



- 1.-Radio atómico
- 2.-Radio iónico
- 3.-Potencial de ionización.
- 4.-Afinidad electrónica
- 5.-Electronegatividad y carácter metálico.

El estudio de la materia y de sus propiedades en el mundo occidental, empezó ya en la antigüedad, en el siglo V con los griegos, entonces se describía el mundo material como la combinación de cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego. A medida que se iban descubriendo nuevos elementos los químicos iban descubriendo analogías en sus propiedades. Existe por tanto una ley natural que relaciona los distintos elementos y los agrupa en función de sus propiedades.

DÖBERNIER en 1829, hizo la primera clasificación de los elementos en **triadas**, conjunto de tres elementos de propiedades muy similares. El central tenía el peso atómico medio de los extremos de la triada.

<i>Li</i>	<i>Ca</i>	<i>Cl</i>	<i>S</i>
<i>Na</i>	<i>Sr</i>	<i>Br</i>	<i>Se</i>
<i>k</i>	<i>Ba</i>	<i>I</i>	<i>Te</i>

Newland, 1866, formuló la ley de las octavas. En aquella época se hablaba de pesos atómicos y no de masas atómicas. Estos agrupamientos de ocho elementos permitieron definir las primeras propiedades periódicas.

Mendeleiev Y Meyer (1869), tomando de partida los estudios anteriores establecieron la primera tabla de elementos basándose en:

- Colocar los elementos por orden creciente de masas atómicas.
- Agruparlos en función de sus propiedades. En el caso de Mendeleiev en columnas.

Tuvo mérito el dejar espacios libres para los elementos que en ese momento no habían sido aún descubiertos. Prediciendo incluso algunas de sus propiedades. Así predijo la existencia del elemento Germanio, al que inicialmente se le denominó Ekasilicio por sus propiedades semejantes al Silicio.

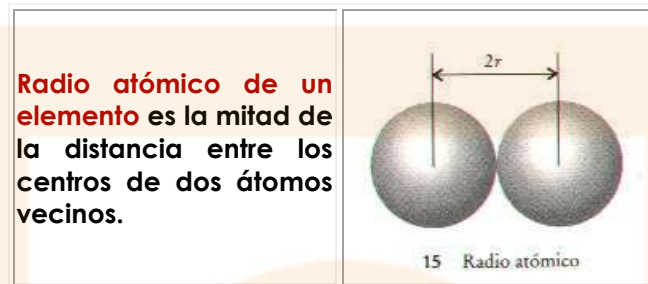
En 1913 **Henry Moseley** demostró la regularidad existente entre los valores de las longitudes de onda de los rayos X emitidos por diferentes metales tras ser bombardeados con electrones, y los números atómicos de estos elementos metálicos. Este hecho permitió clasificar a los elementos en la tabla periódica en orden creciente de número atómico. En la tabla periódica los elementos se ordenan de acuerdo a sus números atómicos en orden creciente.

"Si los elementos se colocan según aumenta su número atómico, se observa una variación periódica de sus propiedades físicas y químicas". Ley de periodicidad de Moseley.



1. Radio atómico

El tamaño de un átomo no es invariable sino que depende del entorno inmediato en el que se encuentre, de su interacción con los átomos vecinos. Estimar el tamaño de los átomos es un poco complicado debido a la naturaleza difusa de la nube electrónica que rodea al núcleo y que varía según los factores ambientales. Se realizan las medidas sobre muestras de elementos puros no combinados químicamente y los datos así obtenidos son los *tamaños relativos de los átomos*.



Radio atómico de un elemento es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos vecinos.

Los radios atómicos se indican a menudo en angstroms Å (10^{-10}m), nanómetros (nm, 10^{-9}m) ó picómetros (pm, 10^{-12}m).

A la hora de estudiar las variaciones periódicas es importante tener en cuenta el concepto de carga nuclear efectiva (Z_{ef}). Este concepto tiene en cuenta la carga real que afecta al último nivel ocupado o capa de valencia. Se refiere a la verdadera carga que “sufrir” el último nivel objeto de estudio. Este valor es el que tenemos que tener en cuenta a la hora de hacer un estudio sobre las fuerzas atractivas basadas en la ley de Coulomb.

$$F = K \frac{Z_{ef}}{r^2}$$

La carga nuclear efectiva Z_{ef} :

- Aumenta al aumentar la carga nuclear (protones), Z .
- Disminuye con el número de electrones internos (apantallamiento), S .

$$Z_{ef} = Z - S(\text{apant})$$

***Como aproximación podríamos considerar que cada electrón en un nivel más interno, neutraliza la carga de un protón del núcleo.**

1.1. Variación periódica del Radio atómico.

Aumenta hacia abajo en un grupo: a medida que descendemos en el grupo los electrones más externos ocupan niveles que están más alejados del núcleo, los orbitales de mayor energía son cada vez más grandes, y además, el efecto de **apantallamiento** de los electrones internos hace que la carga efectiva (Z_{ef} sobre el último nivel ocupado) aumente muy lentamente de un elemento a otro (a pesar del gran aumento de protones en el núcleo).

Si comparamos los radios de ${}_{11}\text{Na}$ con 11 protones en su núcleo con el ${}_{19}\text{K}$ con 19 protones, cabría pensar que al poseer éste último 8 protones más, atraería más hacia sí la nube de carga. Sabemos que el apantallamiento de los electrones de niveles internos hace disminuir esa atracción sobre el último nivel ocupado.

