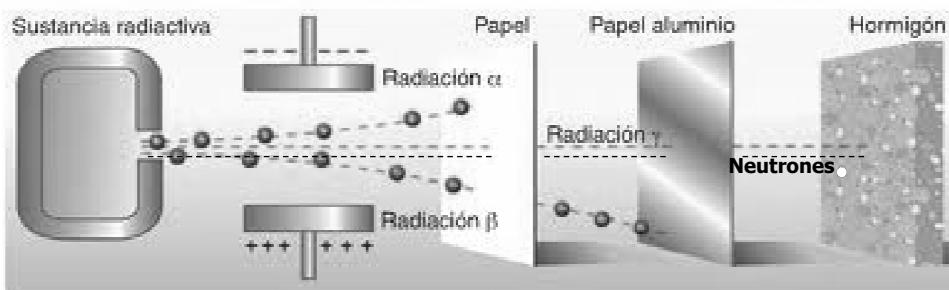
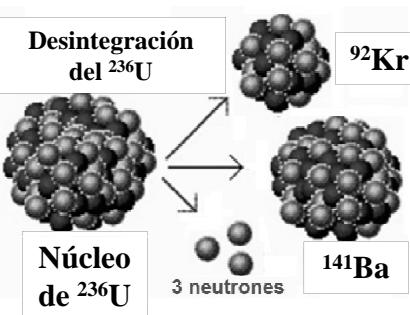
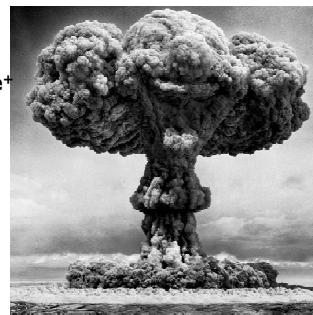
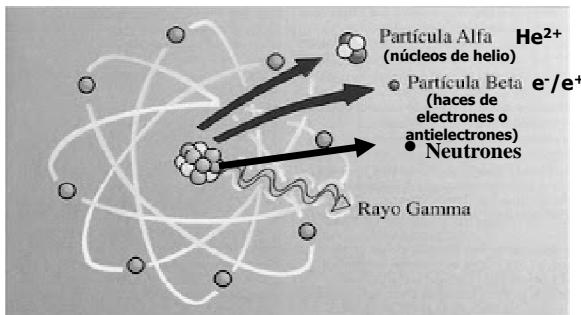
6.- Calcule la λ de un fotón que tiene una energía igual a $7,95 \cdot 10^{-18} \text{ J}$. R: $2,49 \cdot 10^{-8} \text{ m}$

7.- ¿ Cuál es la λ de la radiación expresada en: m, nm y Å de una radio de FM que transmite en 90,90 MHz ? R: $3,30 \text{ m}$; $3,30 \cdot 10^9 \text{ nm}$; $3,30 \cdot 10^{10} \text{ Å}$

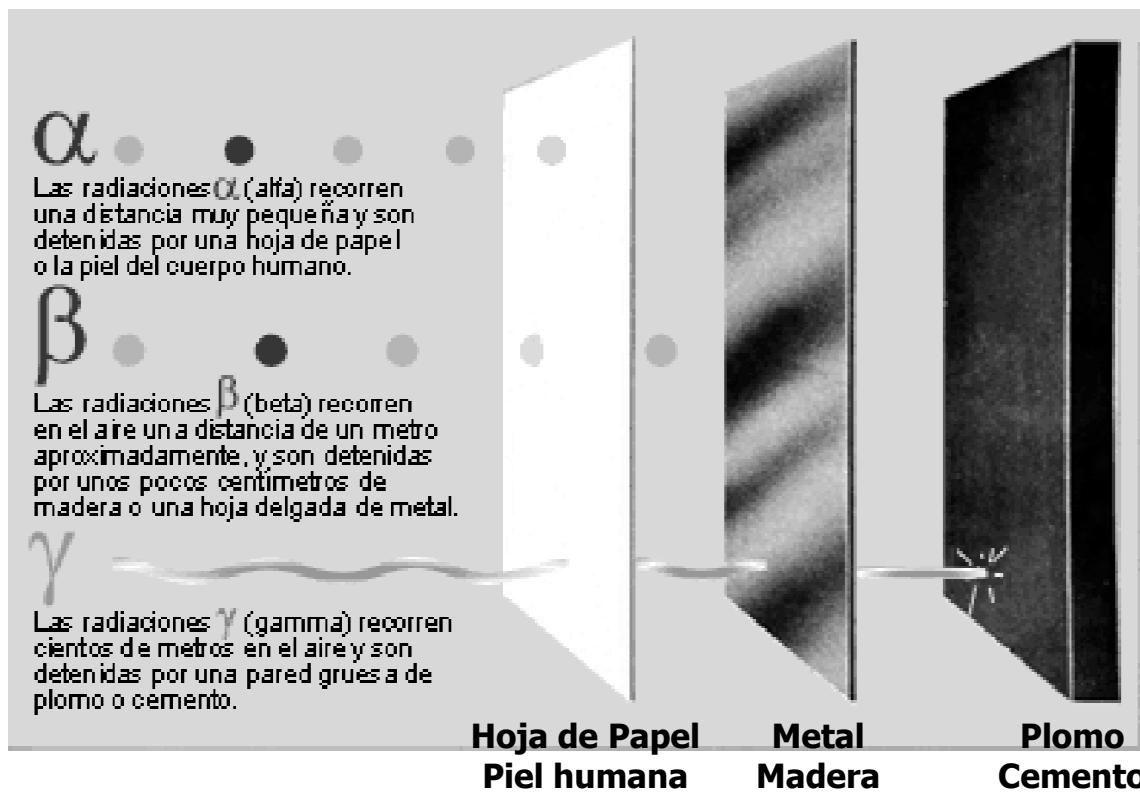
8.-¿Cuál es la energía de la radiación amarilla que tiene una λ igual a 500 nm? R: $3,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

RADIACTIVIDAD

Descomposición espontánea de átomos que tienen núcleos inestables $\xrightarrow{\text{provoca}}$ *Emisión de Rayos α , β y γ y Neutrones.*



Poder Penetrante de las Radiaciones



Radiaciones

La clasificación de los diferentes tipos de radiación se realizó entre los años 1898 y 1902. Ernest Rutherford, por entonces un joven estudiante de investigación en el Cavendish Laboratory, identificó dos tipos de "rayos" radiactivos que designó con las letras griegas alfa y beta. El esquema obedecía, entre otras propiedades, a la capacidad de penetración de la radiación en la materia, siendo la radiación alfa mucho menos penetrante que la beta. A mediados de 1902 añadió un tercer tipo, todavía más penetrante que los anteriores, que denominó gamma. Hoy en día sabemos que la radiación alfa consiste en la emisión de núcleos de helio (formados por dos protones y dos neutrones) por parte de un núcleo atómico inestable, la radiación beta son electrones o positrones emitidos en el proceso de desintegración beta y los rayos gamma son fotones de alta energía.

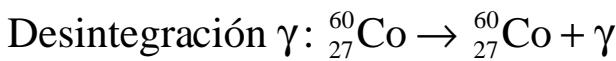
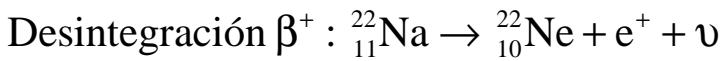
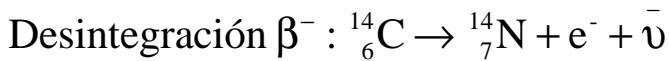
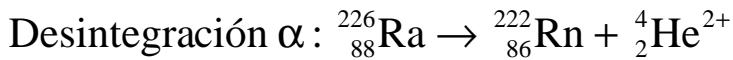
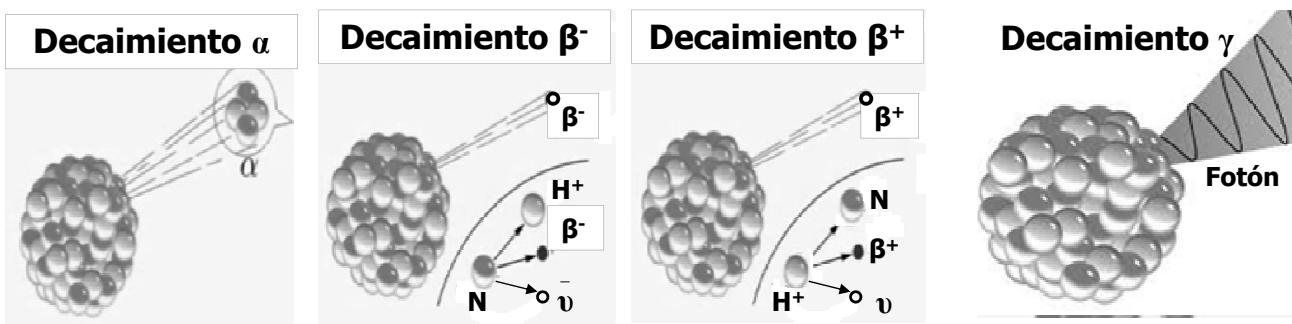
Las partículas alfa emitidas por los radionucleidos naturales no son capaces de atravesar una hoja de papel o la piel humana y se frenan en unos pocos centímetros de aire. Sin embargo, si un emisor alfa es inhalado (por ejemplo, el ^{210}Po), ingerido o entra en el organismo a través de la sangre (por ejemplo una herida) puede ser muy nocivo.

Las partículas beta son electrones (radiación β^-) o antielectrones (radiación β^+). Los de energías más bajas son detenidos por la piel, pero la mayoría de los presentes en la radiación natural pueden atravesarla. Al igual que los emisores alfa, si un emisor beta entra en el organismo puede producir graves daños.

