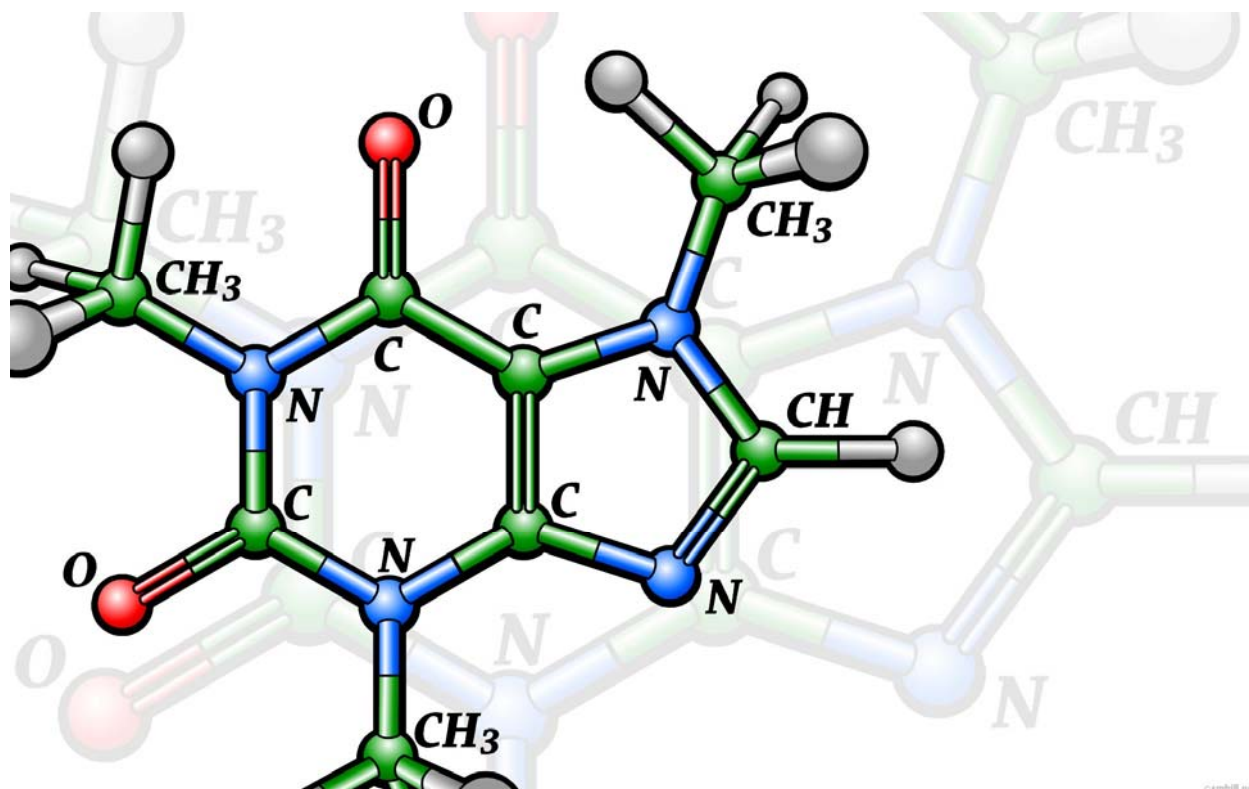


Tema 2: Estructura de la Materia



- 2.01 Radiación electromagnética y espectros atómicos.
- 2.02 Orígenes de la Teoría cuántica.
- 2.03 Modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno.
- 2.04 Principios Básicos de la Teoría cuántica
- 2.05 Modelo cuántico para el átomo de Hidrógeno.
- 2.06 Números cuánticos y orbitales. Energía de los orbitales atómicos.
- 2.07 Configuración electrónica.
- 2.08 Sistema periódico.
- 2.09 Propiedades periódicas.
- 2.10 Ejercicios Resueltos.

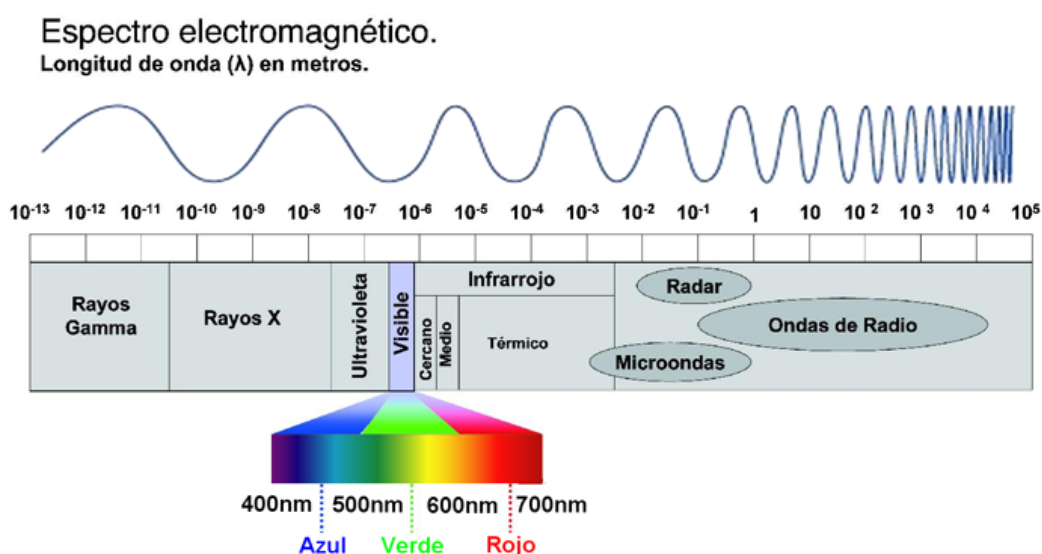
2.01.- Radiación electromagnética y espectros atómicos

Recordamos del curso anterior que una onda electromagnética consistía en la oscilación de un campo eléctrico y otro magnético en direcciones perpendiculares, entre sí, y a su vez, perpendiculares ambos a la dirección de propagación.

La radiación electromagnética viene determinada por su frecuencia “ ν ” o por su longitud de onda “ λ ”, relacionadas entre sí por:

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

Dijimos que se llamaba **espectro electromagnético** al conjunto de todas las radiaciones electromagnéticas desde muy bajas longitudes de ondas como los rayos γ (10^{-12} m) hasta kilómetros (ondas de radio).



Espectros atómicos.

Cuando a los elementos en estado gaseoso se les suministra energía (descarga eléctrica, calentamiento...) éstos emiten radiaciones de determinadas longitudes de onda.

Estas radiaciones dispersadas en un prisma de un espectroscopio se ven como una serie de rayas, y el conjunto de las mismas es lo que se conoce como **espectro de emisión**.

Igualmente, si una luz continua atraviesa una sustancia, ésta absorbe unas determinadas radiaciones que aparecen como rayas negras en el fondo continuo (**espectro de absorción**).

Series espectrales.

Las diferentes líneas que aparecieron en el espectro del hidrógeno se podían agrupar en diferentes series cuya longitud de onda es más parecida:

- Serie **Lyman**: zona ultravioleta del espectro.
- Serie **Balmer**: zona visible del espectro.
- Serie **Paschen**: zona infrarroja del espectro.
- Serie **Bracket**: zona infrarroja del espectro.
- Serie **Pfund**: zona infrarroja del espectro.

Ley de Rydberg. ②

La relación entre las longitudes de onda de las distintas rayas del espectro del hidrógeno viene dada por la expresión:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Donde n_1 y n_2 son números naturales, cumpliéndose siempre que $n_2 > n_1$, con lo que el paréntesis queda positivo. R es una constante llamada constante de Rydberg cuyo valor es: $R = 1,0968 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$.