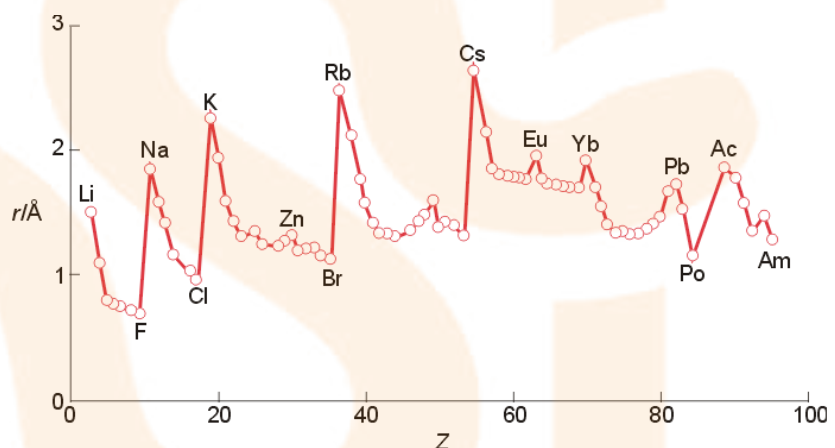


Disminuyen a lo largo de un periodo: al desplazarnos hacia la derecha los nuevos electrones objeto de estudio se encuentran en el mismo nivel energético del átomo. El aumento de la carga del núcleo (un protón más por cada lugar que nos desplazamos en el periodo) hacia la derecha atrae con más fuerza los electrones y el átomo es más compacto.

Si comparamos el ${}_5\text{B}$ frente al ${}_6\text{C}$, ambos en el mismo periodo, sabemos que el carbono posee un protón más en el núcleo y también un electrón más en el nivel $2p$, por tanto hay un aumento de la carga nuclear atrayendo hacia sí más la nube electrónica. El efecto de apantallamiento apenas es inapreciable, pues los niveles electrónicos internos permanecen inalterables.

En el caso de los elementos de transición, las variaciones no son tan obvias ya que los electrones se añaden a una capa interior, pero todos ellos tienen radios atómicos inferiores a los de los elementos de los grupos precedentes IA y IIA. Los volúmenes atómicos van disminuyendo hasta que llega un momento en el que hay tantos electrones en la nueva capa que los apantallamientos mutuos y las repulsiones se hacen importantes, observándose un crecimiento paulatino tras llegar a un mínimo.

Los radios atómicos aumentan en términos generales hacia abajo en un grupo y disminuyen a lo largo de un periodo.

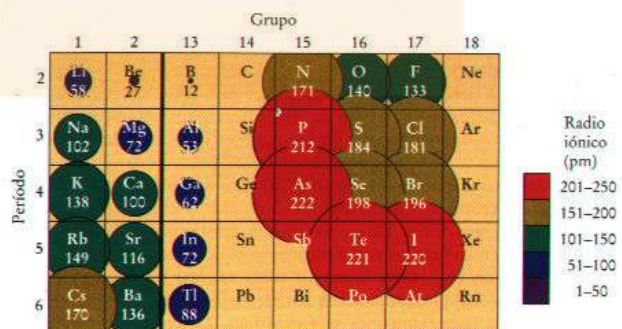


2. Radio iónico.

La estructura y la estabilidad de los sólidos iónicos depende de manera crucial del tamaño de los iones. Éste determina tanto la energía de red del sólido como la forma en que los iones se empaquetan en el sólido.

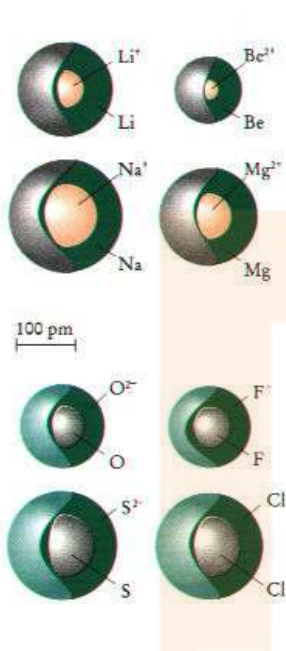
El tamaño de un ion depende de:

- Su carga nuclear.
- Número de electrones.
- Orbitales en los que residen los electrones de la capa exterior.





2.1. Variación periódica



Los iones positivos sencillos son siempre más pequeños que los átomos de los que derivan y, al aumentar la carga positiva, su tamaño disminuye. Al perder un electrón respecto al átomo neutro, la repulsión electrónica dentro de los electrones del mismo nivel disminuye y el átomo se contrae.

Los iones sencillos cargados negativamente son siempre mayores que los átomos de los que derivan. Al tener un electrón más que átomo del que deriva, las repulsiones de los electrones del mismo nivel aumenta, alejándose éstos. Al entrar un electrón más el tamaño aumenta.

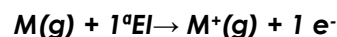
Dentro de un grupo, las diferencias entre los radios atómicos e iónicos son muy parecidas. Para iones con la misma carga, el tamaño aumenta conforme bajamos por un grupo de la tabla periódica. Un aumento en el número cuántico principal del orbital ocupado más externo de un ion, aumenta también el tamaño del ion así como el del átomo del que deriva.

Los radios iónicos, en general, aumentan al descender por un grupo y disminuyen a lo largo de un periodo. Los cationes son menores que los respectivos átomos neutros y los aniones son mayores.