Los rayos gamma son los más penetrantes de los tipos de radiación descritos. La radiación gamma suele acompañar a la beta y a veces a la alfa. Los rayos gamma atraviesan fácilmente la piel y otras sustancias orgánicas, por lo que puede causar graves daños en órganos internos. Los rayos X caen en esta categoría (también son fotones) pero con una capacidad de penetración menor que los gamma. Si bien ambas son radiaciones, se mantiene la nomenclatura gamma y X debido a la causa que las produce: mientras que los rayos gamma son de origen nuclear (reestructuración del núcleo atómico), los rayos X tienen su origen en la reestructuración de los electrones en la corteza atómica.

A los tipos de radiación clasificados por Rutherford, debe añadirse la radiación por neutrones, que aparece en la naturaleza en el proceso de fisión espontánea. Los neutrones tienen mayor capacidad de penetración que los rayos gamma, y sólo puede detenerlos una gruesa barrera de hormigón, agua o parafina (compuestos muy ricos en hidrógeno).

Química Nuclear



Relación entre la Masa y Energía

En las reacciones ordinarias que se llevan a cabo en el laboratorio se cumplen los principios de Conservación de la Masa y Conservación de la Energía. Sin embargo en las reacciones nucleares se verifican variaciones de estas magnitudes. En estas reacciones se cumple el principio mas general de conservación de la masa y la energía establecida por Albert Einstein en 1905.

$$E=mc^2$$

En una reacción nuclear acompañada de cambios energéticos se experimenta variación de masa.

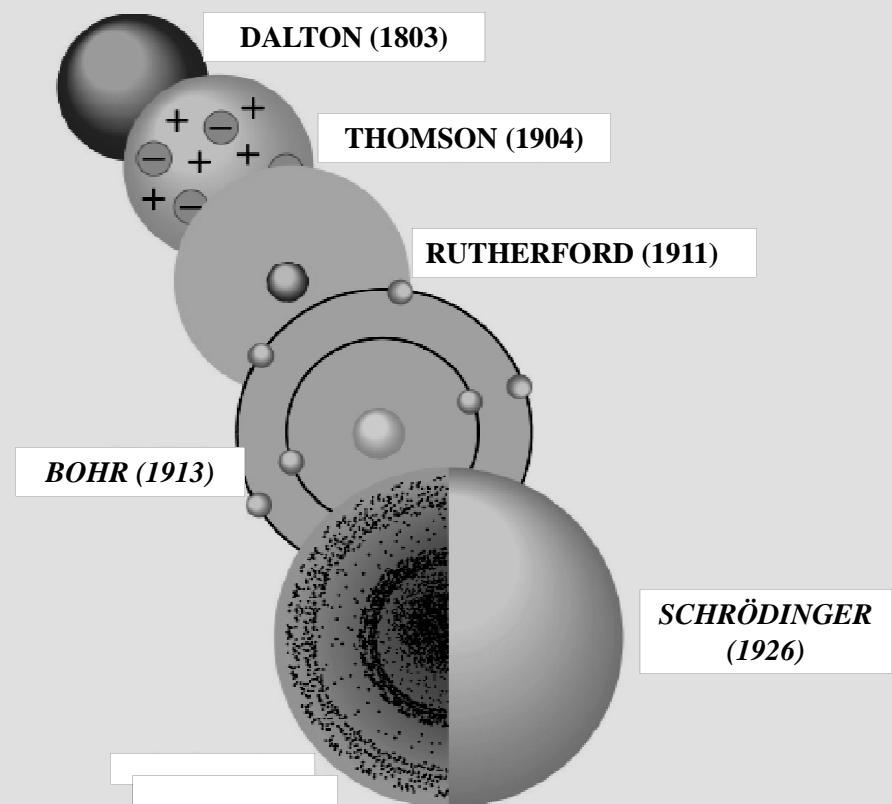
Ejercicios:

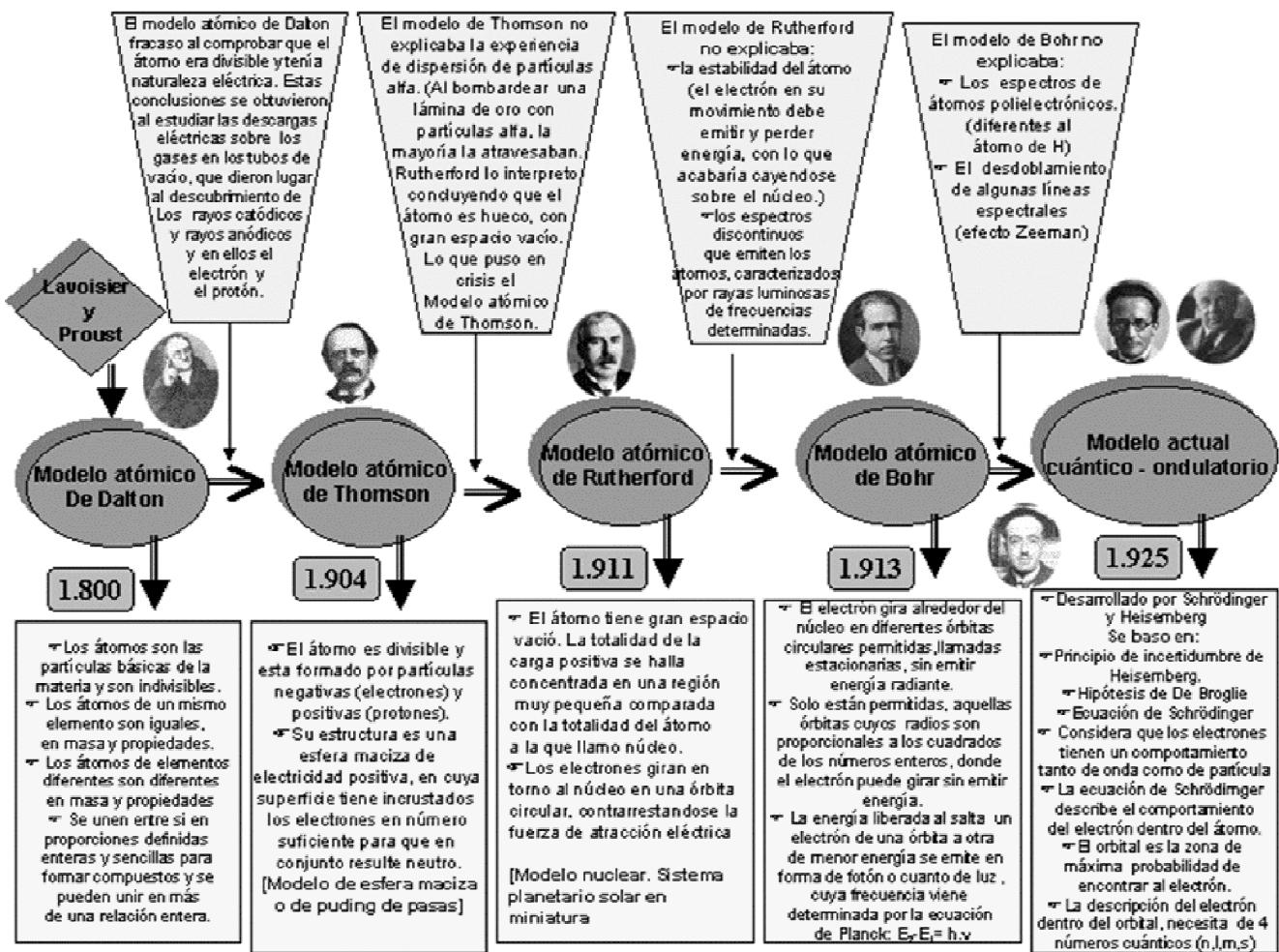
1- Determine la energía liberada cuando se destruyen 150 pg de materia. R: $1,35 \cdot 10^4$ J

2- Calcule el aumento de masa, expresada en Kg, que se produce cuando en una reacción nuclear se absorbe una energía de $5 \cdot 10^9$ kJ. R: $5,5 \cdot 10^{-5}$ kg