- Si $n_1 = 1$; $n_2 = 2, 3, 4, 5, \dots$ Serie Lyman
- Si $n_1 = 2$; $n_2 = 3, 4, 5, 6, \dots$ Serie Balmer
- Si $n_1 = 3$; $n_2 = 4, 5, 6, 7, \dots$ Serie Paschen
- Si $n_1 = 4$; $n_2 = 5, 6, 7, 8, \dots$ Serie Bracket
- Si $n_1 = 5$; $n_2 = 6, 7, 8, 9, \dots$ Serie Pfund .

2.02.- Orígenes de la Teoría cuántica

El modelo de Rutherford, basado en la concentración de carga positiva en el núcleo de los átomos girando los electrones en órbitas a enorme distancia del núcleo en relación a su tamaño, explicaba la gran penetrabilidad de determinadas partículas en la materia. Sin embargo, pronto se vieron algunos inconvenientes que sugerían que debía cambiarse la teoría atómica:

- Explicación de los espectros atómicos.
- La no emisión de energía por el giro de los electrones (se sabía por entonces que al girar partículas cargadas, éstas deberían emitir energía en forma de radiación electromagnética, lo que inevitablemente conduciría a los electrones a “caer” hacia el núcleo produciendo un colapso de los átomos).

Esto iba en contra de la estabilidad observada de los átomos. Igualmente, las líneas espectrales deberían ser explicadas a partir de una nueva teoría atómica.

2.02.1.- Hipótesis de Planck. Cuantización de la energía

El estudio de estas rayas espectrales permitió relacionar la emisión de radiaciones de determinada frecuencia ν con cambios energéticos asociados a saltos electrónicos.

Planck supone algo completamente diferente. Propone:

- La energía no se emite de forma continua, sino discreta, es decir, "concentrada" en cuantos o paquetes de energía (algo muy similar a lo que ocurriría si se emitieran partículas).
- La energía correspondiente a un cuanto depende de la frecuencia de vibración de los átomos del material y viene dada por la expresión:

$$E = h \cdot \nu$$

donde $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ es la llamada cte de Planck.

- Por lo tanto, la energía emitida no puede tener cualquier valor. Sólo podrá emitirse un número entero de cuantos de energía. $E_T = n \cdot h \cdot \nu$. Se dice entonces que la **energía emitida está cuantizada**.

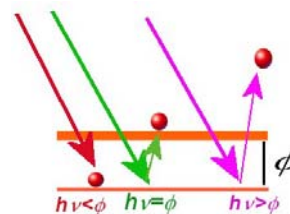
Teniendo en cuenta estas suposiciones, Planck obtiene la explicación teórica de toda la gráfica completa. Hubo que admitir, por lo tanto, que la emisión (y también la absorción, es decir, los intercambios de energía) de radiación no es continua, sino que está cuantizada.

(Una unidad que usaremos para medir energías es el electrónvoltio (eV). se define como la energía que adquiere un electrón al ser acelerado por una diferencia de potencial de un Voltio. ($1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$)

2.02.2.- Efecto fotoeléctrico. Teoría corpuscular

Algunos metales al incidir una determinada radiación sobre ellos emiten electrones. Este fenómeno es utilizado prácticamente para cerrar un circuito que, por ejemplo, abra las puertas de un ascensor...

Se sabe que la capacidad para emitir electrones no depende de la intensidad de la radiación sino únicamente de su frecuencia " ν ", es decir, un haz muy luminoso de baja frecuencia puede no producir ionización, mientras que uno mucho menos luminoso pero de mayor frecuencia, si. La frecuencia mínima para extraer un electrón de un átomo (efecto fotoeléctrico) se denomina "**frecuencia umbral**" " ν_0 ".



Einstein, aplicando la hipótesis de Plank, elaboró la **teoría corpuscular**, en la que suponía que la luz estaba formada por partículas, a los que denominó "**fotones**" cuya energía venía determinada por $E = h\nu$. Si dicha energía se igualaba o superaba a la energía de ionización se producía la ionización del electrón.

$$E.I. = h\nu_0 \quad \Leftrightarrow \quad \nu_0 = \frac{E.I.}{h}$$

Si se suministra una radiación de mayor frecuencia, el resto de la energía se transforma en energía cinética del electrón:

$$E_{\text{incidente}} = W_{\text{Extracción}} + E_{\text{cinética}} \quad \Leftrightarrow \quad h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}mv^2$$

2.03.- Modelo atómico de Bohr para el átomo de hidrógeno

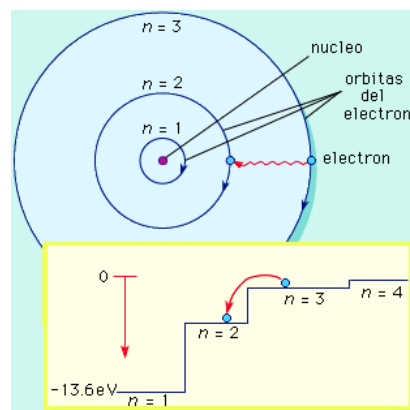
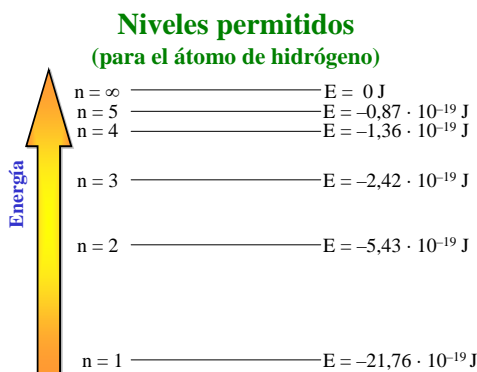
El inconveniente antes descrito presentado por el modelo de Rutherford, de que los electrones, al girar alrededor del núcleo, deberían perder continuamente energía, y en consecuencia, se precipitarían al núcleo, junto a dos nuevos hechos:

- Aparición del espectro del Hidrógeno.
- Teoría cuántica de Plank.

conducen a la formulación por parte de Bohr en 1913 de una nueva teoría atómica, que se basa en los siguientes

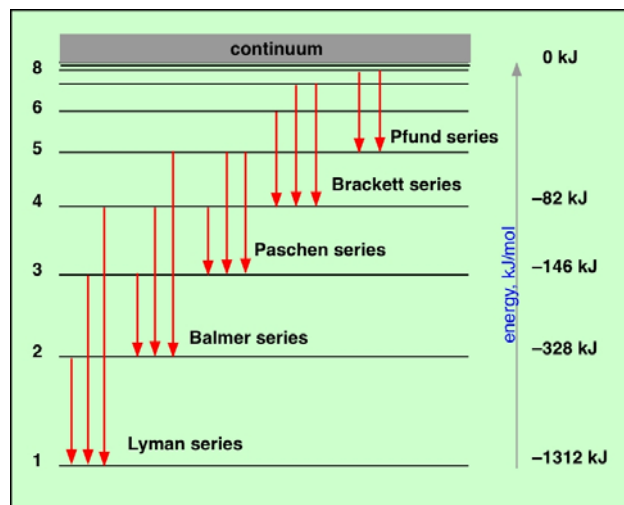
Postulados:

- "Los electrones sólo pueden girar alrededor del núcleo en ciertas órbitas permitidas en las que se cumple que: $m \times v \times r = n \times h / 2\pi$ " en donde $n = 1, 2, 3, 4...$ (número cuántico principal)
- "Los electrones al girar en estas órbitas no emiten energía".
- "Cuando un átomo recibe energía los electrones pasan a un nivel superior (estado excitado). Posteriormente, cuando el electrón vuelve a su órbita, el átomo emite un fotón correspondiente a ΔE entre ambos niveles, de frecuencia o longitud de onda determinadas ($\Delta E = h\nu$)".