3.-Potencial o Energía de ionización

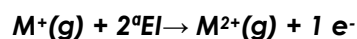
1^{er} Potencial de ionización:

Energía necesaria para arrancar un e^- de un átomo aislado en fase gaseosa en su estado fundamental y obtener un ion monopositivo gaseoso en su estado fundamental más un electrón sin energía cinética. Siempre se les asigna un valor positivo, por tratarse de una reacción endotérmica (absorbe energía).



2º Potencial de ionización:

Energía necesaria para arrancar a un ion monopositivo gaseoso en estado fundamental y obtener un ion dipositivo en las mismas condiciones más un electrón sin energía cinética.



La **Energía de ionización total** para llegar a un ion determinado es la suma de los sucesivos potenciales de ionización.



- Las energías de ionización miden, por tanto, la fuerza con que el átomo retiene sus electrones. Energías pequeñas indican una fácil eliminación de electrones y por consiguiente una fácil formación de iones positivos.
- Los potenciales de ionización sucesivos para un mismo elemento crecen muy deprisa, debido a la dificultad creciente para arrancar un electrón cuando existe una carga positiva que le atrae y menos cargas negativas que le repelan.
- 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

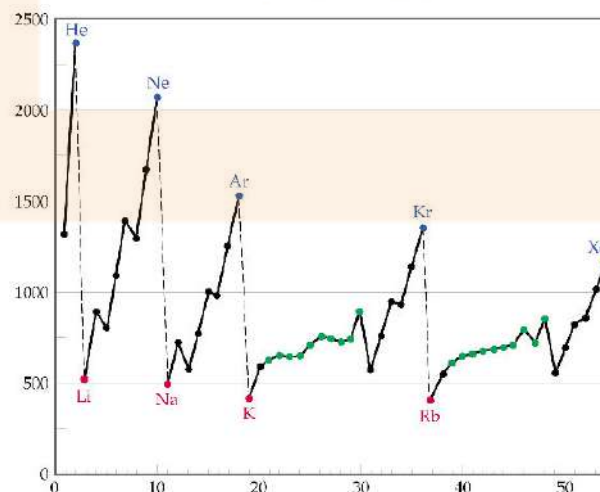
Energía de ionización	Tendencia del elemento	Tipo de compuesto
Baja	Perder electrones y dar iones positivos	Iónicos
Elevada	Compartir electrones	Covalentes
Muy elevada	Ganar electrones y dar iones negativos	Iónicos

3.1. Variación periódica:

Al descender en un grupo, el aumento del número de electrones tiende a reducir el potencial de ionización debido a los efectos combinados del aumento de tamaño y de efecto pantalla. Por tanto, se obtienen átomos más voluminosos en los que los electrones están menos retenidos, por lo que el potencial de ionización decrecerá.

Al avanzar **hacia la derecha en un periodo** tiende a aumentar al hacerlo el número atómico. En principio, la tendencia que cabría esperar es que al aumentar la carga nuclear efectiva y no aumentar apenas el radio atómico, la energía de ionización sea cada vez mayor.

En cada segmento periódico, los gases nobles tienen las energías de ionización más elevadas. Estos gases son elementos muy estables y sólo los más pesados de ellos muestran alguna tendencia a unirse con elementos para dar compuestos.





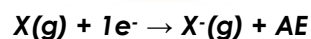
Con referencia a la tabla periódica, vemos como varían los átomos siguientes en orden de energía de primera ionización creciente: **Ne, Na, P, Ar y K.**

- Na, P y Ar están en la misma periodo de la tabla, por lo que $P.I._{Na} < P.I._{P} < P.I._{Ar}$. Al aumentar la carga nuclear aumenta la atracción por los electrones del último nivel.
- Ne y Ar son gases nobles. Puesto que el Ne presenta un menor número atómico es esperable que $P.I._{Ar} < P.I._{Ne}$.
- De igual modo, el Na y el K son metales alcalinos, por lo que atendiendo a su disposición en el sistema periódico, lo esperable es que $P.I._{K} < P.I._{Na}$. Al descender en el grupo del Na al K aumentan los protones pero también el efecto de pantalla de los electrones internos, por lo que los electrones del último nivel se encuentran más alejados y menos atraído, siendo menor así su E.I.
- A partir de estas observaciones concluimos que las energías de ionización siguen el orden **$P.I._{K} < P.I._{Na} < P.I._{P} < P.I._{Ar} < P.I._{Ne}$** .

(*) Hay que tener en cuenta que en las cuestiones que se planteen en lo sucesivo hay que justificar los ordenamientos en base a los conceptos estudiados de carga nuclear y apantallamiento.

4.-Afinidad electrónica

Energía desprendida en un proceso en el que un determinado átomo neutro gaseoso en estado fundamental, capta un electrón para dar un ion mononegativo gaseoso en estado fundamental.



Este proceso de captación de electrones suele ser favorable (la atracción nuclear compensa la repulsión electrónica. Valores de $E < 0$).

Las segundas, terceras, afinidades electrónicas son siempre energéticamente desfavorables.

La energía total puesta en juego para pasar de un átomo neutro en estado fundamental y gaseoso a un ion negativo con n cargas es la suma de las afinidades electrónicas.