11

MODELOS ATÓMICOS



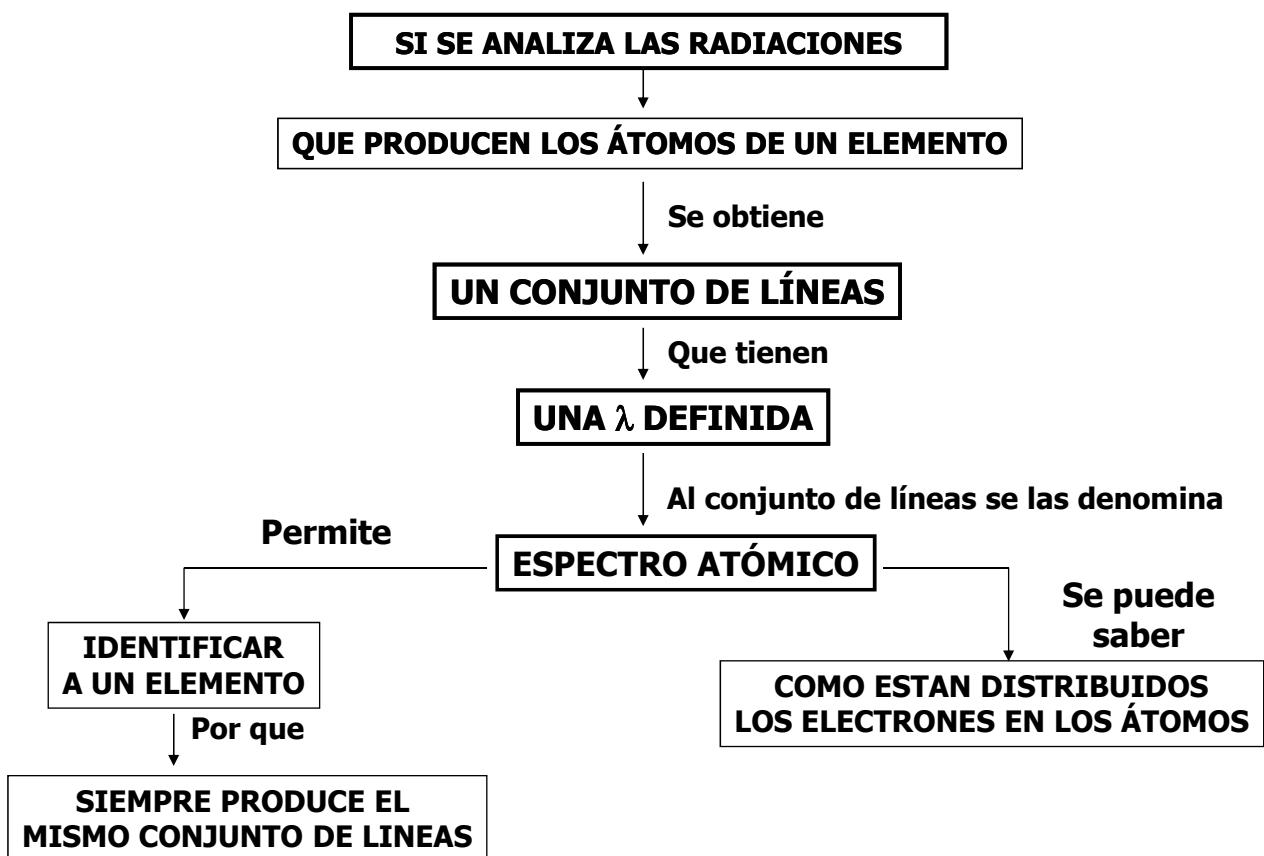
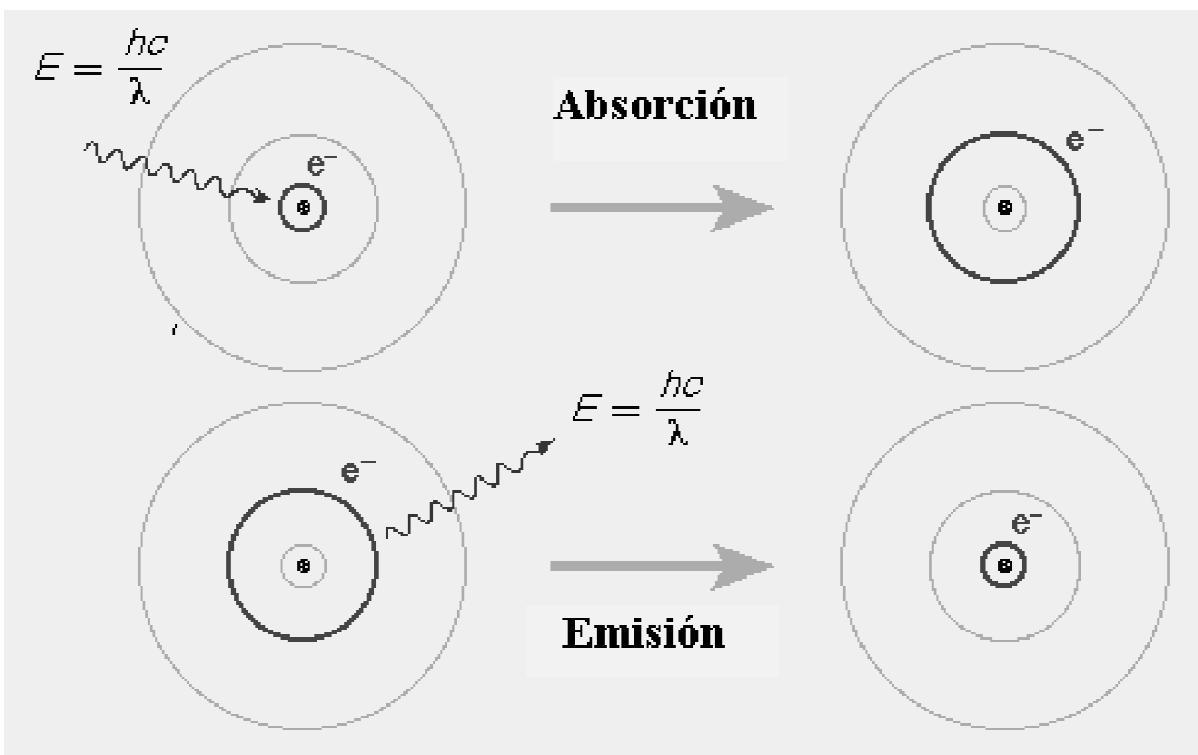


MODELO ATOMICO DE NIELS BOHR

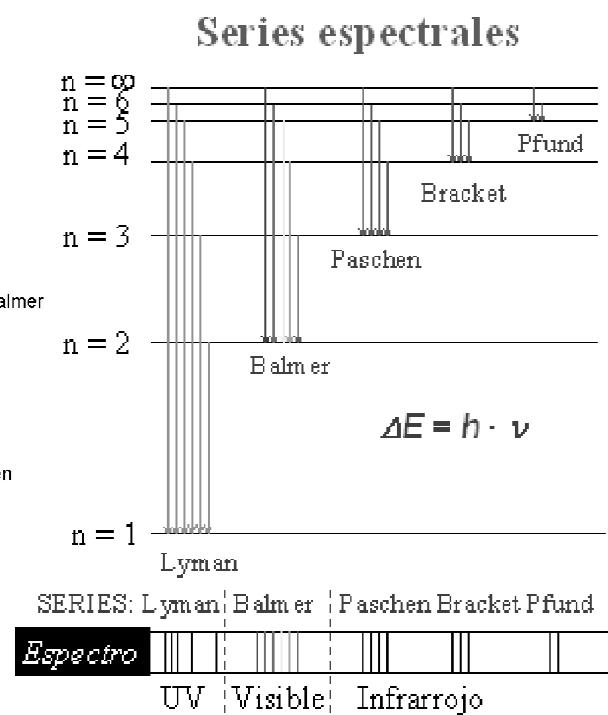
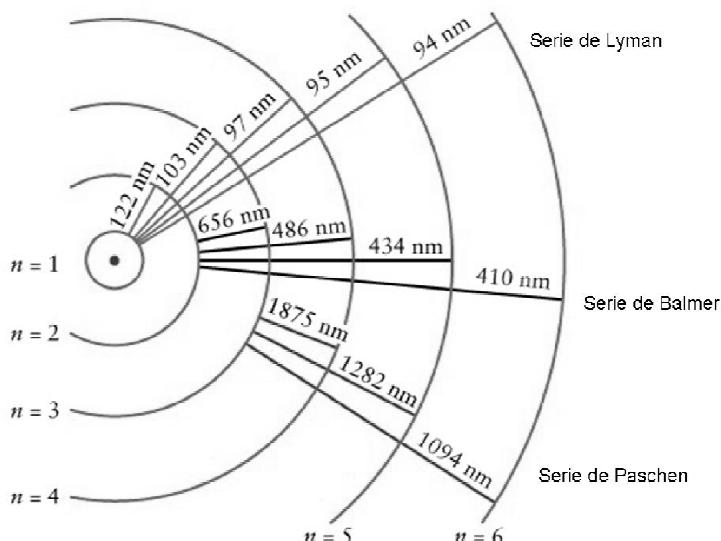
El modelo atómico de Bohr o de Bohr-Rutherford es un modelo clásico del átomo, pero fue el primer modelo atómico en el que se introduce una cuantización a partir de ciertos postulados.

La teoría de Bohr aplicada al átomo de hidrógeno tiene cuatro postulados:

- 1.- El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares permitidas.
- 2.- Cada órbita permitida tiene una energía definida, es decir la energía está cuantificada.
- 3.- Cuando el electrón se halla en una órbita permitida es estable, es decir no irradia energía, sólo puede ganar o perder energía cuando pasa de una órbita permitida a otra.
- 4.- Para que el electrón se halle en una órbita permitida debe cumplir con la condición cuántica, la cual establece que el momento angular del electrón debe ser un múltiplo entero de la cantidad ($h/2\pi$).