Relación entre los saltos electrónicos y los espectros.

Cuando un electrón que ha saltado a niveles de mayor energía (estado excitado) y cae de nuevo a niveles de menor energía se produce la emisión de un fotón de una longitud de onda definida que aparece como una raya concreta en el espectro de emisión.



En cambio, cuando irradia una sustancia con luz blanca (radiación electromagnética continua) los electrones escogen las radiaciones de este espectro continuo para producir saltos a niveles superiores (estado excitado). Si recogemos la radiación electromagnética con la que hemos irradiado después de pasar por la sustancia vemos que le faltan una serie de líneas que corresponden con saltos electrónicos. Es lo que se denomina un espectro de absorción.

Lógicamente las líneas del espectro de emisión son las que faltan en el de absorción pues la energía para pasar de un nivel a otro es la misma suba o baje el electrón.

2.04.- Principios Básicos de la Mecánica cuántica

Dualidad onda-corpúsculo (De Broglie/1924):

De Broglie unifica las dos teorías existentes sobre la luz, la clásica que consideraba a la luz como una onda y la corpuscular de Einstein. **“Cada partícula lleva asociada una onda”** cuya longitud es:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Así, los electrones, cuya masa es muy pequeña, tienen un onda asociada apreciable de forma que, siendo “r” el radio de su órbita: $2\pi r = n\lambda$, siendo “n” un número natural, de forma que sólo algunas órbitas concretas estarían permitidas.

Principio de incertidumbre (Heisenberg/1927).

Esta doble condición electrónica de onda y corpúsculo ocasionó un problema sobre la posición del mismo, ya que no tiene demasiado sentido hablar de la posición de una onda. **“Es imposible conocer simultáneamente la posición y la cantidad de movimiento de una partícula”**.

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

siendo Δx la incertidumbre en la posición y Δp la incertidumbre en la cantidad de movimiento.

De esta manera, la idea de órbita perfectamente definida se sustituye por la idea de **orbital** que sería la zona del espacio alrededor del núcleo atómico en donde existiría la máxima probabilidad de encontrar un electrón. El orbital, pues, no tiene límites perfectamente definidos.

Orbitales atómicos.

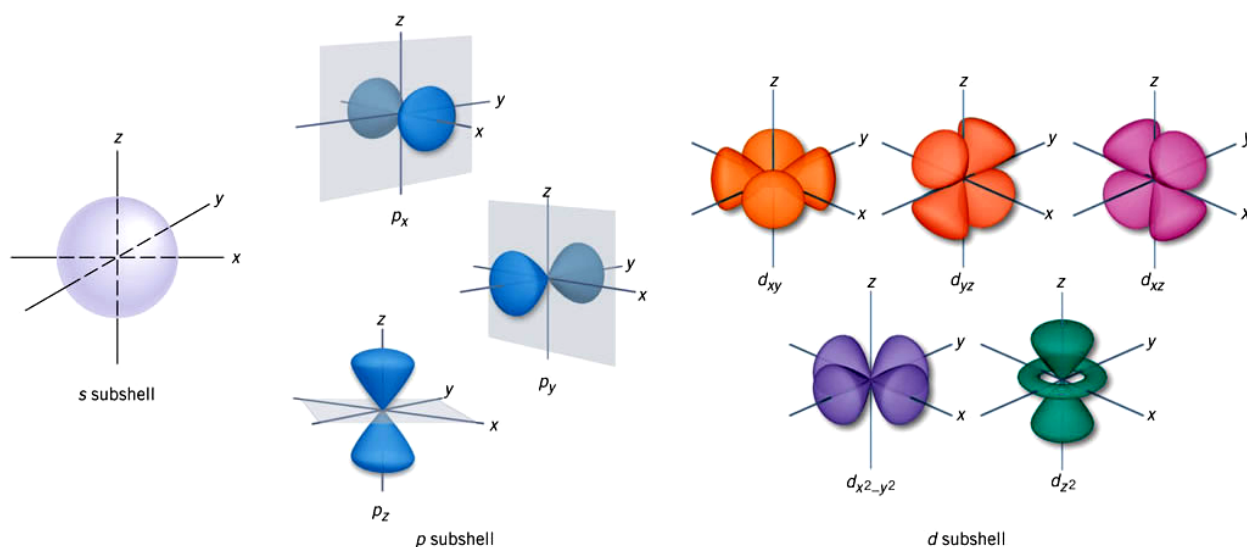
Según ya sabemos los electrones de un átomo se sitúan en orbitales, los cuales tienen capacidad para situar dos de ellos, según el siguiente esquema:

- **1ª capa:** 1 orb. "s" ($2 e^-$)
- **2ª capa:** 1 orb. "s" ($2 e^-$) + 3 orb. "p" ($6 e^-$)
- **3ª capa:** 1 orb. "s" ($2 e^-$) + 3 orb. "p" ($6 e^-$) + 5 orb. "d" ($10 e^-$)
- **4ª capa:** 1 orb. "s" ($2 e^-$) + 3 orb. "p" ($6 e^-$) + 5 orb. "d" ($10 e^-$) + 7 orb. "f" ($14 e^-$)

Y así sucesivamente...

Los orbitales atómicos tienen distintas formas; así, los orbitales "s" son esféricos; sin embargo el resto de los tipos de orbitales poseen direcciones concretas en el espacio; por ejemplo cada uno de los orbitales "p" se alinea sobre cada uno de los tres ejes de coordenadas.

2.04.1.- Forma de los orbitales atómicos



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).

Schrödinger (1926) 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".

2.06.- Números Cuánticos y Orbitales

Cada electrón viene determinado por 4 números cuánticos: n , l , m (o m_l) y s (o m_s) (los tres primeros determinan cada orbital, y el cuarto “s” sirve para diferenciar a cada uno de los dos e^- que componen el mismo).

Los valores de éstos son los siguientes:

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

$$l = 0, 1, 2, 3 \dots (n-1)$$

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

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

en donde “ n ” determina el nivel energético o “capa” y “ l ” el subnivel. Así, en la primera capa $n=1$, $l=0$, es decir, existe un solo subnivel “s”; El número cuántico magnético “ m ” indicaría la dirección espacial del orbital en el subnivel, lo que en el caso de un orbital “s” ($l=0$) nos da una única dirección espacial ($m=0$). El número cuántico “ s ” (no confundir con el orbital “s”) indica el sentido de giro de cada uno de los dos electrones que comparten cada orbital; por dicha razón toma dos valores ($+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$) en todos los orbitales.

2.06.1.- 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		-1			p	2
				0				2
1	2							
3	0	0	s	2	2	18		
		1		-1			p	2
				0				2
	1	2						
	2	2	-2	d	2		10	
			-1		2			
			0		2			
1			2					
2	2							
4	0	0	s	2	2	32		
		1		-1			p	2
				0				2
	1		2					
	2	2	-2	d	2		10	
			-1		2			
			0		2			
			1		2			
	2	2						
	3	3	-3	f	2		14	
			-2		2			
			-1		2			
			0		2			
1			2					
2			2					
3	2							

2.06.2.-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 .