4.1. Variación periódica

La variación de afinidad electrónica dentro del sistema periódico es similar a la variación del potencial de ionización, aunque es mucho menos periódica. A partir de estas dos propiedades se puede analizar hasta que punto un átomo neutro se encuentra estable con su número de electrones. A mayor potencial de ionización y



electroafinidad, mayor es la apetencia electrónica (electronegatividad) de la especie. Los elementos con las afinidades electrónicas más altas son los situados cerca del oxígeno, el flúor y el cloro.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 73																	He 21
2	Li -60	Be 19										B -27	C -122	N 7	O -141	F -328	Ne 29	
3	Na -53	Mg 19										Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 35	
4	K -48	Ca 10	Sc -18	Ti -8	V -51	Cr -64	Mn	Fe -16	Co -64	Ni -112	Cu -118	Zn 47	Ga -29	Ge -116	As -78	Se -195	Br -325	Kr 39
5	Rb -47	Sr	Y -30	Zr -41	Nb -86	Mo -72	Tc -53	Ru -101	Rh -110	Pd -54	Ag -126	Cd 32	In -29	Sn -116	Sb -103	Te -190	I -295	Xe 41
6	Cs -45	Ba	Lu	Hf -31	Ta -79	W -14	Re -106	Os -151	Ir -205	Pt -223	Au 61	Hg -20	Tl -35	Pb -91	Bi -183	Po -270	At	Rn 41
7	Fr -44	Ra																

Afinidades electrónicas expresadas en kJ/mol

Los elementos que tienen mayor actividad química son los que tienen un potencial de ionización muy pequeño y una afinidad electrónica muy grande.

5. Electronegatividad

La electronegatividad de un elemento mide su tendencia a atraer hacia sí electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos.

Pauling la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia así. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada *escala de Pauling*, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7.

H 2.20																		He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 4.00	Ne	
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar	
K 0.82	Ca 1.0	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00	
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.8	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60	
Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	**																

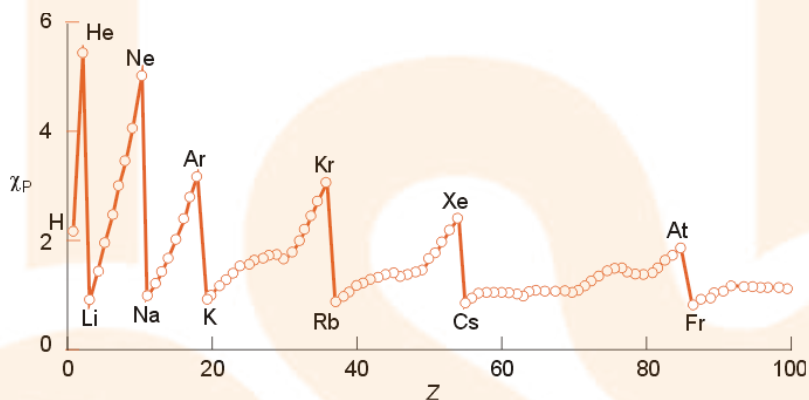


La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su potencial de ionización y su electroafinidad.

Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa (elevada en valor absoluto) y un potencial de ionización elevado, atraerá electrones de otros átomos y además se resistirá a dejar ir sus electrones ante atracciones externas; **será muy electronegativo**. El método sugerido por el profesor R.S. **Mulliken** promedia los valores del potencial de ionización y afinidad electrónica de un elemento:

$$X_M = 0,0085 (P.I. + A.E.)$$

5.1. Variación periódica



Las electronegatividades de los elementos representativos aumentan de izquierda a derecha a lo largo de los periodos y de abajo a arriba dentro de cada grupo. Al igual que varía la energía de ionización y la afinidad electrónica.

Las variaciones de electronegatividades de los elementos de transición no son tan regulares. En general, las energías de ionización y las electronegatividades son inferiores para los elementos de la zona inferior izquierda de la tabla periódica que para los de la zona superior derecha.

El concepto de la electronegatividad es muy útil para conocer el tipo de enlace que originarán dos átomos en su unión. El enlace entre átomos de la misma clase y de la misma electronegatividad es apolar. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre dos átomos, tanto mayor será la densidad electrónica del orbital molecular en las proximidades del átomo más electronegativo. Se origina un enlace polar.

Cuando la diferencia de electronegatividades es suficientemente alta, se produce una transferencia completa de electrones, dando lugar a la formación de especies iónicas.

Compuesto	F ₂	HF	LiF
Diferencia de electronegatividad	4.0 - 4.0 = 0	4.0 - 2.1 = 1.9	4.0 - 1.0 = 3.0
Tipo de enlace	Covalente no polar	Covalente polar	Iónico



La electronegatividad es una medida de la fuerza con la que un átomo atrae un par de electrones de un enlace. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre átomos implicados en un enlace más polar será éste. Los compuestos formados por elementos con electronegatividades muy diferentes tienden a formar enlaces con un marcado carácter iónico. Este último concepto lo repasaremos más en profundidad en el siguiente tema.

5.1 Carácter metálico

Se entiende por metal un elemento con pocos electrones en su última capa (1 ó 2) y excepcionalmente (3 ó 4) y gran tendencia a cederlos. El no metal tendrá gran tendencia a la captación de electrones.

A medida que descendemos en un grupo los electrones están "más libres", menos atrapados por el campo de atracción del núcleo y el carácter metálico aumentará.

Al avanzar hacia la derecha en un periodo la afinidad electrónica al aumentar, hace que el átomo tenga tendencia a captar electrones (mayor electronegatividad), y por tanto el carácter metálico disminuirá.

**Ejercicios resueltos:**

Ejemplo 1-Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:

A (1s² 2s² 2p²); B (1s² 2s² 2p⁵); C (1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹); D (1s² 2s² 2p⁴).

