

E1A.S2010

Indique el máximo número de electrones de un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos, asigne los restantes y especifique los orbitales en los que pueden encontrarse los electrones.

a) $n = 2$; $s = +\frac{1}{2}$.

b) $n = 3$; $l = 2$.

c) $n = 4$; $l = 3$; $m = -2$.

a) En cada nivel caben $2n^2$ electrones, así que en el nivel 2 caben 8. Como sabemos, 2 en el subnivel s y 6 en el subnivel p . De ellos la mitad tienen spin $+\frac{1}{2}$ y la otra mitad spin $-\frac{1}{2}$. Es evidente que con los números cuánticos $n = 2$; $s = +\frac{1}{2}$ habrá 4. Los números cuánticos de estos 4 electrones son:

1 electrón s : $n=2$; $l=0$; $m=0$; $s=+\frac{1}{2}$

3 electrones p : $\left\{ \begin{array}{l} n=2; l=1; m=-1; s=+\frac{1}{2} \\ n=2; l=1; m=0; s=+\frac{1}{2} \\ n=2; l=1; m=+1; s=+\frac{1}{2} \end{array} \right.$

b) Independientemente del número de electrones que quepan en el nivel 3, con número cuántico $l=2$ (subnivel d) hay 10 electrones, porque en el subnivel $l=2$ hay 5 orbitales con números cuánticos $m=-2, m=-1, m=0, m=1, m=2$ y en cada orbital caben dos electrones uno con spin $+\frac{1}{2}$ y la otro con spin $-\frac{1}{2}$. Los números de estos 10 electrones son:

10 electrones $l=2$: (subnivel $3d$) $\left\{ \begin{array}{l} n=3; l=2; m=-2; s=+\frac{1}{2} \text{ y } s=-\frac{1}{2} \\ n=3; l=2; m=-1; s=+\frac{1}{2} \text{ y } s=-\frac{1}{2} \\ n=3; l=2; m=0; s=+\frac{1}{2} \text{ y } s=-\frac{1}{2} \\ n=3; l=2; m=+1; s=+\frac{1}{2} \text{ y } s=-\frac{1}{2} \\ n=3; l=2; m=+2; s=+\frac{1}{2} \text{ y } s=-\frac{1}{2} \end{array} \right.$

c) Los 3 números cuánticos n, l y m definen un orbital (en este caso es uno de los 7 orbitales f , concretamente el que tienen $m=-2$), y por tanto solo puede haber 2 electrones con spines $s=+\frac{1}{2}$ y $s=-\frac{1}{2}$

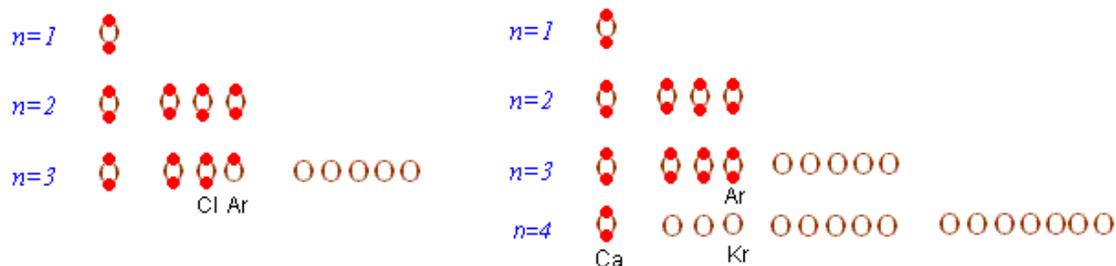
E2B.S2010

Dos elementos A y B tienen de número atómico 17 y 20, respectivamente.

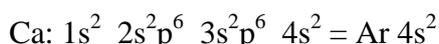
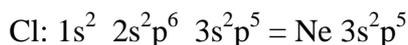
a) Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.

b) Indique el ion más estable de cada uno y escriba su configuración electrónica.

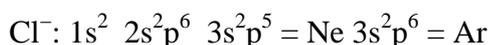
a) Si cuentas hasta llegar a los números 17 y 20 verás que son las posiciones que ocupan el Cl y el Mg respectivamente.



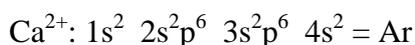
La configuración electrónica de sus estados fundamentales será por tanto:



b) Todos los elementos tienden a tener la estructura electrónica del gas nombre más cercano. El cloro al que solamente le falta 1 electrón para conseguir la estructura del argón se transformará en un anión monovalente:



por su parte, el calcio es incapaz de conseguir los 6 electrones que le faltan para obtener la configuración del criptón, así que pierde $2e^-$ convirtiéndose en un ion $2+$ con la misma estructura electrónica que el gas noble anterior, el argón.



como vemos ambos iones son isoelectrónicos.