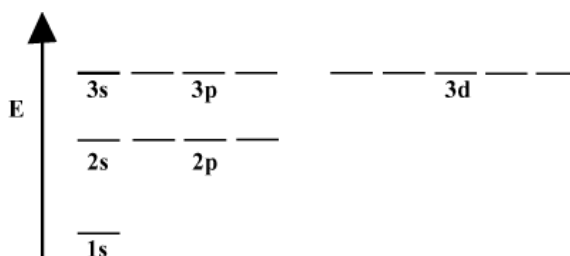
Así según esta ecuación, a mayor n , mayor energía. Por tanto podemos decir que:

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.

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

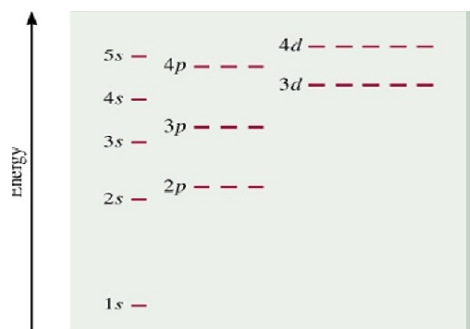
Si representamos esta energía en un gráfico, tenemos que:



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:

- 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 .



2.07.- 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 .

A la hora de representar un elemento utilizaremos la siguiente notación: ${}^A_Z X^{\pm q}$

Donde **Z es el número atómico** o número de protones, **A es el número másico**, o número de protones y neutrones ($A=Z+n$), y q es la carga en el caso de que se trate de iones.

2.07.1.- Principio de Exclusión de Pauli

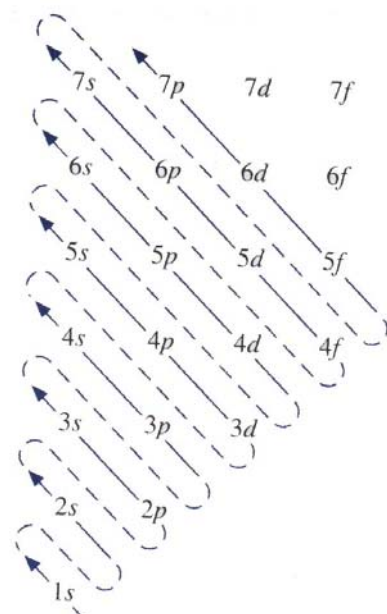
En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, por tanto, en cada orbital solo pueden haber dos electrones, uno con número cuántico magnético

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ y el otro con } m_s = -\frac{1}{2}.$$

Además fija el número máximo de electrones por nivel a $2n^2$.

2.07.2- 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 derecha. (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 ($Z=26$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

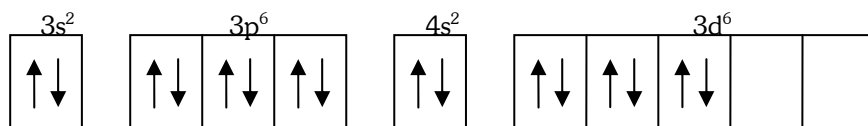
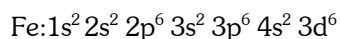
En el caso de iones se deberá sumar (aniones) o restar (cationes) tantos electrones como nos indique la carga de dicho ión:

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}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

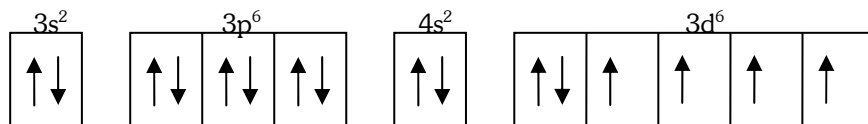
2.07.3- Principio de máxima multiplicidad de Hund

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. Cuando ya no quedan más orbitales libres, empiezan a completarse los que tenían un electrón (se habla entonces de electrones apareados, con spins opuestos).

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



Según el principio de Hund, tendríamos:

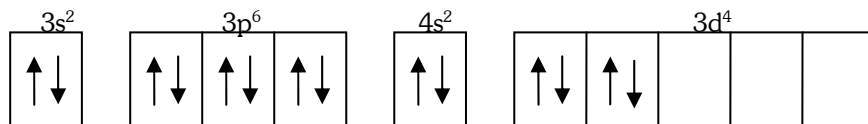


Como vemos los electrones del subnivel 3d, se recolocan ocupando todos los orbitales, y todos con espín paralelo, de forma que esta configuración electrónica es más estable.

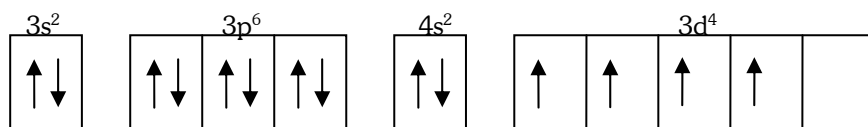
También ganan en estabilidad los elementos que presentan subniveles semillenos, vemos un ejemplo:



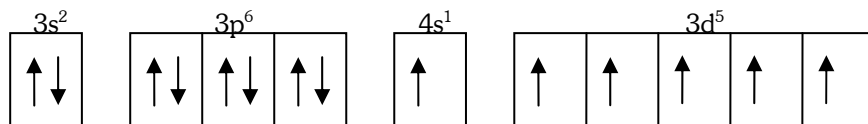
Según esto:



Pero según el principio de máxima multiplicidad de Hund tendríamos:



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



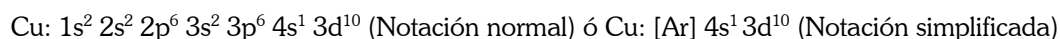
De forma que ahora el cromo presenta todos sus niveles o subniveles semillenos, ganando en estabilidad.

Esto suele ocurrir en elementos de transición y de transición interna (orbitales d y f)

La estabilidad adicional que confiere un nivel semilleno está relacionada con el principio de Hund, que favorece la presencia del mayor número posible de electrones desapareados.

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, es decir, si queremos expresar la configuración del Cobre:

Cu(Z=29) lo podemos hacer:



2.08.- 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**.

Sistema Periódico de los Elementos

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	← Triada →					VIIIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
H																			He
Li	Be	← Elementos de Transición →										B	C	N	O	F	Ne		
Na	Mg											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																	

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

Ejemplo 2.1: Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

a) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde al estado fundamental de un átomo.

Si porque en ella los electrones se han ido colocando en orden creciente de energía, y no tenemos ningún electrón que haya saltado de nivel. Por tanto es la configuración menos energética y esto se corresponde con el estado fundamental.

b) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$ es imposible.

Es imposible, porque ello implicaría que en el subnivel 2p hubiera 7 electrones, como solo existen tres orbitales p, cada uno de ellos con dos electrones, por aquello de la imposibilidad de que existan 2 electrones con los 4 números cuánticos iguales (Principio de exclusión de Pauli), quiere decir que me sobra un electrón, y por tanto esta configuración es imposible.

c) 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 primera es perfectamente posible, aunque no sería el estado fundamental, sino un estado excitado en el que un electrón ha saltado del nivel 3s al nivel 3p. La segunda no es posible porque dice que hay orbitales d en el nivel 2, y eso es imposible, porque en el nivel 2, el número cuántico principal $n=2$, por tanto el n^o cuántico magnético sería 0 ó 1, y el 0 se corresponde con un orbital s mientras que el 1 con tres orbitales p. Por tanto es imposible tener orbitales d en el nivel 2.

d) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinotérreo.

Falso, porque los elementos alcalinotérreos tienen configuración ns^2 , esta configuración se corresponde con la de un elemento de transición del grupo IIIB ó 3, mas en concreto con el Sc, Escandio.