Indique razonadamente:

- El grupo y período al que pertenece cada elemento.**
- El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.**
- El elemento de mayor y el de menor radio atómico.**

Respuesta:

- A: 2º período y grupo 14 (Carbono); B: 2º período, grupo 17 (Flúor); C: 4º período, grupo 1 (Potasio); D: 2º período, grupo 16 (Oxígeno).
- Como la energía de ionización decrece con el tamaño, el de menor energía de ionización será el C (K) y el de mayor será el B (F).
- Dado que el tamaño del átomo viene dado fundamentalmente por el número cuántico principal, el mayor será el D (K). Los otros tres pertenecen a un mismo período en el que debido al aumento de carga nuclear efectiva y, por tanto, mayor atracción entre los electrones y el núcleo, a medida que se avanza hacia la derecha en el período disminuirá el radio atómico por lo que el más pequeño será el B (F).

Ejemplo 2.- Dados los elementos A (Z=13), B (Z=9) y C (Z=19)

- Escriba sus configuraciones electrónicas.**
- Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.**
- Razone cuál tiene mayor volumen.**

Respuesta:

- A(Z=13, Al): 1s²2s²2p⁶3s²3p¹. B(Z=9, F): 1s²2s²2p⁵. C(Z=19, K): 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s¹.
- La electronegatividad es la tendencia de los elementos a atraer hacia sí los electrones que forman parte de un enlace dentro de una molécula y aumentará a medida que el átomo del elemento en cuestión sea más pequeño ya que más cerca del núcleo estarán los electrones que están formando dicho enlace. Luego se ordenarán: eC < eA < eB (eK < eAl < eF)
- El C(K). Su mayor número cuántico principal, que es quien da información del tamaño de los orbitales vale 4, mientras que en los otros vale 3 (A) y 2 (B) respectivamente.

Ejemplo3.-a) De las siguientes secuencias de iones, razone cual se corresponde con la ordenación en función de los radios iónicos: (I) Be²⁺ < Li⁺ < F⁻ < N³⁻. (II) Li⁺ < Be²⁺ < N³⁻ < F⁻; b) Ordene de mayor a menor los radios de los elementos de que proceden.

Respuesta:

- La secuencia I es la correcta ya que a igualdad de electrones el Be²⁺ tiene una mayor carga nuclear y por tanto una mayor Z* que el Li⁺. Igualmente, el N³⁻ tiene el mismo nº de electrones que el F⁻ pero es mayor por tener una menor Z* (menor carga nuclear y mismo efecto pantalla por tener los mismos electrones).
- Li > Be > N > F. En el mismo periodo, el radio atómico disminuye hacia la derecha al haber una mayor Z* por aumentar más Z que el EP



Ejemplo 4.- a) Indique el número de electrones desapareados que hay en los siguientes átomos: As ($Z = 33$) Cl ($Z = 17$) Ar ($Z = 18$)
b) Indique los grupos de números cuánticos que corresponderán a esos electrones desapareados.

Respuesta:

a)

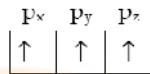
As ($Z=33$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

Cl ($Z=17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

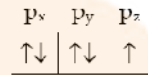
Ar ($Z=18$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Los electrones se disponen según la regla de Hund: Cuando varios electrones ocupan orbitales de la misma energía (es decir, de un mismo subnivel), se disponen de modo que se tenga el máximo número de electrones desapareados (con el mismo spin).

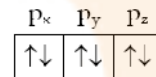
As : $4p^3$, 3 electrones desapareados



Cl: $3p^5$, 1 electrón desapareado



Ar: $3p^6$, ningún electrón desapareado



En el arsénico los tres electrones desapareados se encuentran en el subnivel $4p$

Nivel de energía 4 ($n=4$)

Orbital tipo p ($l=1$)

Orientación, en un orbital tipo p hay tres orientaciones posibles p_x , p_y y p_z correspondientes a los valores $m = -1$, $m = 0$ y $m = 1$.

Spin ($s=+1/2$) Todos electrones tendrán el mismo valor de s .

Los números cuánticos de los tres electrones son:

(4, 1, -1, +1/2)

(4, 1, 0, +1/2)

(4, 1, 1, +1/2)

En el Cloro el electrón desapareado se encuentra en el subnivel $3p$

Nivel de energía 3 ($n=3$)

Orbital tipo p ($l=1$)

Orientación, en un orbital tipo p hay tres orientaciones posibles p_x , p_y y p_z correspondientes a los valores $m = -1$, $m = 0$ y $m = 1$.

Spin ($s=+1/2$)

Los números cuánticos del electrón son:

(3, 1, 1, +1/2)

Ejemplo 5.- Dadas las siguientes especies: Ar, Ca^{2+} y Cl^- .

a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

b) Ordénelas, razonando la respuesta, en orden creciente de sus radios.

Números atómicos: Ar = 18; Ca = 20; Cl = 17.

Respuesta:

a. El Ar tiene 18 protones y 18 electrones.

Ar ($Z=18$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

El Ca neutro tiene 20 protones y 20 electrones.

Ca ($Z=20$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



El Ca^{+2} tiene 20 protones y 18 electrones.

Ca^{+2} ($Z=20$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

El Cl neutro tiene 17 protones y 17 electrones.

Cl ($Z=17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

El Cl^- tiene 17 protones y 18 electrones.

Cl^- ($Z=17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Los tres átomos son isoelectrónicos porque tienen idéntica configuración electrónica.

b. Los tres átomos tienen el mismo número de electrones en su corteza, sin embargo en el núcleo tienen distinto número de protones. Cuanto menor número de protones, con menor fuerza serán atraídos los 18 electrones y estos estarán más alejados del núcleo.

Radio Cl - > Radio Ar > Radio Ca^{+2}

PROPIEDADES PERIÓDICAS.

Cuestiones generales.