E3A.S2010

a) Justifique cómo es el tamaño de un átomo con respecto a su anión y con respecto a su catión.

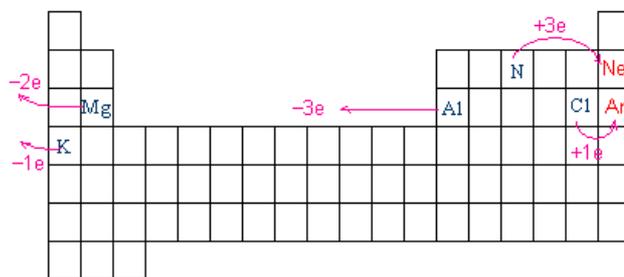
b) Explique qué son especies isoelectrónicas y clasifique las siguientes según esta categoría: Cl^- ; N^{3-} ; Al^{3+} ; K^+ ; Mg^{2+} .

a) Cuando un átomo gana un electrón y se convierte en su ión negativo (anión) aumenta mucho de tamaño por dos motivos: primero, porque la carga nuclear sigue siendo la misma y ahora tiene que retener un electrón más, y segundo, porque ese nuevo electrón se encuentra con el apantallamiento de los electrones originales que lo repelen.

Por el contrario, cuando un átomo neutro pierde un electrón y se convierte en un ión positivo (catión) su tamaño disminuye mucho, porque ahora la carga nuclear, que sigue siendo la misma, tira con más fuerza de los electrones, al haber menos. Si además, como les ocurre a los metales alcalinos, el electrón que pierde hace que todos los restantes estén en un nivel menos, obviamente la contracción será mucho mayor.

b) Especies isoelectrónicas, como indica la palabra, quiere decir que tienen el mismo número de electrones, por ejemplo un elemento cualquiera, al anión del elemento

anterior en la tabla y el catión del posterior, son lógicamente elementos distintos, pero tendrían el mismo número de electrones. Si representamos los elementos en la tabla:



El Cl^- al haber ganado $1e^-$ es isoelectrónico con el Argón, lo mismo que el K^+ al perderlo, así que son isoelectrónicos entre sí.

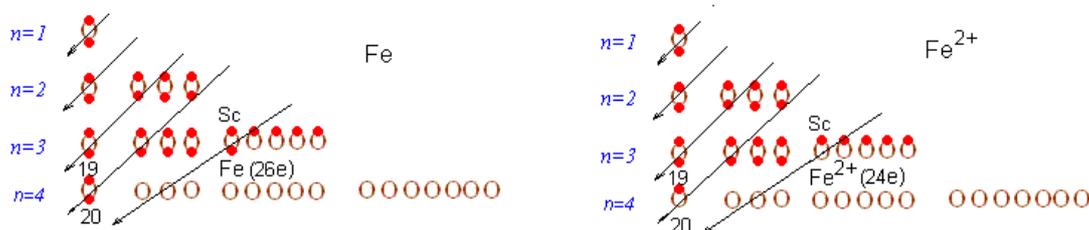
Por otro lado, el N^{3-} al haber ganado $3e^-$ es isoelectrónico con el Neón, lo mismo que el Al^{3+} al haber perdido $3e^-$ y que el Mg^{2+} al perder $2e^-$.

E4A.S2010

- ¿Que caracteriza, desde el punto de vista de la configuración electrónica, a un metal de transición?
- Indique la configuración electrónica del ion hierro (II) y justifique la existencia de ese estado de oxidación.
- ¿Por que existen siete clases de orbitales f ?

a) Los metales de transición son los que tienen sus últimos electrones en el subnivel $l=2$, también llamado subnivel d . Como hay 5 orbitales en este subnivel, los $m=-2,-1,0,1,2$ y en cada uno caben $2e^-$, resulta que hay 10 metales de transición por nivel, a partir del nivel $n=3$.

b) En primer lugar colocamos el Fe en el subnivel d , empezando desde Sc, Ti, V, Cr Mn y Fe . Después enumeramos hasta llegar a él y como veremos tiene 26 electrones:



La configuración del hierro, por tanto es: $\text{Fe} = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^6 4s^2 = \text{Ar} 3d^6 4s^2$