2.09.- 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.

2.09.1- Radio atómico (Volumen atómico)

El radio de un átomo viene marcado por el tamaño de la corteza electrónica. Depende básicamente de dos factores, por orden de importancia:

- El número de capas (n) que posea el átomo. A mayor n^o de capas, mayor será el radio del átomo. El n^o de capas nos lo indica el periodo en el que se encuentra el elemento (ej: el Cl, del periodo 4, tiene 4 capas electrónicas). Así, vemos que, dentro de un mismo grupo, conforme bajamos en la tabla, tenemos un mayor n^o de capas, y un mayor radio.
- La atracción que sufran los electrones por parte del núcleo. Si los electrones externos están muy atraídos por el núcleo, se acercarán más a este, con lo que el átomo tendrá menor tamaño que otro con menor atracción. Para los átomos con muchos electrones, además, influye el apantallamiento, o repulsión entre electrones, que hace que se alejen unos de otros, haciendo más grande el átomo y aumentando el radio.



El estudio conjunto de estos factores se vuelve complicado, pero en general, sin profundizar, podemos considerar que:

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

2.09.2- Radio iónico

Cuando un átomo gana o pierde electrones, su tamaño varía considerablemente.

- Cuando un metal pierde electrones, se suman dos efectos que hacen disminuir el radio del átomo. Por una parte, puede llegar a perder una capa completa. Además, al tener menos electrones, existe menos apantallamiento, por lo que se ven más atraídos por el núcleo.

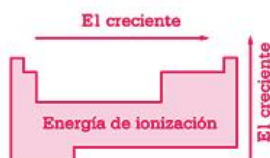
- Cuando un no metal gana electrones (para conseguir el octeto en su última capa), la repulsión entre éstos aumenta haciendo que tiendan a alejarse entre sí, aumentando el radio.

Radios atómicos (Å)																Radios iónicos (Å)					
H																Li ⁺	Be ²⁺		N ³⁻	O ²⁻	F ⁻
0,5																0,6	0,31		1,71	1,40	1,36
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne								Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺		S ²⁻	Cl ⁻	
1,52	1,11	0,88	0,77	0,70	0,66	0,64	0,70								0,95	0,65	0,50		1,84	1,81	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar								K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺		Se ²⁻	Br ⁻	
1,86	1,60	1,43	1,17	1,10	1,04	0,99	0,94								1,33	0,99	0,62		1,98	1,85	
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr								Rb ⁺	Sr ²⁺	In ³⁺		Te ²⁻	I ⁻	
2,31	1,97	1,22	1,22	1,21	1,17	1,14	1,09								1,48	1,13	0,81		2,21	2,16	
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe								Cs ⁺	Ba ²⁺	Tl ³⁺				
2,44	2,15	1,62	1,40	1,41	1,37	1,33	1,30								1,69	1,35	0,95				
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn														
2,62	2,17	1,71	1,75	1,46	1,5	1,4	1,4														

En la figura anterior podemos ver que los aniones son, en general, mayores que los cationes.

Al bajar en el grupo, el radio iónico aumenta, al igual que lo hace el radio atómico.

2.09.3- Energía de Ionización (E.I.)



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

Esta energía, conocida como primera energía de ionización ($E.I_1$), se mide en eV para un solo átomo, y en kJ/mol para un mol de átomos.

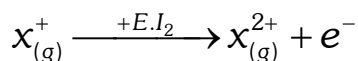
Fundamentalmente depende de la carga nuclear efectiva del átomo y del tamaño y del tipo de orbital.

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.

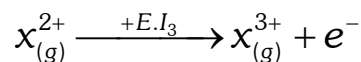
Al avanzar dentro del mismo periodo, como en general los electrones externos van siendo cada vez más atraídos por el núcleo, hará falta más energía para extraerlos. Así, en general, al avanzar en el periodo, la E.I. aumenta.

Del mismo modo, se definen:

- Segunda energía de ionización ($E.I_2$), 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: $E.I_1 = 5,4 \text{ eV}$, $E.I_2 = 50,0 \text{ eV}$, $E.I_3 = 122,4 \text{ eV}$.

La energía de ionización está directamente relacionada con el **carácter reductor** de un elemento (capacidad de ceder electrones).

Ejemplo 2.2: La primera y segunda energía de ionización para el átomo A, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^1$, son 520 y 7300 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente:

a) Indique qué elemento es A, así como el grupo y periodo a los que pertenece.

El elemento A es el Litio y pertenece al grupo de los alcalinos y al segundo periodo.

b) Defina el término energía de ionización. Justifique la gran diferencia existente entre los valores de la primera y la segunda energía de ionización del átomo A.

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

Cuando arrancamos el primero el átomo adquiere configuración electrónica de gas noble muy estable, y por eso es tan difícil de arrancarle el segundo electrón.

c) Ordene las especies A, A^+ y A^{2+} de menor a mayor tamaño. Justifique la respuesta.

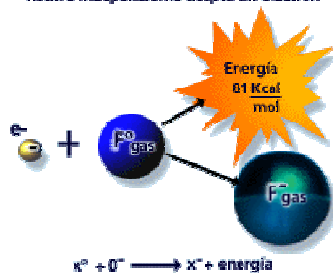
El de menor sería A^{2+} , seguiría el A^+ y después el A, porque ambas especies tienen el mismo número atómico ($Z=3$), y A^{2+} sería la especie que más sufre la atracción electrostática por parte del núcleo, por tanto sería la de menor tamaño, seguida de la especie A^+ y por último A.

d) ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la especie iónica A^+ ?

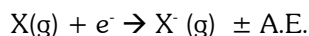
El Gas noble Helio

2.09.4. Afinidad electrónica (A.E.)

Electroafinidad
Energía liberada cuando un átomo neutro independientemente acepta un electrón

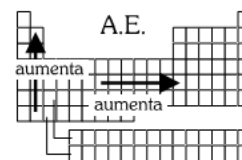


Energía desprendida o absorbida cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un ión negativo.



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.

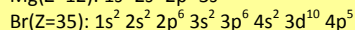
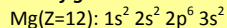
Variación de la A.E. en la tabla periódica:

- 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.

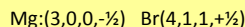
La afinidad electrónica está directamente relacionada con el **carácter oxidante** de un elemento. (capacidad de captar electrones). Cuanta mayor energía desprenda un elemento al ganar un electrón, mayor será su carácter oxidante. Así, los halógenos tienen un elevado carácter oxidante, al contrario que los alcalinotérreos que carecen de carácter oxidante.

Ejemplo 2.3: Para el segundo elemento alcalinotérreo y para el tercer elemento del grupo de los halógenos:

a) Escriba su configuración electrónica.



b) Escriba los cuatro números cuánticos de su último electrón.



c) ¿Cuál de los dos elementos tendrá mayor afinidad electrónica, en valor absoluto? Justifique la respuesta.

El Mg es un elemento del periodo 3 mientras que el Br es del periodo 4, sabemos que la afinidad electrónica crece hacia arriba en un grupo y también hacia la derecha en un periodo. Si ambos estuvieran en el mismo periodo sería claro, pero como no es así, nos fijaremos en otras cosas. El Mg es un alcalinotérreo que tiene el subnivel 2s completo, así que aceptar un electrón para él sería algo muy difícil, mientras que el Br es un halógeno que aceptaría con mucha facilidad un electrón para adquirir la configuración de gas noble. Por tanto, el de mayor afinidad electrónica (en valor absoluto) es el Bromo.

d) ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante? Justifique la respuesta

Sabemos que la afinidad electrónica está directamente relacionada con el **carácter oxidante** de un elemento, o sea, con la capacidad de dicho elemento para captar electrones. Así que de estos dos elementos el de mayor afinidad electrónica es el de mayor carácter oxidante, por tanto el Bromo.