- 1.- Indica el nombre, símbolo, nombre del grupo a que pertenece y periodo de los elementos de números atómicos 3, 9, 16, 19, 38 y 51.
- 2.- **a)** Indica el nombre, símbolo y la configuración electrónica de los elementos de números atómicos 12, 15, 17 y 37; **b)** ¿cuántos electrones desapareados tiene cada uno de estos elementos en su estado fundamental. (Cuestión Selectividad).
- 3.- Un elemento neutro tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. Di el nombre del elemento, del grupo y el periodo a que pertenece.
- 4.- ¿Cuál será la configuración electrónica de un elemento situado el grupo 10 y periodo 5?
- 5.- Escribe la configuración electrónica de la última capa de: **a)** el segundo alcalino-terroso; **b)** el tercer elemento del grupo 9; **c)** el selenio.
- 6.- Un átomo X tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Explica razonadamente si las siguientes frases son verdaderas o falsas: **a)** X se encuentra en su estado fundamental; **b)** X pertenece al grupo de los metales alcalinos; **c)** X pertenece al 5º periodo del sistema periódico; **d)** Si el electrón pasara desde el orbital 5s al 6s, emitiría energía luminosa que daría lugar a una línea en el espectro de emisión. (Selectividad).

Propiedades periódicas

- 7.- Las primeras energías de ionización (en eV/átomo) para una serie de átomos consecutivos en el sistema periódico son: 10,5; 11,8; 13,0; 15,8; 4,3; 6,1. Indica cuál de ellos será un halógeno, cuál un anfígeno, cuál un alcalino, cuál un gas noble, y alcalinotérreo. ($1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$).
- 8.- **a)** Define energía (potencial) de ionización y escribe la ecuación que representa el proceso de ionización; **b)** Explica razonadamente porqué, para un mismo elemento, las sucesivas energías de ionización aumentan. (Cuestión Selectividad).
- 9.- Ordena razonadamente los siguientes elementos: Fe, Cs, F, N y Si de menor a mayor: **a)** radio atómico; **b)** electronegatividad; **c)** energía de ionización.
- 10.- Dos elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 2p^6$; B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ **a)** Si los valores de las energías de ionización son 2073 y 8695 kJ/mol, justifica cuál será el valor asociado a cada elemento; **b)** ¿por qué el radio atómico y la energía de ionización presentan tendencias periódicas opuestas?



- 11.- **a)** Justifica el orden de los siguientes átomos (Ba, Cs, Cl, Ag, I, He) según su radio atómico, su energía de ionización y su afinidad electrónica. **b)** Explica qué iones son mayores y cuales menores que sus correspondientes átomos de los que proceden.
- 12.- Considere los elementos Be ($Z=4$), O ($Z=8$), Zn ($Z=30$) y Ar ($Z=18$). **a)** Según el principio de máxima multiplicidad o regla de Hund, ¿cuántos electrones desapareados presenta cada elemento en la configuración electrónica de su estado fundamental? **b)** En función de sus potenciales de ionización y afinidades electrónicas, indique los iones más estables que pueden formar y escriba sus configuraciones electrónicas. Justifique las respuestas. (Cuestión Selectividad).

SOLUCIONES (P. Periódicas).

1.-

Z	Nombre	Símbolo	Grupo	Periodo
3	Litio	Li	Alcalinos (1)	2
9	Flúor	F	Halógenos (17)	2
16	Azufre	S	Anfígenos (16)	3
38	Estroncio	Sr	Estroncio (2)	5
51	Antimonio	Sb	Nitrogenoideos (15)	5

2,-

Z	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica	Nº de e ⁻ desapareados
12	Magnesio	Mg	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2$	0
15	Fósforo	P	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^3$	3
17	Cloro	Cl	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$	1
37	Rubidio	Rb	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 5s^1$	1

3.-Se trata del Bromo (Br) del grupo 17 (halógenos) y periodo 4.

4.- $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^8 5s^2$

5.-**a)** (Mg) $2s^2$; **b)** (Ir) $5d^7 6s^2$; **c)** (Se) $4s^2 p^4$

6.-

a) VERDADERA. Puesto que los electrones ocupan los niveles de menor energía posible.

b) VERDADERA. Puesto que su configuración electrónica fundamental acaba en "s¹".

c) VERDADERA. Puesto que su configuración electrónica fundamental acaba en "5 s¹", lo que significa que la capa más externa es la quinta.

d) FALSA. Para que el electrón externo pasara al orbital 6s, debería absorber energía produciendo una raya negra en el espectro de absorción. Cuando dicho electrón regresara al nivel fundamental (5s) entonces es cuando emitiría una raya en el espectro de emisión.

7.-Al ser consecutivos los átomos la mayor energía de ionización corresponderá al gas noble (15,8 eV), El halógeno tendrá la inmediatamente anterior (13,0 eV) y el anfígeno el anterior (11,8 eV). El metal alcalino debe ser el que menos energía de ionización tenga, y como es lógico, va después del gas noble; corresponde pues al valor 4,3 eV, mientras que el último valor corresponderá al metal alcalino-térreo.

8.-



- a) "Es la energía necesaria para extraer un e^- de un átomo neutro en estado gaseoso y formar un catión". $X(g) - 1 e^- \rightarrow X^+(g)$.
- b) Al ir extrayendo sucesivos electrones, éstos deberán salir de un ión cada vez más positivo, con lo que serán más atraídos los electrones de valencia, y en consecuencia, mayor energía se precisará para extraerlos.