El ion Fe^{2+} naturalmente tiene dos electrones menos que el hierro, pero en lugar de perder los dos electrones d y pasar a ser d^4 , la mayor probabilidad es que pierda uno d y otro $4s$ ya que así tendría una estructura más estable al tener todos los subniveles semillenos: $\text{Fe}^{2+} = \text{Ar} 3d^5 4s^1$

También podría perder el otro electrón 4s y entonces tendría el subnivel 4s vacío y el 3d semilleno, que también es una estructura muy estable: $\text{Fe}^{3+} = \text{Ar } 3d^5 4s^0$

c) Hay 7 orbitales *f* sencillamente porque el número cuántico que define a estos subniveles es $l=3$, y como el número de orbitales viene dado por el número cuántico magnético que toma valores desde $-l$ hasta $+l$, le corresponden 7 números cuánticos magnéticos: $m=-3,-2,-1,0,1,2,3$

E5B.S2010

a) Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. La primera energía de ionización de uno es 2080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/mol. Asigne cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifique la elección.

b) La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿será mayor, menor o igual que la energía de ionización del átomo de hidrógeno? Razone la respuesta.

a) La energía de ionización más pequeña corresponde al elemento $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ por dos motivos: el primero, porque es un átomo de mayor tamaño al tener el electrón en el nivel 3 con lo que la fuerza que lo mantiene unido al núcleo es menor. Pero además, es que esa estructura corresponde a un metal alcalino (Na) y al perder el electrón pasa a tener una configuración de gas noble (Ne). Por el contrario, el otro elemento (F) en primer lugar, es muy pequeño por lo que tiene sus electrones muy atraídos, y su tendencia es precisamente la contraria, tomar un electrón y tener la estructura del Ne.

b) La primera energía de ionización del helio es mayor que la del hidrógeno porque arrancarle un electrón al helio supone romper una estructura electrónica muy estable, así que no digamos ya si la comparamos con la segunda.

El átomo de hidrógeno y el He^+ ambos tienen un electrón, pero el catión del helio será mucho más pequeño que el hidrógeno porque tiene dos protones tirando de él, mientras que el hidrógeno tiene solo uno. Por esa razón quitarle el segundo electrón al helio es difícil. (Efectivamente, la energía de ionización del hidrógeno es 13,6 eV, y las del helio son 24,6 eV y 54,4 eV para el primer y segundo electrón respectivamente)

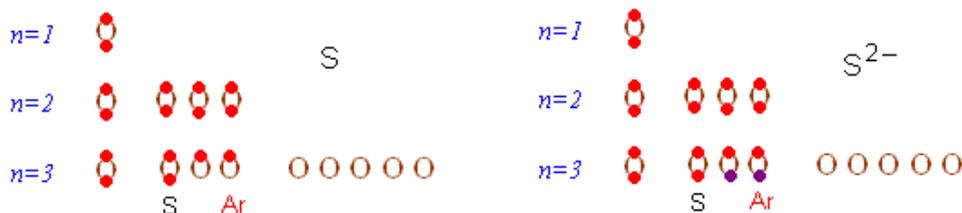
E6B.S2010

a) Escriba la configuración electrónica de los iones S^{2-} y Fe^{2+} .

b) Indique un catión y un anión que sean isoelectrónicos con S^{2-} .

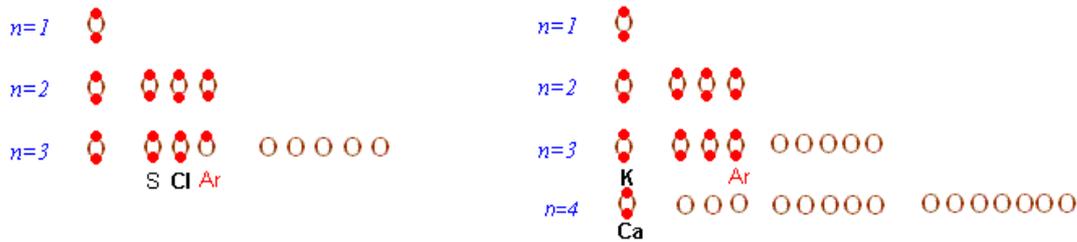
c) Justifique por qué la segunda energía de ionización del magnesio es mayor que la primera.

a) La configuración del Fe^{2+} ya se hizo en el ejercicio E4A.S2010. Para S^{2-} tenemos:



por tanto el ion sulfuro, isoelectrónico con el Ar, sería: $S^{2-} = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^6$

b) Si miramos la tabla, veremos que a la derecha del azufre está el cloro, (que naturalmente tiene un protón y un electrón más), así que el anión Cl^- tendrá también la estructura electrónica del argón y será isoelectrónico con el sulfuro.