SERIES ESPECTRALES DEL HIDRÓGENO



SERIES ESPECTRALES DEL HIDRÓGENO

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{siendo } n_1 < n_2 \quad R_H = 10967758.341 \pm 0.001 \text{ m}^{-1}$$

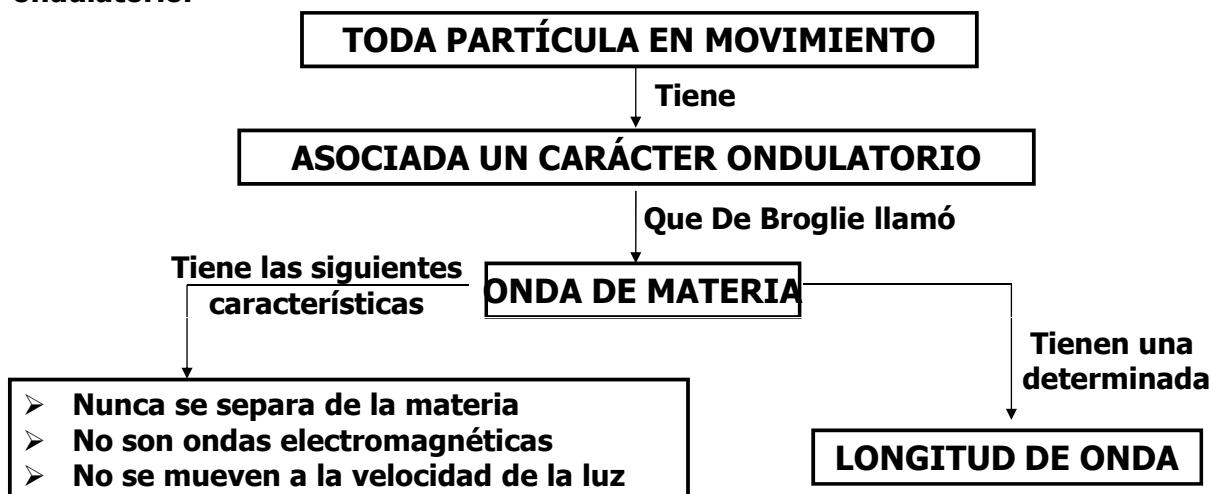
NOMBRE DE LA SERIE	FECHA DE DESCUBRIMIENTO	VALORES DE n_1 Y n_2	REGIÓN DEL ESPECTRO
Lyman	1906 - 1914	$n_1 = 1, n_2 = 2, 3, 4, \dots$	Ultravioleta
Balmer	1885	$n_1 = 2, n_2 = 3, 4, 5, \dots$	Ultravioleta-visible
Paschen	1908	$n_1 = 3, n_2 = 4, 5, 6, \dots$	Infrarrojo cercano
Brackett	1922	$n_1 = 4, n_2 = 5, 6, 7, \dots$	Infrarrojo intermedio
Pfund	1924	$n_1 = 5, n_2 = 6, 7, 8, \dots$	Infrarrojo lejano

Ejercicios.

- Calcule la longitud de onda de la radiación emitida por un átomo de hidrógeno cuando un electrón realiza una transición entre los niveles $n_1=2$ y $n_2=3$. ¿A qué serie espectral corresponde? $R=6560 \text{ \AA}$ - Serie de Balmer.
- Un átomo de hidrógeno inicialmente en su estado fundamental absorbe una radiación de 95 nm. ¿A qué estado superior se excita?

DUALIDAD ONDA-PARTÍCULA (DE BROGLIE -1924)

De Broglie partiendo de que la luz tiene un comportamiento dual postulo que toda porción de materia que se encuentre en movimiento tiene asociado un carácter ondulatorio.



$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

h: constante de Planck; $6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J.S}$
m: masa de la partícula
v: velocidad de la partícula

1.- Calcula la longitud de onda de De Broglie asociada a una persona de 70 kg que se mueve a una velocidad de 2 m/s. R: $4,72 \cdot 10^{-36} \text{ m}$

2.- ¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie asociada a un virus de 10^{-18} g de masa que se mueve por la sangre con una velocidad de 0,20 m/s. R: $3,31 \cdot 10^{-12} \text{ m}$

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG (1926)

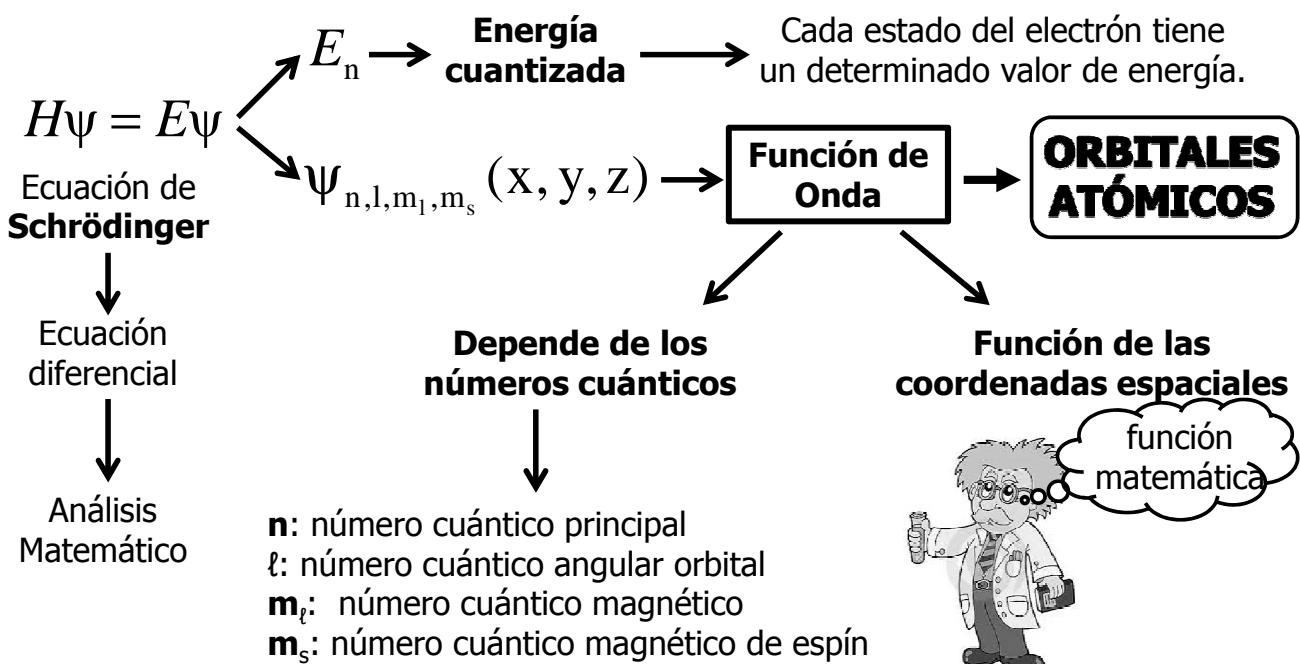
"Es imposible conocer con certeza el momento lineal p (definido como la masa x velocidad) y la posición de una partícula simultáneamente".

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$$

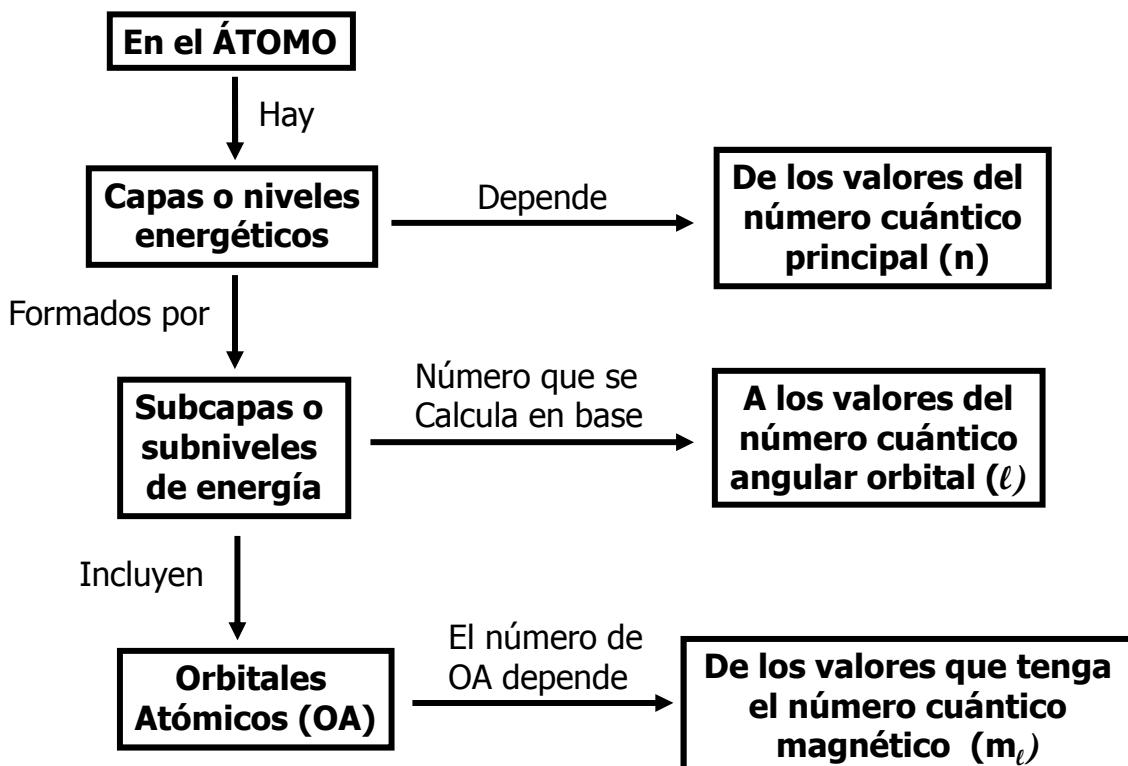
Δp: variación de la cantidad de movimiento.
Δx: variación de la posición de la partícula.
h: constante de Planck.

Por lo tanto es imposible conocer simultáneamente y en forma precisa la posición y la velocidad del electrón para trazar su trayectoria cuando se mueve alrededor del núcleo.