9.-

- a) $F < N < Si < Fe < Cs$; los átomos de menor tamaño son los del periodo 2 (F y N) siendo el F menor por tener una mayor carga nuclear efectiva sobre los electrones de valencia, por un menor apantallamiento, al tener más e^- en la última capa. El Si es del periodo 4 y es por tanto mayor al tener más capas electrónicas. Lo mismo le sucede al Fe del periodo 4 y en mucha mayor medida al Cs del periodo 6.
- b) $Cs < Fe < Si < N < F$; la electronegatividad crece según se sube en la tabla y según se desplaza hacia la derecha dentro de un mismo periodo. Así mientras el Cs es uno de los elementos menos electronegativos, el F es el elemento más electronegativo.
- c) $Cs < Fe < Si < N < F$; sigue el mismo orden que la electronegatividad, puesto que en los metales es más sencillo extraer un electrón y más cuanto más alejado se encuentre del núcleo, mientras que los no metales tienen altas energías de ionización y mayores cuanto más a la derecha y más hacia arriba se encuentren en la Tabla Periódica.

10.-

- a) Lógicamente el valor menor de energía de ionización corresponderá al metal alcalino B, siendo el valor elevado al gas noble A.
- b) Porque cuanto menor es el átomo más atraídos estarán los electrones por el núcleo, incluso en el caso de similar Z^* , ya que, por la ley de Coulomb, a mayor distancia menor atracción.

11.-

- a) **Tamaño:** $He < Cl < I < Ag < Ba < Cs$; **Energía de ionización:** $Cs < Ba < Ag < I < Cl < He$; **Afinidad electrónica:** (es menor cuanto más negativa, es decir cuanto más energía se desprenda al capturar un e^-) $Cl < I < Ag < Cs < Ba < He$. Así, el cloro es el elemento de los descritos que más energía desprende al capturar el e^- por ser mayor su Z^* y menor su tamaño. En el caso del Ba y el He la afinidad electrónica será positiva, y aunque en teoría el He debería ser el elemento al que cuesta más introducir un e^- , también es cierto que los metales alcalino-térreos tienen afinidades electrónicas positivas por tener el nivel "s" completo.

12.-

- | | | | |
|----|---------------------------|---|-----------------------------|
| a) | Be (Z=4)
desapareado | $1s^2 2s^2$; | No tiene ningún e^- |
| | O (Z=8)
desapareados | $1s^2 2s^2 2p^2 3p^1 3p^1$; | Tiene 2 e^- |
| | Zn (Z=30)
desapareados | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; | No tiene e^- |
| | Ar (Z=18) | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; | No tiene e^- desapareados |
| b) | Be ²⁺ | $1s^2$; | E.O. = +2 |
| | O ²⁻ | $1s^2 2s^2 2p^6$; | E.O. = -2 |
| | Zn ²⁺ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$; | E.O. = +2 |
| | Ar | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; | Gas noble; E.O. = 0 |



SELECTIVIDAD. TEMA 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS.

SELECTIVIDAD 2003

- a)** Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: $(4,2,0,+1/2)$; $(3,3,2,-1/2)$; $(2,0,1,+1/2)$; $(3,2,-2,-1/2)$; $(2,0,0,-1/2)$.

b) De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.

c) Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
2. Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:

a) El grupo y el periodo al que pertenecen.

b) Cuáles son metales.

c) El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
3. Dado el elemento de $Z = 19$:

a) Escriba su configuración electrónica.

b) Indique a qué grupo y periodo pertenece.

c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia:
1) $ns1$ 2) $ns2 np4$ 3) $ns2 np6$

a) Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.

b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.

c) Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.
5. **a)** Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.

b) Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.

c) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización.
6. **a)** Escriba las configuraciones electrónicas del cloro ($Z = 17$) y del potasio ($Z = 19$).

b) ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores?

c) ¿Cuál de esos iones tendrá menor radio?

SELECTIVIDAD 2004

7. Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36.

a) Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.

b) Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.

c) Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.
8. Dados los siguientes grupos de números cuánticos:
A: $(2, 2, 1, 1/2)$; B: $(3, 2, 0, -1/2)$; C: $(4, 2, 2, 0)$; D: $(3, 1, 1, 1/2)$

a) Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón.

b) Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.
9. La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

a) Pertenecer al grupo de los alcalinos.

b) Pertenecer al periodo 5 del sistema periódico.

c) Tiene carácter metálico.
10. Dadas las especies: Cl^- ($Z = 17$), K^+ ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$):

a) Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.

b) Justifique cuál tendrá un radio mayor.
11. Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.



- a) Defina Energía de ionización.
- b) Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.
- c) Explique cuál es el factor determinante de esta variación.

12. Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.

- a) Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
- b) Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
- c) Indique razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.

SELECTIVIDAD 2005

13. a) Escriba la configuración electrónica de los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 33, 35 y 37, respectivamente.

- b) Indique el grupo y el periodo al que pertenecen.
- c) Razone qué elemento tendrá mayor carácter metálico.

14. Indique:

- a) Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l , que corresponden al nivel cuántico $n = 4$.
- b) A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores.
- c) Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.

15. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas:

ns^1 ; ns^2np^1 ; ns^2np^6

- a) Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas.
- b) Para el caso de $n = 4$, escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbrelo.

16. a) Indique el número de electrones desapareados que hay en los siguientes átomos:

As ($Z = 33$) Cl ($Z = 17$) Ar ($Z = 18$)

- b) Indique los grupos de números cuánticos que corresponderán a esos electrones desapareados.

17. a) Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos: $(0, 0, 0, -1/2)$; $(1, 1, 0, +1/2)$; $(2, 1, -1, +1/2)$; $(3, 2, 1, -1/2)$.