Después del argón está el potasio, que al perder un electrón se convierte en K^+ isoelectrónico con argón, S^{2-} y Cl^- . Podrían haberse elegido otros elementos, como por ejemplo: P^{3-} , Ca^{2+} , Ga^{3+} .

c) La segunda energía de ionización de cualquier elemento (sea magnesio o sea el que sea) siempre es mayor que la primera, por la simple razón de que al perder el primer electrón la carga nuclear, que sigue siendo la misma, tira con mayor fuerza de los restantes electrones comprimiendo el átomo.

Lo que ocurre es que la segunda energía de ionización a veces es mayor o menor de lo habitual y eso depende de si supone romper una estructura muy estable (como ocurre con la segunda EI de los metales alcalinos) o si por el contrario, como es el caso concreto del magnesio, perder ese segundo electrón supone obtener una estructura más estable.

Efectivamente, la primera energía de ionización del sodio es 5,1 eV porque pasa a Na^+ con estructura de gas noble, pero la segunda es 47,2 eV (unas 10 veces mayor). Sin embargo, para el magnesio la primera y segunda EI son 7,6 y 15,0 eV donde vemos que arrancar el segundo electrón apenas si cuesta el doble de energía que el primero.

E2A.S2009

El ión positivo de un elemento M tiene de configuración electrónica: $M^{2+}: 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^4$

a) Cual es el número atómico de M?

b) Cual es la configuración de su ion M^{3+} expresada en función del gas noble que le antecede?

c) Qué números cuánticos corresponderían a un electrón 3d de ese elemento?

a) La suma de todos los exponentes de la fórmula electrónica nos da el total de electrones, que es igual a 22. Así que si el ión M^{2+} tiene $22e^-$. Su átomo neutro debería tener 2 más, por tanto $24e^-$ y sería el cromo.

b) Si el ion pierde otro electrón (con lo cual se oxida) que será el más externo tendrá la configuración: $M^{3+}: 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^3 = Ar 3d^3$

E4A.S2008

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.

a) Verdad, ya que el ion del oxígeno al tener 2 electrones más que el átomo de oxígeno es isoelectrónico con el neón. La configuración de ambos es $1s^2 2s^2 p^6$

b) Al contrario, el neón tiene mayor energía de ionización que el oxígeno por dos motivos: primero, porque está en el mismo nivel que el oxígeno y su tamaño es muy similar pero tiene una carga nuclear mucho mayor (de dos protones más que el oxígeno) y segundo, porque arrancarle un electrón al neón supone romper su estructura electrónica, que es la más estable posible.

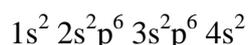
c) Falso. Como hemos razonado en la primera parte, ambas especies son isoelectrónicas, pero (aunque tengan el mismo número de electrones) de ninguna manera tienen los mismos protones. El número de protones es lo que define a un elemento y tanto el oxígeno como su ion O^{2-} tienen 8p, mientras que el neón tiene 10p.

E5B.S2008

Para un elemento de número atómico $Z = 20$, a partir de su configuración electrónica:

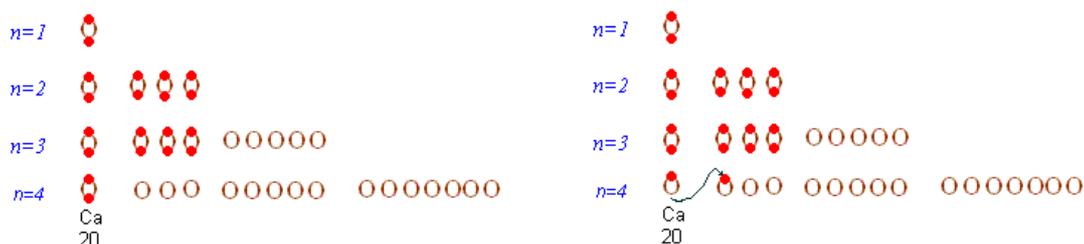
- a) Indique el grupo y el periodo al que pertenece y nombre otro elemento del mismo grupo.
- b) Justifique la valencia más probable de ese elemento.
- c) Indique el valor de los números cuánticos del electrón más externo.

a) Empezamos a contar mientras colocamos electrones hasta llegar a 20:



En la última capa tiene configuración s^2 como corresponde a todos los elementos del grupo II, también llamado metales alcalino térreos, que está compuesto por Berilio, Magnesio, Calcio (que es concretamente de quien se trata), Estroncio, Bario y el Radio.

b) Como hemos dicho, el calcio, al igual que los elementos de su grupo, tiene estructura s^2 , pero al tener orbitales $3d$ vacíos, cuya diferencia de energía con los $3s$ es muy pequeña, uno de los electrones s puede saltar al subnivel d (como se indica en la figura derecha) y así tendría 2 electrones desapareados y consecuentemente valencia 2.



c) El último electrón del calcio es: $n=4$; $l=0$ (subnivel s); $m=0$; $s=-\frac{1}{2}$

E6A.S2008

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.

a) Falso. En cada nivel caben $2n^2$ electrones, así que en el nivel 3 el número máximo de electrones sería $2 \cdot 3^2 = 18$. Como sabemos, 2 en el subnivel s , 6 en el subnivel p y 10 en el subnivel d .

b) Verdad. En un orbital, sea cual sea, solo caben 2 electrones con espines $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

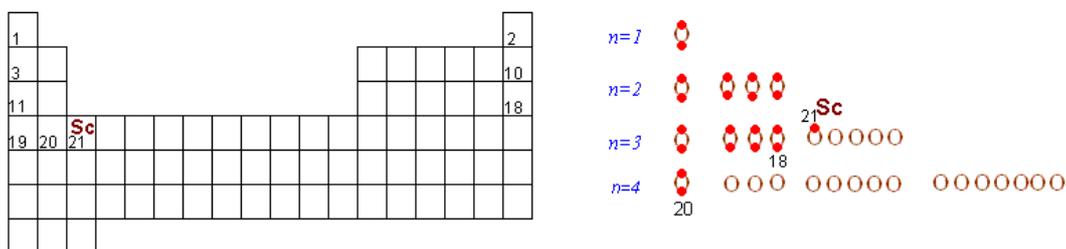
c) Falso. Los orbitales $3d$ son 5 (correspondientes a los números $m=-2, -1, 0, 1, 2$) por tanto si colocamos 6 electrones, de acuerdo con la regla de máxima multiplicidad de Hund, los cinco primeros entrarán con el mismo spin y el sexto, ya con spin contrario, apareará a uno. Quedarán entonces 4 sin aparear.

E1A.S2007

La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- 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.

a) El número de electrones del ion podemos obtenerlo sumando los exponentes, siendo igual a 18. El número de electrones del átomo en su estado fundamental será de 3 más, por tanto 21 e⁻. Como un átomo en estado fundamental tiene igual número de protones que de electrones, quiere decir que tiene 21 protones y por tanto que $Z=21$. Contando en la tabla llegaremos a que la posición 21 la ocupa el escandio, Sc.



b) El escandio es un metal de transición, ya que sus últimos electrones los tiene el subnivel d . Su estructura es: $Ar 3d^1 4s^2$. Si te fijas bien en su configuración verás que todos los elementos de transición del grupo del escandio están en el nivel 3, aunque antes de empezar su llenado se haya completado el subnivel $4s$, por eso tienen configuraciones $3d^{1-10} 4s^2$.

c) El Sc como puede verse en el dibujo de la derecha tiene 1 electrón desapareado, ya que tiene 1 solo electrón el en subnivel $3d$.

E2A.S2007

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

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

a) No hay más que empezar a colocar electrones hasta llegar al número que tiene cada elemento:

A: $1s^2$	todos sus e- apareados
B: $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$	1 e- desapareado
C: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$	1 e- desapareado
D: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^5 4s^2$	5 e- desapareados

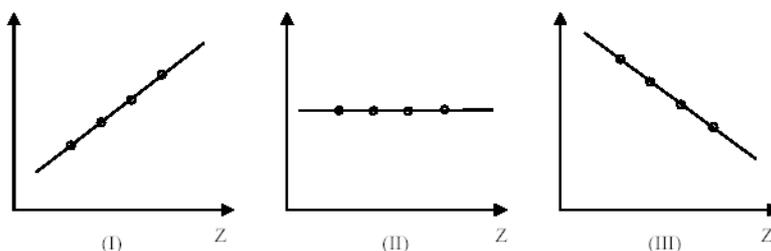
b) A bote pronto podemos pensar que el mayor radio debe tenerlo el D puesto que parte de sus electrones los tiene en el nivel 4, pero este elemento tiene una carga nuclear muy grande y eso debe contraer el átomo, mientras que el B tiene un único electrón en la capa 3 y una carga nuclear pequeña, por lo que tendrá mayor radio.

c) Se trata de elementos del mismo nivel, pero el C es mucho mayor que el B, porque éste último que tiene mayor carga nuclear y por tanto tiene sus electrones más retenidos. Como consecuencia, al elemento C será más difícil quitarle un electrón y tiene mayor energía de ionización.