Teoría Cuántica



En la teoría cuántica el comportamiento de los electrones se describe por medio de una función de onda que tiene una energía definida (cuantizada). La función de onda no tiene significado físico, si lo tiene la función al cuadrado $|\psi|^2$, llamada densidad de probabilidad.²¹



Número Cuántico Principal (n)

Puede tomar valores enteros positivos ($n=1, 2, 3\dots$). Está relacionado con la distancia promedio del electrón al núcleo. En base a este número se puede saber la energía del electrón. A cada valor de n se le asigna una letra mayúscula (K, L, M,...) que indica la capa o nivel energético.

n	Niveles Energéticos (Capas)	Máximo número de electrones: $2n^2$	Energía
1	K	2	aumenta ↓
2	L	8	
3	M	18	
4	N	32	
5	O	:	
6	P	:	
7	Q	:	

23

Número Cuántico Orbital (ℓ)

Define el número de subniveles (subcapas) que hay en cada nivel energético, indica el subnivel de energía y está relacionado con la "forma" del orbital. Puede tomar los valores $\ell=0, 1, 2, \dots, n-1$.

n	ℓ	Subnivel	Número de electrones en cada subnivel : $2(2\ell + 1)$
1	0	s	2
2	0	s	2
	1	p	6
3	0	s	2
	1	p	6
	2	d	10
4	0	s	2
	1	p	6
	2	d	10
	3	f	14

Número Cuántico Magnético (m_l)

Indica el número de OA presentes en un subnivel determinado y describe la orientación espacial de los mismos.

Puede tomar los valores $m_l = -l, -l+1, \dots, 0, \dots, l-1, l$.

ℓ	m_ℓ	OA	Número de orientaciones de los OA
s	0	s	1
p	-1	p_x	3
	0	p_y	
	+1	p_z	
d	-2	d_{xy}	5
	-1	d_{yz}	
	0	d_{xz}	
	+1	d_{z^2}	
	+2	$d_{x^2-y^2}$	

Número Cuántico Magnético de Espín (m_s)

Indica la propiedad magnética que tienen los electrones. Permite inferir como se comportan las sustancias ante la presencia de un campo magnético (imán). Puede tomar los valores $m_s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$. Cada valor representa un estado cuántico.

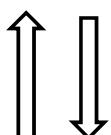
$m_s = +\frac{1}{2}$ (espín superior: α)



$m_s = -\frac{1}{2}$ (espín inferior: β)



Electrones apareados



Electrones desapareados



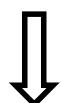
"Forma" de los Orbitales Atómicos

$$\Psi_{n, l, m_l, m_s}(x, y, z) \longrightarrow \text{Función de las coordenadas espaciales}$$

Para poder representarla se necesita un espacio tetradimensional – tres variables independientes (x, y, z) y una variable dependiente Ψ . Como esto es imposible



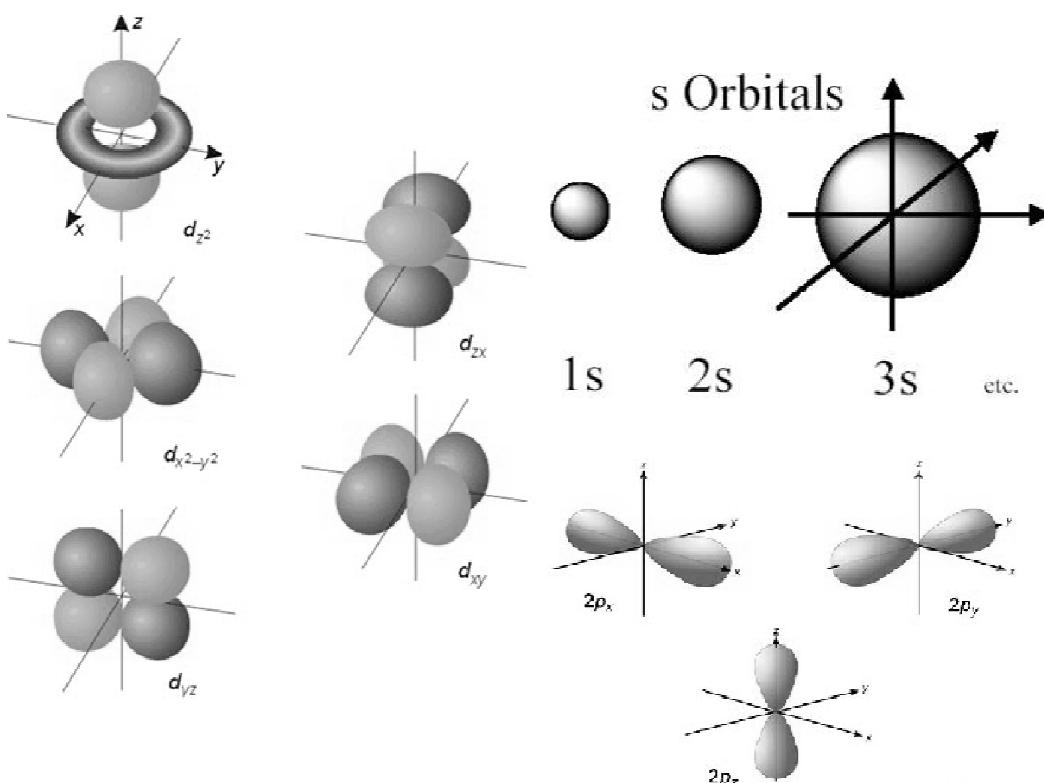
$$\Psi_{n, l, m_l, m_s}(x, y, z) = \text{constante}$$