2.09.5- Electronegatividad

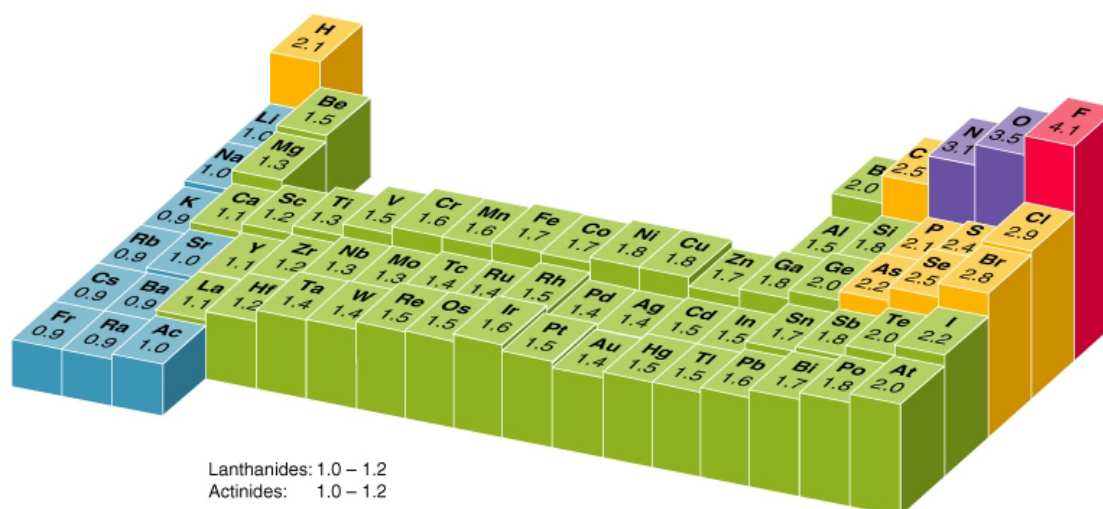
Esta propiedad está muy relacionada con el tema siguiente, el del enlace químico.

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.**

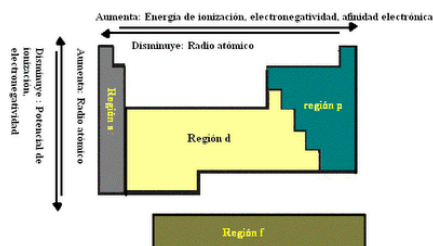
El valor de esta propiedad sólo puede establecerse comparando los elementos entre sí, de dos en dos. Existe una escala relativa, llamada **escala de Pauling**, en la que se toma como elemento de referencia el más electronegativo, el flúor, al que se le da el valor 4,1. Por comparación, se obtiene la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



En resumen, las propiedades periódicas se comportan:



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

2.09.6- 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
Carácter Reductor	Carácter Oxidante
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.

Valencia: Es la tendencia a ganar, perder o compartir electrones que tiene un átomo para conseguir la mayor estabilidad posible (configuración de gas noble).

Cuando la tendencia es a arrancar electrones a otro elemento, o a perderlos, se habla de valencia iónica (electrovalencia) Cuando la tendencia es a compartirlos, se habla de valencia covalente (covalencia).

Esta propiedad depende de la configuración electrónica de la última capa. De hecho, los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas parecidas porque poseen idéntica configuración electrónica en su última capa.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

1	2											13	14	15	16	17	18
H +1																	He
Li +1	Be +2											B ±3	C +2, ±4	N ±1, ±2, ±3 +4, +5	O -1, -2	F -1	Ne
Na +1	Mg +2											Al +3	Si +2, ±4	P ±3, +5	S ±2, +4, +6	Cl ±1 +3, +5, +7	Ar
K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +2, +3, +4	V +2, +3 +4, +5	Cr +2, +3 +6	Mn +2, +3 +4, +6, +7	Fe +2, +3	Co +2, +3	Ni +2, +3	Cu +1, +2	Zn +2	Ga +1, +3	Ge +2, +4	As ±3, +5	Se -2, +4, +6	Br ±1 +3, +5, +7	Kr
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +3, +4	Nb +2, +3 +4, +5	Mo +2, +3 +4, +5, +6	Tc +4, +5 +6, +7	Ru +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Rh +2, +3 +4, +5, +6	Pd +2, +4	Ag +1	Cd +2	In +1, +3	Sn +2, +4	Sb ±3, +5	Te ±2, +4, +6	I ±1 +3, +5, +7	Xe
Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +3, +4	Ta +3, +4, +5	W +2, +3 +4, +5, +6	Re +2, +3 +4, +6, +7	Os +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Ir +2, +3 +4, +5, +6	Pt +2, +4	Au +1, +3	Hg +1, +2	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Bi +3, +5	Po ±2, +4, +6	At ±1, +5	Rn
Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf +3, +4	Db +3, +4, +5	Sg +4, +5, +6	Bh (+4, +6, +7)	Hs +4, +5, +6 +7, +8	Mt +4, +5, +6	Uun +2, +4	Uuu +1, +3	Uub +1, +2	Uut +1, +3	Uuq +2, +4	Uup +3, +5	Uuh ±2, +4, +6	Uus ±1, +5	Uuo

Ejemplos:

F (Z=9): $1s^2 2s^2 2p^5$ Le falta 1 e^- para tener su última capa llena. Tiene tendencia a ganar un e^- . Valencia -1

Ca (Z=20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Le es más "fácil" perder los dos e^- de su última capa, y así se queda con la configuración del gas noble anterior, el Ar. Valencia +2

Llamamos estado de oxidación a las diferentes configuraciones de un elemento, ganando o perdiendo electrones para alcanzar la configuración electrónica que le de mayor estabilidad posible.

Ejemplo 2.4: Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos: $A=2s^2 2p^4$; $B=2s^2$; $C=3s^2 3p^2$; $D=3s^2 3p^5$

a) Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la Tabla Periódica.

A = Oxígeno, del grupo de los Anfígenos (VIA ó 16) y del segundo periodo.

B = Berilio, del grupo de los Alcalinotérreos (IIA ó 2) y del segundo periodo también.

C = Silicio, del grupo de los Carbonoideos (IVA ó 14) y del tercer periodo.

D = Cloro, del grupo de los Halógenos (VIIA ó 17) y del tercer periodo también.

b) Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.

A ganaría dos electrones y pasaría a ser A^{-2}

B perdería dos electrones y pasaría a B^{+2}

C ganaría 4 electrones pasando a C^{-4} , pierde 4 electrones pasando a C^{+4} , o pierde 2 pasando a C^{+2}

D tiene varias posibilidades: Ganar un electrón y pasar a D^- , perder tres electrones y tendría el 3s y el 3p semilleros, pasando a D^{+3} , Perder 5 electrones quedando el 3p vacío y el es lleno pasando a D^{+5} , y por último perder los 7 electrones y pasar a D^{+7} consiguiendo así estructura electrónica de gas noble.

c) Justifique cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.

El elemento B está más a la izquierda que el A, y como el radio atómico crece en un periodo hacia la izquierda, del de mayor radio atómico será el A.

d) Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.

Ambos elementos están en el tercer periodo, pero como la electronegatividad crece hacia la derecha, el elemento D es el de mayor electronegatividad.