E4B.S2007

Razone qué gráfica puede representar:

- El número de electrones de las especies: Ne, Na^+ , Mg^{2+} y Al^{3+} .
- El radio atómico de los elementos: F, Cl, Br y I.
- La energía de ionización de: Li, Na, K y Rb.



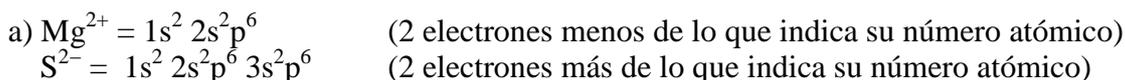
a) El número de electrones de estas especies es: Ne = $10e^-$; $\text{Na}^+ = 11 - 1 = 10$; $\text{Mg}^{2+} = 12 - 2 = 10$; $\text{Al}^{3+} = 13 - 3 = 10$, por tanto la gráfica (II) es la que representa el número de electrones en función de la especie.

b) En una familia el radio aumenta hacia abajo ya que cada elemento tiene la misma configuración electrónica en la última capa, pero los electrones cada vez están en un nivel superior más alejado del núcleo, por tanto $R_{\text{F}} < R_{\text{Cl}} < R_{\text{Br}} < R_{\text{I}}$ y en consecuencia les corresponde la gráfica (I)

c) En una familia, el radio aumenta hacia abajo como ya hemos razonado, así que su energía de ionización disminuye, porque al estar los electrones más alejados del núcleo la fuerza que los mantienen unidos es menor al disminuir con el cuadrado de la distancia, así que: $E_{Li} > E_{Na} > E_{K} > E_{Rb}$ y en consecuencia les corresponde la gráfica (III)

E5A.S2007

- a) Escriba la configuración electrónica de los iones Mg^{2+} ($Z=12$) y S^{2-} ($Z=16$).
b) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
c) Justifique cuál de los dos elementos, Mg o S, tendrá mayor energía de ionización.

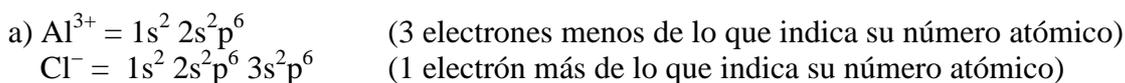


b) El S^{2-} es mucho mayor porque, en primer lugar, tiene los electrones en el nivel 3 y segundo, porque tiene 18 electrones (2 de más) y solamente 16 protones para retenerlos, mientras que por el contrario el Mg^{2+} tiene solamente 10 electrones y una carga nuclear de 12 protones.

c) Se trata de elementos el mismo nivel, pero el Mg es mucho mayor que el S, porque éste último que tiene mayor carga nuclear y por tanto tiene sus electrones más retenidos. Como consecuencia, al S será más difícil quitarle un electrón y tiene mayor energía de ionización. (Naturalmente la pregunta y la respuesta se refiere a los elementos en su estado fundamental, pero si nos refiriésemos a la EI de los iones la cosa es muy distinta)

E6A.S2007

- a) Escriba la configuración electrónica de los iones: Al^{3+} ($Z = 13$) y Cl^- ($Z = 17$).
b) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
c) Razone cuál de los elementos correspondientes tendrá mayor energía de ionización.



- b) Mayor radio Cl^-
c) Mayor EI el Al

E1A.S2006

Dados los conjuntos de números cuánticos: $(2,1,2, \frac{1}{2})$; $(3,1,-1, \frac{1}{2})$; $(2,2,1,-\frac{1}{2})$; $(3,2,-2, \frac{1}{2})$

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

- $(2,1,2, \frac{1}{2})$ No, porque si $l=1$, m no puede valer 2 (toma desde $-l$ hasta $+l$)
 $(3,1,-1, \frac{1}{2})$ Correcto (Corresponde a un orbital $3p$)
 $(2,2,1,-\frac{1}{2})$ No, porque si $n=2$, l no puede tomar el valor 2 (toma desde $n-1$ hasta 0)
 $(3,2,-2, \frac{1}{2})$ Correcto (Corresponde a un orbital $3d$)