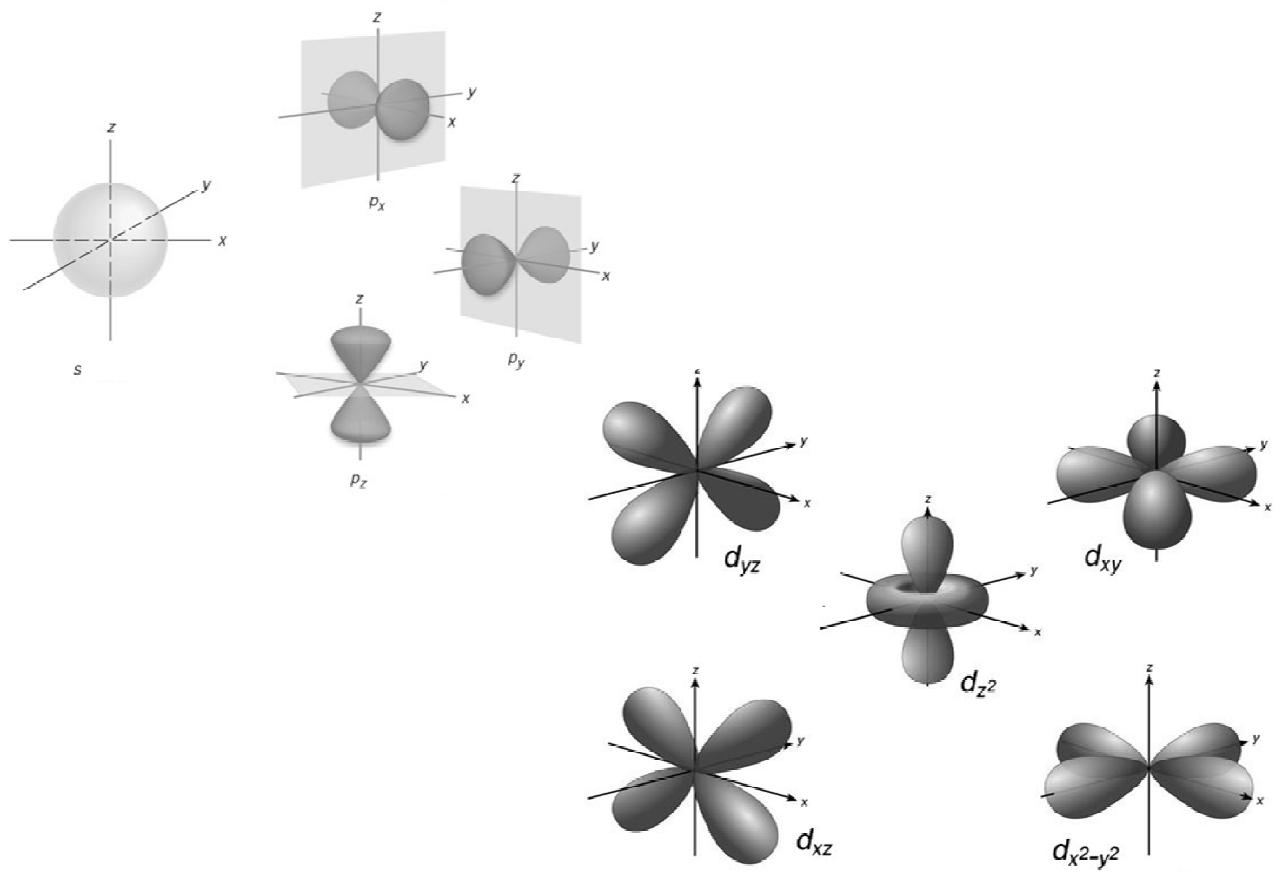
Isosuperficies de OA

27

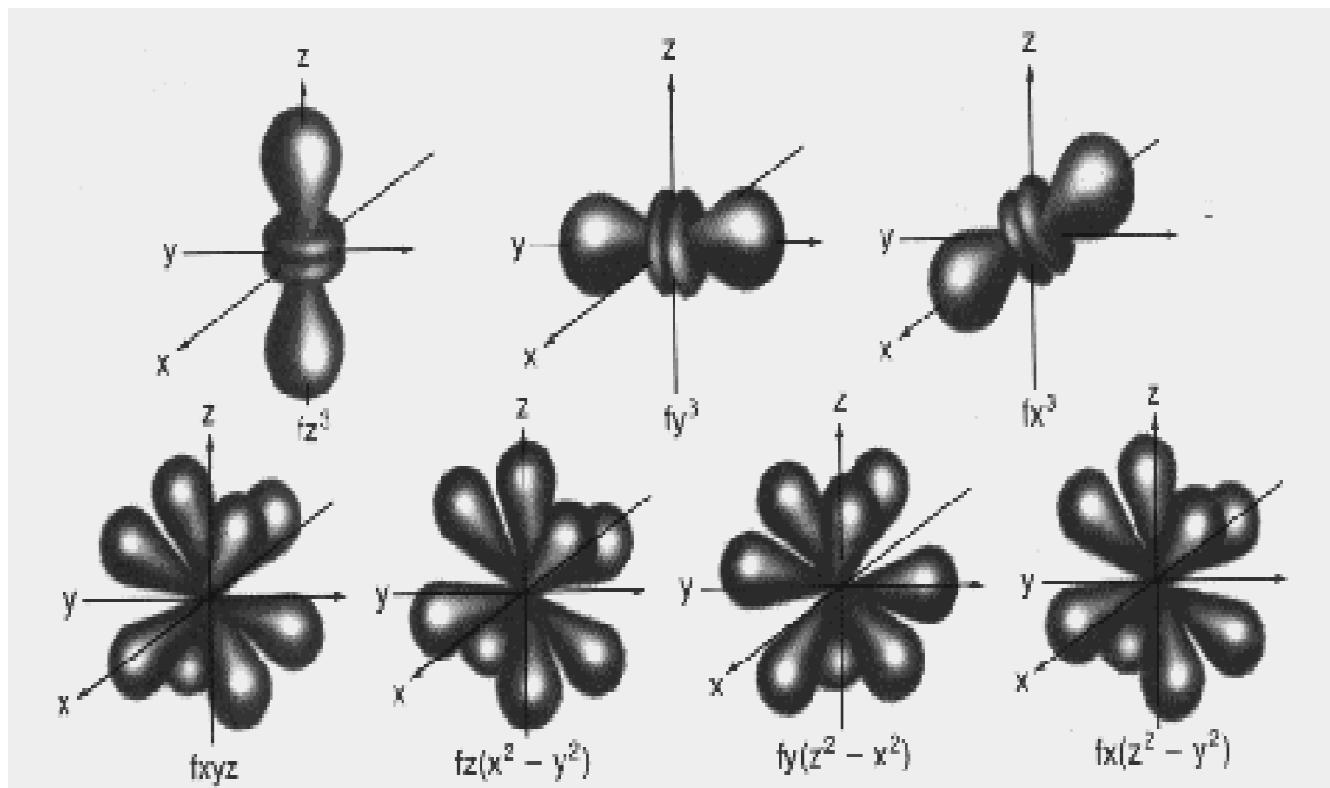
Orbitales Atómicos s, p y d



Orbitales Atómicos s, p y d



Orbitales Atómicos f



Capacidad de Niveles, Subniveles y Orbitales

- 1) Cada nivel principal de número cuántico n , tiene un total de n subniveles.
- 2) Cada subnivel de número cuántico ℓ tiene un total de $(2\ell + 1)$ orbitales.
- 3) Cada orbital puede tener hasta dos electrones con espines opuestos. El número máximo de electrones en un subnivel es $2(2\ell + 1)$.
- 4) El número total de electrones en un nivel es $2n^2$

Subnivel	Nº de electrones
$s(\ell = 0) \rightarrow 1$ orbital	2
$p(\ell = 1) \rightarrow 3$ orbitales	6
$d(\ell = 2) \rightarrow 5$ orbitales	10
$f(\ell = 3) \rightarrow 7$ orbitales	14

Capa	K	L	M	N
n	1	2	3	4
subnivel	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f

31

Estructura Atómica – Configuración electrónica

La configuración electrónica del estado fundamental de un átomo o ión es el arreglo de los electrones con la menor energía posible.

Principio de aufbau: Los OA de mas baja energía se llenan primero, de acuerdo al orden: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow \dots$

Principio de exclusión de Pauli: Dos electrones en un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

Regla de Hund: si están disponibles dos o mas orbitales de igual energía, primero se realiza el semillenado.

Orden de ubicación de los OA

$X_z : 1s \underbrace{2s}_{K} \underbrace{2p}_{L} \underbrace{3s}_{M} \underbrace{3p}_{M} \underbrace{3d}_{N} \underbrace{4s}_{N} \underbrace{4p}_{N} \underbrace{4d}_{N} \underbrace{4f}_{N} \dots \dots \dots$

Símbolo
atómico

32

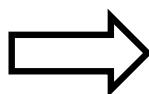
Orden de llenado de los subniveles

La **regla de mínima energía ($n+l$)** permite determinar el orden de llenado de los subniveles. Para dos subniveles dados se llena primero el que de menor ($n+l$). En caso de tener el mismo valor, se llena primero el que tiene menor número cuántico principal (**n**).

a) 2s:

2p:

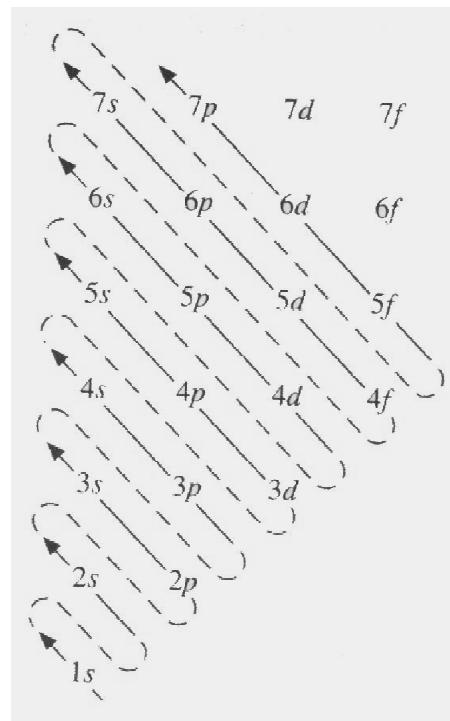
b) 3d:



4s:

c) 4p:

5s:



Regla de las diagonales

33

Diagrama Orbital

El **diagrama orbital** indica la distribución de los electrones **dentro de los orbitales**.

Representando con flechas $\uparrow\downarrow$ el estado cuántico del espín del electrón:

$$ms = +1/2 (\uparrow) ; ms = -1/2 (\downarrow)$$

Cada orbital se representa como:



En cada orbital como máximo podemos poner dos electrones con espines opuestos

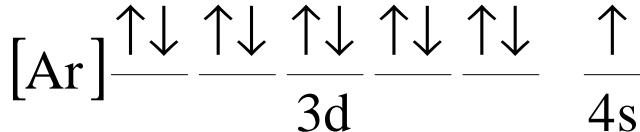
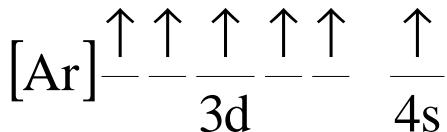


34

Ejercitación

- Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos: a) nitrógeno, b) c) argón, d) silicio, e) potasio, f) oxígeno y g) arsénico.
- Escriba la configuración electrónica de los elementos a) N, b) Si, c) S, d) Ti, e) Fe y f) Zn y aplique el análisis orbital a los subniveles "p" o "d" según corresponda. Indique cuantos electrones desapareados tienen.
- Escriba la configuración electrónica de los siguientes iones de elementos Representativos. Determine el número de: protones, electrones y neutrones en cada caso.
a) $^{26}_{12}\text{Mg}^{2+}$; **b)** $^{34}_{16}\text{S}^2-$; **c)** $^{15}_{7}\text{N}^{3-}$; **d)** $^{41}_{19}\text{K}^+$; **e)** $^{75}_{33}\text{As}^{3+}$
- Escriba la configuración electrónica de los siguientes iones de elementos de transición y aplicando el análisis orbital al subnivel 3d determine cuantos electrones desapareados tiene cada ión: a) Fe^{2+} , b) Cu^+ , c) Ni^{3+} , d) Cr^{3+} , e) Mn^{2+} .

Casos Especiales



Los subniveles semillenos y completamente llenos le dan al átomo una estabilidad superior a las configuraciones $[\text{Ar}] \ 3d^4 \ 4s^2$ y $[\text{Ar}] \ 3d^9 \ 4s^2$ respectivamente.

CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

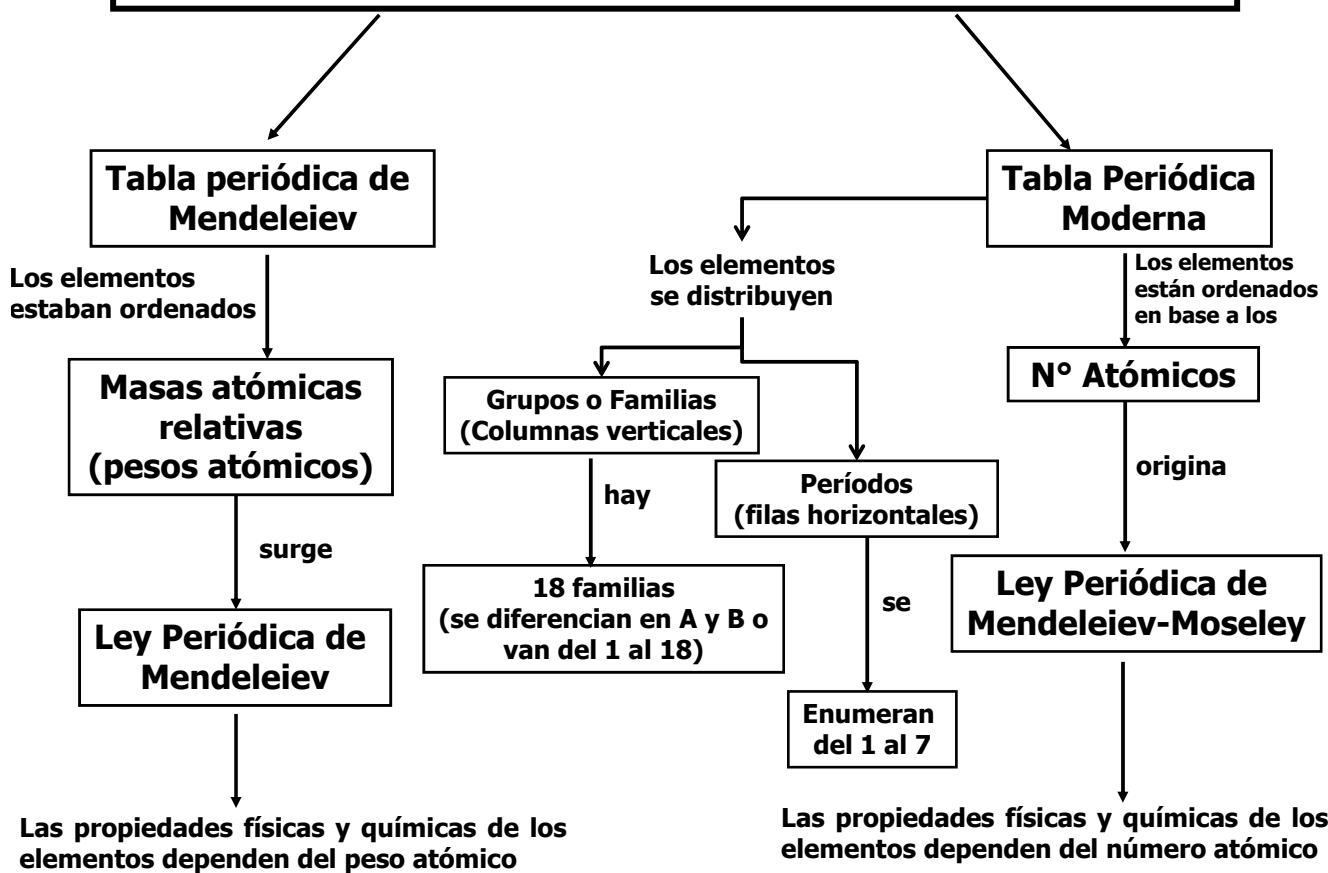


Tabla Periódica

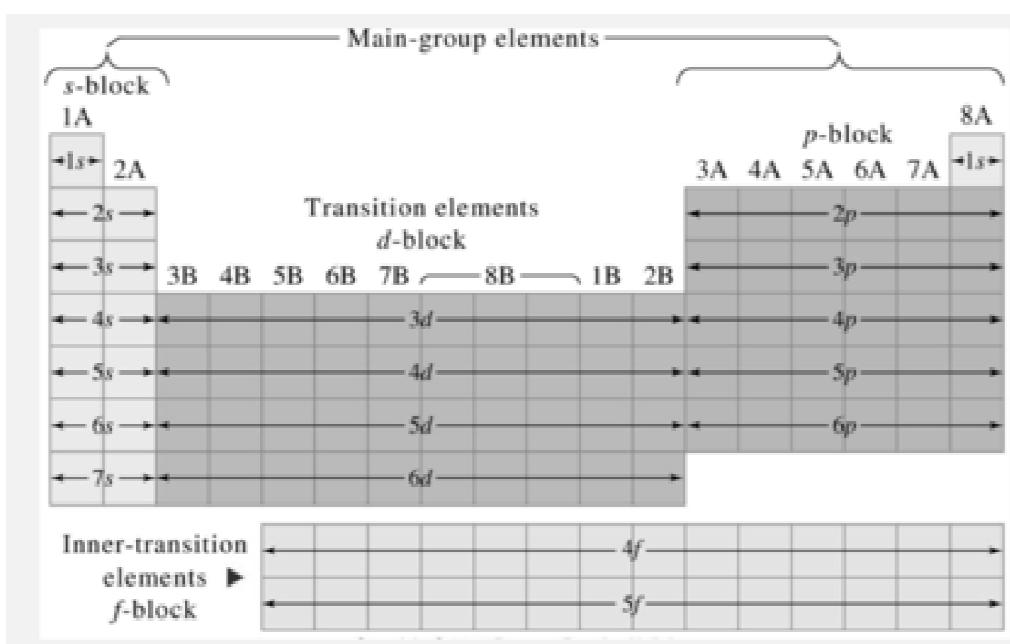
La tabla periódica está organizada en base a las configuraciones electrónicas de los átomos, tiene dieciocho columnas verticales llamadas **grupos o familias** y siete filas horizontales llamadas **períodos**, que empiezan en un metal alcalino y terminan en un gas noble.

La IUPAC aconseja numerar los grupos del uno al dieciocho. Las tablas de uso corriente distinguen dos tipos de grupos, los A y los B. Hay ocho grupos A y ocho grupos B.

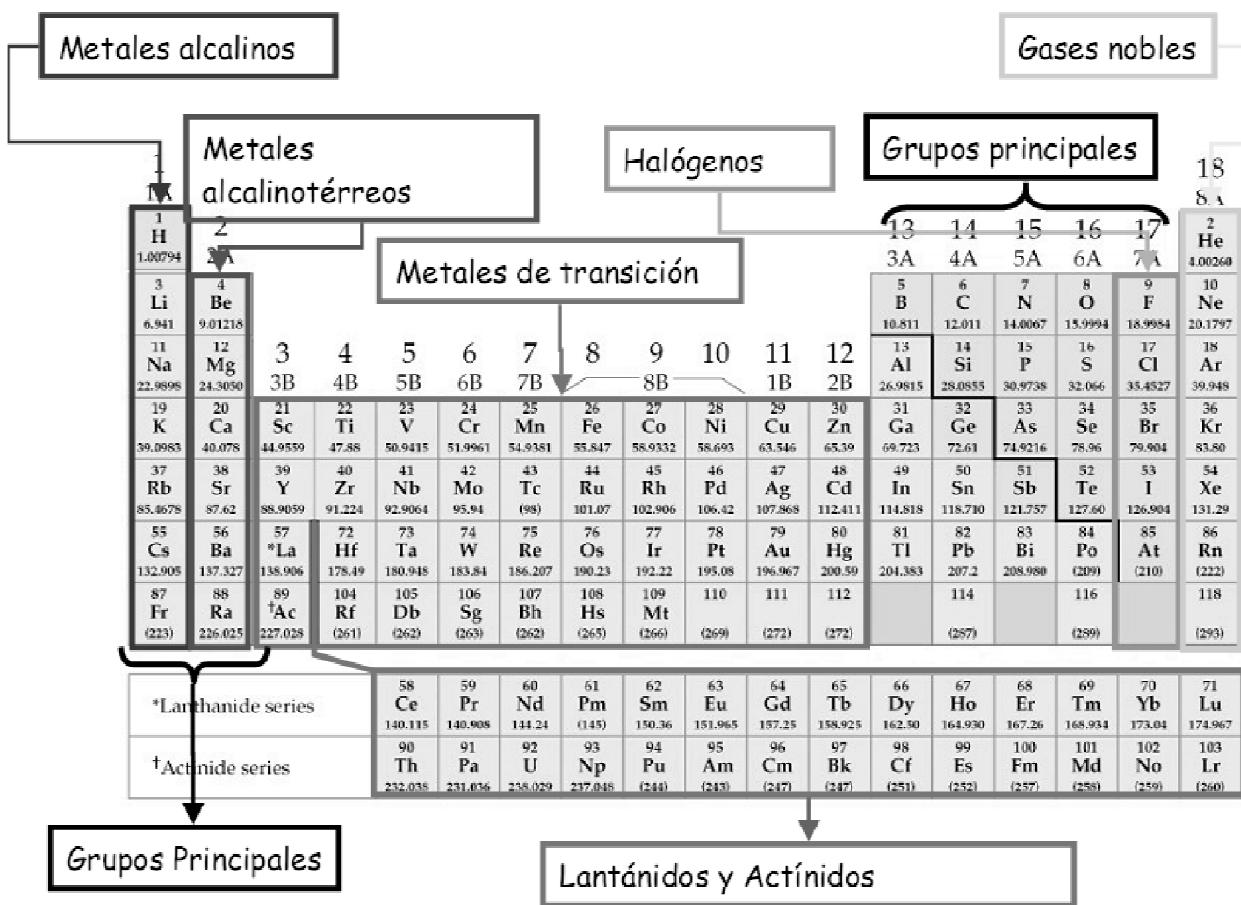
El **número de período** al que pertenece un elemento coincide con el número de niveles de energía en donde el átomo aloja sus electrones. En los elementos de los **Grupos A**, el **número de grupo** informa sobre el número de electrones de valencia que tienen sus átomos. Éstos son los que intervienen en la formación de los enlaces químicos.

37

Tabla Periódica



38



39

Elementos Representativos: (bloques s y p)

Son los elementos de los grupos A de la tabla periódica, en los que el último electrón se añade a un orbital s o p, con excepción del helio.

Cada grupo tiene nombre específico

Grupo IA : Metales alcalinos

Grupo IIA: Metales alcalino térreos

Grupo IIIA: Térreos

Grupo IVA: Carbonoides

Grupo VA: Pnicturos o nitrogenoides

Grupo VIA : Anfígenos o calcógenos

Grupo VIIA : Halógenos

Grupo VIIIA: Gases nobles o inertes

La configuración electrónica externa para los elementos representativos es:

$n s^x n p^y$

$n = 1, 2, 3, \dots, 7$

$x = 1 \text{ y } 2$

$y = 0 \text{ a } 6$

40

Elementos de Transición (bloque d)

Son aquellos que llenan los subniveles "d" de la penúltima capa. Se hallan ubicados en el centro de la tabla periódica, en los periodos 4, 5 y 6.