- b) Indique a qué tipo de orbital corresponden los estados anteriores que sean posibles.
- c) Indique en cuál de ellos la energía es mayor.

18. Dadas las siguientes especies: Ar, Ca^{2+} y Cl^- .

- a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
 - b) Ordénelas, razonando la respuesta, en orden creciente de sus radios.
- Números atómicos: Ar = 18; Ca = 20; Cl = 17.

SELECTIVIDAD 06

19. La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^22s^22p^63s^23p^6$.

- a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
- b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
- c) Razone si posee electrones desapareados el elemento X.

20. Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 2, 11, 17 y 25, respectivamente.

- a) Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados.
- b) Justifique qué elemento tiene mayor radio.
- c) Entre los elementos B y C, razone cuál tiene mayor energía de ionización.

21. Dadas las configuraciones electrónicas:

A : $1s^23s^1$; B : $1s^22s^3$; C : $1s^22s^22p^63s^23p^5$; D : $1s^22s^22p_x^22p_y^02p_z^0$

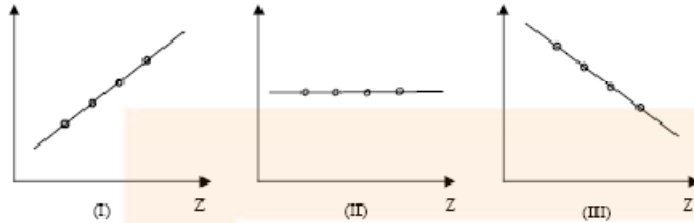
Indique razonadamente:

- a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
- b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.
- c) La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.



22. Razone qué gráfica puede representar:

- El número de electrones de las especies: Ne, Na⁺, Mg²⁺ y Al³⁺.
- El radio atómico de los elementos: F, Cl, Br y I.
- La energía de ionización de: Li, Na, K y Rb.



23. a) Escriba la configuración electrónica de los iones Mg²⁺ (Z=12) y S²⁻ (Z=16).

- Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- Justifique cuál de los dos elementos, Mg o S, tendrá mayor energía de ionización.

24. a) Escriba la configuración electrónica de los iones: Al³⁺ (Z = 13) y Cl⁻ (Z = 17).

- Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- Razone cuál de los elementos correspondientes tendrá mayor energía de ionización.

SELECTIVIDAD 07

25. Dados los conjuntos de números cuánticos: (2,1,2, 1/2); (3,1,-1, 1/2); (2,2,1,-1/2); (3,2,-2, 1/2)

- Razone cuáles no son permitidos.
- Indique en qué tipo de orbital se situaría cada uno de los electrones permitidos.

26. Dadas las especies químicas Ne y O²⁻, razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Ambas especies poseen el mismo número de electrones.
- Ambas especies poseen el mismo número de protones.
- El radio del ion óxido es mayor que el del átomo de neón.

27. La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento A es 3s²p⁵.

- Justifique si se trata de un metal o un no metal.
- Indique, razonadamente, un elemento que posea mayor potencial de ionización que A.
- Indique, razonadamente, un elemento que posea menor potencial de ionización que A.

28. La configuración electrónica del ion X³⁻ es 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶.

- ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
- ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
- Razone si el elemento X posee electrones desapareados.

29. El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13, respectivamente. Indique, razonando la respuesta, cuál de ellos:

- Corresponde a un gas noble.
- Es un metal alcalino.
- Es el más electronegativo.

SELECTIVIDAD 2008

30. a. Escriba las configuraciones electrónicas de las especies siguientes:

N³⁻ (Z = 7), Mg²⁺ (Z = 12), Cl⁻ (Z = 17), K (Z = 19) y Ar (Z = 18)

- Indique los que son isoelectrónicos.
- Indique los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.

31. El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente:

A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20

Razone:

- ¿Cuál es el más electronegativo?



- b) ¿Cuál posee menor energía de ionización?
c) ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?
32. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) El neón y el O^{2-} tienen la misma configuración electrónica.
b) El neón tiene una energía de ionización menor que la del oxígeno.
c) El neón y el O^{2-} tienen el mismo número de protones.
33. Para un elemento de número atómico $Z = 20$, a partir de su configuración electrónica:
a) Indique el grupo y el periodo al que pertenece y nombre otro elemento del mismo grupo.
b) Justifique la valencia más probable de ese elemento.
c) Indique el valor de los números cuánticos del electrón más externo.
34. Para un átomo en su estado fundamental, razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) El número máximo de electrones con número cuántico $n = 3$ es 6.
b) En un orbital $2p$ sólo puede haber 2 electrones.
c) Si en los orbitales $3d$ se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

SELECTIVIDAD 2009

35. Un ion positivo del elemento M tiene la configuración electrónica: $M^{2+}:1s^22s^22p^63s^23p^64d^4$
a) ¿Cuál es el número atómico de M?
b) ¿Cuál es la configuración del ion M^{+3} en función del gas noble que le antecede?
c) ¿Qué números cuánticos corresponden al electrón $3d$ de este elemento?

36. La siguiente tabla proporciona los valores de energía de ionización (eV) de tres elementos:

	1ª	2ª	3ª	4ª
Li	5,4	75,6	122,5	-----
Na	5,1	47,3	71,9	99,1
K	4,3	31,8	46,1	61,1

- a) ¿Por qué la primera energía de ionización disminuye del Litio al Potasio?
b) ¿Por qué la segunda Energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera?
c) ¿Por qué no se da valor de la cuarta energía de ionización del Litio?