2.10.- Ejercicios Resueltos

1.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando la respuesta.

a) Un fotón con frecuencia $2000s^{-1}$ tiene mayor longitud de onda que otro con frecuencia $1000 s^{-1}$.

Falso. Sabemos que frecuencia y la longitud de onda están relacionadas mediante:

$$c = \frac{\lambda}{T} = \lambda \cdot \nu \quad \Rightarrow \quad \lambda = \frac{c}{\nu}$$

Vemos que la longitud de onda es inversamente proporcional a la frecuencia, por tanto el de mayor frecuencia tendrá menor longitud de onda y viceversa, por tanto de los dos fotones, el de mayor longitud de onda es el de frecuencia 1000 Hz.

b) De acuerdo al modelo de Bohr, la energía de un electrón de un átomo de hidrógeno en el nivel $n=1$ es cuatro veces la energía del nivel $n = 2$.

Verdadero. Según el Modelo de Bohr, la energía de un electrón para el átomo de hidrógeno viene dada por la expresión:

$$E = -\frac{K}{n^2}$$

Por tanto la energía de un electrón del nivel 1 será: $E_{n=1} = -\frac{K}{1^2} = -K$

Mientras que para un electrón del nivel 2 será: $E_{n=2} = -\frac{K}{2^2} = -\frac{K}{4}$ Por tanto $E_1 = 4E_2$

c) Cuando un átomo emite radiación, sus electrones pasan a un nivel de energía inferior.



Verdadero. Cuando un átomo emite un fotón de energía $E = h\nu$, donde h es la cte. De Planck, cae a un nivel inferior, mientras que para que un electrón salte a un nivel superior debe de captar energía.

d) Los números cuánticos (3, 1, 1, +1/2) corresponden a un electrón de la configuración electrónica fundamental del átomo de carbono.

Los números cuánticos $n=3, l=1$ nos dicen que el electrón está en el nivel 3, en el orbital p_z , la configuración electrónica del carbono con $Z=6$ es $1s^2 2s^2 2p^2$, quiero esto decir que dicho electrón se encuentra en un nivel superior al que debiera, por tanto la afirmación es falsa. Estos números cuánticos se corresponden con una configuración electrónica excitada.

2.- Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

a) Indique los números cuánticos del electrón más externo del Na.

El Sodio, Na, es el elemento alcalino que se encuentra en el tercer periodo, por tanto su configuración electrónica es $3s^1$, es decir: Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, por tanto los números cuánticos de su último electrón son: $(3,0,0, +\frac{1}{2})$

b) Ordene los elementos por orden creciente de radio atómico y justifique la respuesta.

El radio atómico es una propiedad periódica que crece cuando nos desplazamos hacia abajo en un grupo (puesto que cada vez hay más niveles) y decrece en un periodo cuando avanzamos hacia la derecha (puesto que la carga nuclear efectiva aumenta y por tanto la fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones, por lo que cada vez se acercan más al núcleo y el radio es menor).

Según esto, como todos los elementos son del periodo 3º, el Sodio, Na, es $3s^1$, el magnesio, Mg, es $3s^2$, el silicio, Si, es $3p^2$ y cloro, Cl, es $3p^5$, el de menor radio será el que está más a la derecha y el de mayor el que está más a la izquierda:

$$R_{\text{atómico}}(\text{Cl}) < R_{\text{atómico}}(\text{Si}) < R_{\text{atómico}}(\text{Mg}) < R_{\text{atómico}}(\text{Na})$$

c) Ordene los elementos por orden creciente de su primer potencial de ionización y justifique la respuesta.

Sabemos que la energía de ionización es la energía necesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso en estado fundamental. Sabemos también que los elementos metálicos, alcalinos y alcalinotérreos son propensos a perder electrones, por tanto la energía de ionización de estos será baja, mientras que los elementos no metálicos, son propensos a captar electrones, por tanto a estos será más difícil de arrancar electrones y por tanto su energía de ionización será más elevada.

En el sistema periódico la energía de ionización crece en un periodo hacia la derecha y hacia arriba en un grupo. Como todos están en el mismo periodo, el de menor E.I. será el elemento que se encuentre más a la izquierda en el Sistema periódico, mientras que el de mayor E.I. será el elemento que se encuentre más a la derecha. Por tanto:

$$E.I.(\text{Na}) < E.I.(\text{Mg}) < E.I.(\text{Si}) < E.I.(\text{Cl})$$

d) Escriba la configuración electrónica de la especies Na^+ , Mg^{2+} , Si y Cl^- .





2.11.- Ejercicios Propuestos

- 1.- El ión Calcio tiene 18 electrones y 20 neutrones. Calcular:
 - a) Su número de Protones.
 - b) Su número Másico
 - c) Su número atómico.
- 2.- a) Indique los posibles valores de los tres primeros números cuánticos correspondientes a los orbitales 2p y 4d
b) Escriba las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de:
Nitrógeno (Z=7); Magnesio (Z=12); Argón (Z=18); Hierro (Z=26); Ión Hierro (II):
- 3.- a) De los siguientes estados electrónicos, cuales no pueden existir. Razonar la Respuesta.
2p; 2d; 4s; 5f; 1p
b) Justificar si están excitados o no los átomos a los que corresponden las siguientes configuraciones electrónicas:
 - $1s^2 2p^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^2$
- 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?.
- 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.
 - b) En un orbital 2p solo puede haber 2 electrones.
 - c) Si en los orbitales 3d se colocan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.
- 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.
- 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.
 - b) Su situación en el Sistema Periódico y cite otro elemento de su mismo grupo.
 - c) Valencias más probables que puede presentar.
 - d) Números cuánticos de su electrón diferenciador.
- 8.- Supuestos los elementos A,B,C de números atómicos respectivos 3, 13 y 35, indicar:
 - a) La configuración electrónica de cada una.
 - b) Número de electrones en su capa de valencia (último nivel).
 - c) ¿Qué tipo de iones formará con facilidad en cada caso?.
 - d) Configuración electrónica de los iones resultantes en el apartado anterior.
- 9.- Los números cuánticos de los elementos A,B y C son respectivamente Z, Z+1, Z+2. Se sabe que el elemento B es un gas noble que se encuentra en el tercer periodo.
 - a) ¿En qué grupo de la tabla periódica se encuentran los elementos A y C?.
 - b) ¿Qué configuración electrónica presentan en su capa de valencia estos elementos?.
 - c) Comente la siguiente afirmación: “ los átomos A y C son isótopos”.
- 10.- Las configuraciones electrónicas de los elementos A y B son: A: $1s^2 2s^2 2p^2$ B: $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$, indicar razonadamente si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:
 - a) La configuración B es imposible.
 - b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento.
 - c) Para separar un electrón de B se necesita más energía que para separarlo de A.

d) La configuración de B puede corresponder al carbono.

11.- Observe las gráficas I y II. Señale la que represente mejor cada una de las variaciones periódicas que a continuación se mencionan.

- Radio atómico en un periodo.
- Radio atómico en un grupo.
- Energía de ionización en un periodo.
- Energía de ionización en un grupo.
- Electronegatividad en un periodo.
- Electronegatividad en un grupo.
- Carácter metálico en un periodo.
- Carácter metálico en un grupo.