La configuración electrónica de la capa de valencia es:

$$(n - 1) \text{ d}^x \quad n \text{ s}^y$$

Penúltima
capa

Última
capa

No contiene electrones en los subniveles np

$$\left\{ \begin{array}{l} n = 4, 5 \text{ y } 6 \\ x = 1 \text{ a } 10 \\ y = 1 \text{ a } 2 \end{array} \right.$$

41

Elementos de transición interna (bloque f)

En general, los electrones se van añadiendo a los orbitales f de la antepenúltima capa.

Todos son metales. Están localizados entre los grupos IIIB y IVB.



La configuración electrónica externa de la capa de valencia es:

$$(n - 2) f^x \quad (n - 1) d^y \quad n s^2$$

Antepenúltima penúltima ultima
capa capa capa

$n = 6, 7$

$x = 2 \text{ a } 14$

$y = 0 \text{ ó } 1$

42

Propiedades Periódicas

Ley periódica: "las propiedades de los elementos **son funciones periódicas de sus números atómicos**".

El punto de fusión, punto de ebullición, radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, son Propiedades Periódicas.

En este curso veremos:

1- Energía de Ionización (I)

2- Afinidad electrónica o Electroafinidad (E)

3- Electronegatividad (χ)

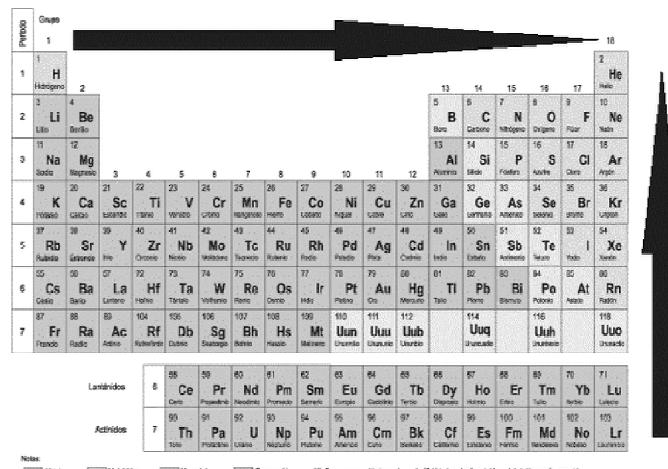
43

Energía de Ionización (I)

La energía de ionización (I) es la **mínima energía requerida** para quitar un mol de electrones a un mol de átomos en estado gaseoso y en su estado fundamental.

Unidades [energía / mol]: kJ/mol, kcal/mol, eV/mol

Equivalencias : $1\text{eV} = 23,06 \text{ Kcal} = 1,60 \cdot 10^{-16} \text{ kJ}$



I_1 Aumenta en un periodo de izquierda a derecha, (la carga nuclear efectiva aumenta en ese sentido y el electrón externo esta más fuertemente atraído).

Aumenta de abajo hacia arriba en un grupo. Al subir en un grupo, los e^- externos ocupan un nivel mas cercano al núcleo, por lo que están mas fuertemente atraídos.

Su magnitud es una medida de la fuerza con que está unido el electrón al átomo. Energías pequeñas indican una fácil eliminación de electrones y por consiguiente una fácil formación de iones positivos.

44

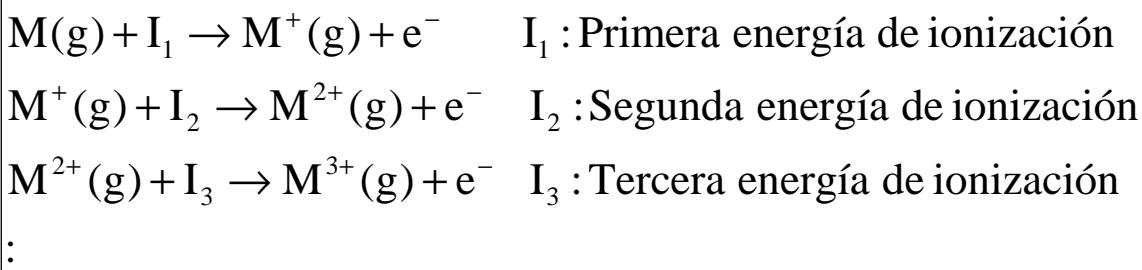


Tabla. Energía de ionización (kJ/mol)

Z	Elemento	Primera	Segunda	Tercera	Cuarta	Quinta	Sexta
1	H	1 312					
2	He	2 373	5 251				
3	Li	520	7 300	11 815			
4	Be	899	1 757	14 850	21 005		
5	B	801	2 430	3 660	25 000	32 820	
6	C	1 086	2 350	4 620	6 220	38 000	47 261
7	N	1 400	2 860	4 580	7 500	9 400	53 000
8	O	1 314	3 390	5 300	7 470	11 000	13 000
9	F	1 680	3 370	6 050	8 400	11 000	15 200
10	Ne	2 080	3 950	6 120	9 370	12 200	15 000
11	Na	495.9	4 560	6 900	9 540	13 400	16 600

Los elementos con bajos valores de I_1 , forman cationes fácilmente y conducen la electricidad en estado sólido. Las diferencias en los valores de I , explican por que los metales siempre forman cationes, y los no metales forman aniones.

El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización sirve para predecir si un elemento tenderá a formar un compuesto iónico o covalente

Energía de ionización	Tendencia del elemento	Tipo de compuesto
Baja	Perder electrones y dar iones positivos	Iónicos
Elevada	Compartir electrones	Covalentes
Muy elevada	Ganar electrones y dar iones negativos	Iónicos

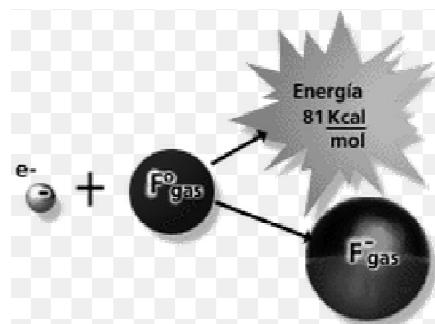
Los elementos con bajos valores de I_1 , forman cationes fácilmente y conducen la electricidad en estado sólido.

Las diferencias en los valores de I , explican por que los metales siempre forman cationes, y los no metales forman aniones.

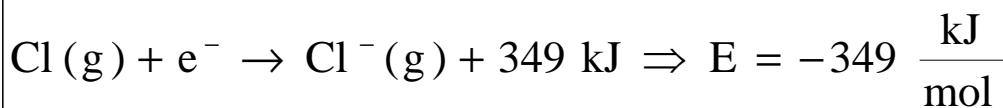
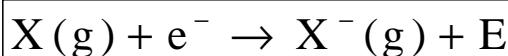
Ejercicio. Usando la tabla de energías de ionización, escriba en forma de ecuaciones: 1) la primer ionización en fase gaseosa de los siguientes elementos: a) hidrógeno, b) Litio, c) sodio. 2) La primera y segunda energía de ionización para los elementos: a) Helio, b) Berilio.

Afinidad electrónica o Electroafinidad (E)

Es la **energía desprendida** cuando se añade un mol de electrones a un mol de átomos en estado gaseoso, para formar un anión gaseoso.



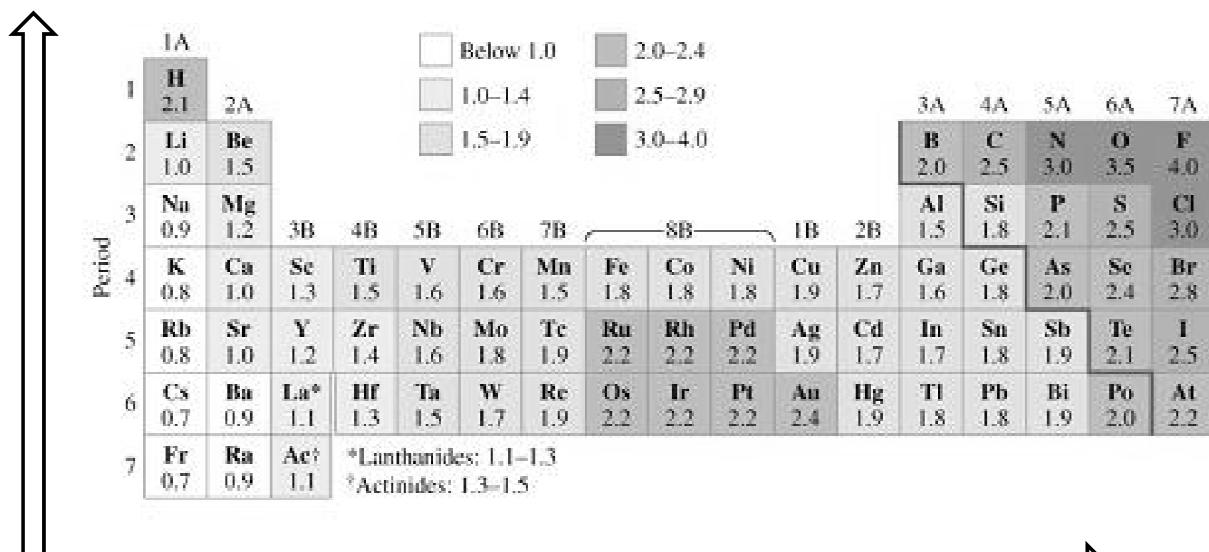
C -122	O -141 +780	F -339	Ne 0
Si -132	S -200	Cl -349	Ar 0
Ge -118	Se -195	Br -325	Kr 0



47

Electronegatividad (χ)

La electronegatividad de un elemento, es una medida de la tendencia relativa de un átomo a atraer los electrones del enlace cuando está químicamente unido a otro átomo. Pauling la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia así.



48