12.- Si el electrón de un átomo de hidrógeno en estado excitado salta del nivel $n=3$ al $n=2$, emite una radiación electromagnética (fotón) de $\lambda = 654 \text{ nm}$. Calcular la diferencia de energía entre el nivel $n=3$ y el $n=2$. Expresa el resultado en eV. (Datos: Carga del electrón $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $C=3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$, constante de Planck $h=6,6 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$)

13.- Completar el siguiente cuadro:

Símbolo	Nº Atómico (Z)	Nº Protones	Nº Electrones	Nº Neutrones	Nº Másico (A)	Configuración Electrónica
	7			7		
					26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
${}_{17}\text{Cl}$				18		
		20			40	

Responder a los apartados siguientes, razonando brevemente la respuesta. De los elementos del cuadro anterior:

- El elemento de menor energía de ionización será el:
- Ordénelos de menor a mayor electronegatividad:.
- Indicar los que son metálicos y los que no lo son:

14.- Identificar los números cuánticos de un electrón cuya notación es $4d^6$. Escribir la configuración electrónica del elemento, en indicar a que grupo pertenece.

15.- Contestar brevemente a las siguientes cuestiones:

- Escribir las configuraciones electrónicas del elemento más electronegativo de la tabla periódica, del más electropositivo y del S^2 .
- Indicar cuales serán los números cuánticos de electrón más energético del átomo de Mn.
- ¿Qué valores puede tomar el número cuántico m_l para un orbital $3p$, $4d$ y $5f$?

16.- Dados los elementos con números atómicos 11; 17; 26 y 88, indicar:

- Su configuración electrónica.
- Situarlos en la tabla periódica (Grupo y periodo).
- A nivel cualitativo, ¿cómo son sus características de electronegatividad, carácter metálico y potencial de ionización?

17.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

- | | | |
|--------------------------|---------------------|--------------------------|
| a) $1s^1 2s^1$ | b) $1s^2 2s^2 2d^1$ | c) $1s^2 2s^2 2p^2$ |
| d) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$ | e) $1s^2 2s^4 2p^2$ | f) $1s^2 2s^2 2p^6 3d^1$ |

Indicar:

- Si hay alguna incorrecta.
- Cuales corresponden a estados fundamentales de los átomos y cuales a estados excitados.

18.- Dados los elementos de números atómicos 8 y 28, sitúelos en la tabla periódica (es decir, indicar su grupo y periodo). En función de su configuración electrónica citar algunas de sus propiedades.

19.- Completar la siguiente tabla:

Símbolo	Nº de Protones	Nº de Neutrones	Nº de Electrones	Nombre	Configuración electrónica
${}_{80}^{202}\text{Hg}$					
${}_{3}^{7}\text{Li}$					
	17	18		Cloro	
		30	26	Hierro	

20.- Un electrón en un átomo de hidrógeno salta desde el nivel $n=5$ al nivel $n=2$.

- Determine el valor de la longitud de onda, frecuencia y energía asociada a dicha transición.
- Indique si corresponde dicha línea a un espectro de emisión o de absorción. Razone la respuesta.

21.- En el espectro atómico del hidrógeno se observa una línea de longitud de onda de $4,86 \cdot 10^{-7}$ m. Calcule la energía asociada al fotón de dicha radiación, e indique si corresponde a la zona del espectro visible.

22.- En la tabla siguiente se dan las energías de ionización (kJ/mol) de los primeros elementos alcalinos.

- ¿Por qué disminuye la 1ª E.I. del Li al K?
- ¿Por qué no hay valor de la 4ª E.I. para el Li?
- Por qué aumenta de la 1ª E.I. a la 4ª E.I.?

	1ª E.I.	2ª E.I.	3ª E.I.	4ª E.I.
Li	521	7294	11819	-
Na	492	4564	6937	9561
K	415	3068	4448	5895

23.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando la respuesta.

- Un fotón con frecuencia 2000s^{-1} tiene mayor longitud de onda que otro con frecuencia 1000s^{-1} .
- De acuerdo al modelo de Bohr, la energía de un electrón de un átomo de hidrógeno en el nivel $n=1$ es cuatro veces la energía del nivel $n=2$.
- Cuando un átomo emite radiación, sus electrones pasan a un nivel de energía inferior.
- Los números cuánticos (3, 1, 1, $+1/2$) corresponden a un electrón de la configuración electrónica fundamental del átomo de carbono.

24.- Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

- Indique los números cuánticos del electrón más externo del Na.
- Ordene los elementos por orden creciente de radio atómico y justifique la respuesta.
- Ordene los elementos por orden creciente de su primer potencial de ionización y justifique la respuesta.
- Escriba la configuración electrónica de la especie Na^+ , Mg^{2+} , Si y Cl^- .

25.- El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indique:

- La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental.
- El grupo y periodo al que pertenece cada uno.
- El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.
- El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.

26.- a) Enuncie los postulados del modelo de Bohr y explique las diferencias entre este modelo y el de Rutherford.

- ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos?
- ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?
- Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo y a lo largo de un grupo.
- Justifique que el ión Na^+ tiene menor radio que el ión F^- .

27.- Responde brevemente a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué subnivel tendrá menor energía, el 5s o el 4d? ¿Por qué?
- ¿A qué se debe la gran estabilidad de los gases nobles?
- ¿Por qué el segundo potencial de ionización es mayor que el primero?
- ¿Qué inconvenientes presenta el modelo atómico de Rutherford?
- ¿Qué dice el principio de exclusión de Pauli?

28.- El cloruro de sodio y el cloruro de magnesio son dos sólidos iónicos. Justifique cuál de ellos será más duro y cuál tendrá mayor punto de fusión.

29.- Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54, respectivamente. Indica:

- Grupo y período al que pertenecen.
- ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica?
- ¿Cuál tiene menor potencial de ionización?

30.- Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na,

- Indique su posición (período y grupo) en el sistema periódico.
- Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas.
- Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.
- Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización

31.- Un electrón excitado de un átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental y emite radiación electromagnética de 180 nm. Calcula:

- La frecuencia de la radiación.
- La diferencia de energía interna entre los dos niveles electrónicos expresada en julios.

32.- Indica si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son válidas:

- $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^4$
- $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
- $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6$

33.- La configuración electrónica del Cr es $(Ar) 4s^1 3d^5$. ¿Cuáles son los cuatro números cuánticos para cada electrón sin aparear del Cr?

34.- 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? Justifique la respuesta.
- ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante? Justifique la respuesta

35.- 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.

36.- 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 (período y grupo).
- Justifique si los siguientes números cuánticos pueden corresponder a los electrones más externos de alguno de ellos, indicando a cuál: $(2,1,0,+1/2)$; $(3,0,1,+1/2)$; $(3,2,1,+1/2)$; $(4,1,1,+1/2)$.

d) Justifique cuál de estos elementos tiene la menor reactividad química.

37.- 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.

38.- 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? Razone su respuesta.
- Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que forman.

39.- 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? Justifique la respuesta
- ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante? Justifique la respuesta

40.- 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.

41.- Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na,

- Indique su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.
- Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas.
- Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.
- Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización

42.- La primera y segunda energía de ionización para el átomo A, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^1$, son 520 y 7300 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente:

- Indique qué elemento es A, así como el grupo y periodo a los que pertenece.
- Defina el término energía de ionización. Justifique la gran diferencia existente entre los valores de la primera y la segunda energía de ionización del átomo A.
- Ordene las especies A, A^+ y A^{2+} de menor a mayor tamaño. Justifique la respuesta.
- ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la especie iónica A^{+} ?

43.- Para el conjunto de números cuánticos que aparecen en los siguientes apartados, explique si pueden corresponder a un orbital atómico y, en los casos afirmativos, indique de qué orbital se trata.

- $n = 5, l = 2, m_l = 2$
- $n = 1, l = 0, m_l = -1/2$
- $n = 2, l = -1, m_l = 1$
- $n = 3, l = 1, m_l = 0$