



2022-Julio-Coincidentes

A.1. a) A: $Z=9$, $1s^2 2s^2 2p^5$, grupo 17 (halógenos), periodo 2, símbolo F, nombre flúor.

B: $Z=13$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, grupo 13 (térreos), periodo 3, símbolo Al, nombre aluminio.

b) El último electrón colocado según la regla de construcción asociado a $2p^5$ tiene $n=2$, $l=1$ (orbital p); $m_l=\pm 1, 0$; $m_s=\pm 1/2$ (se podría indicar $m_l=0$ si se indica que se asume que los orbitales se llenan con valor de m creciente)

c) Los iones más estables son los que tienen configuración electrónica de gas noble.

Para A el ion es F^- con configuración $1s^2 2s^2 2p^6$ de neón.

Para B el ion es Al^{3+} con configuración $1s^2 2s^2 2p^6$ de neón.

d) Tanto F^- como Al^{3+} son isoelectrónicos, pero Al^{3+} tiene mayor carga en el núcleo, por lo que los electrones estarán más atraídos y el radio iónico será menor para Al^{3+} .

2022-Julio

A.1. a) A: nombre cloro, símbolo Cl, configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

B: nombre magnesio, símbolo Mg, configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

C: nombre azufre, símbolo S, configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

b) b.1. Falsa. La primera energía de ionización es la necesaria para extraer el electrón más externo. Los tres elementos están en el periodo 3, y la primera energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos y cuesta más extraerlos. Por lo tanto el elemento que tiene mayor primera energía de ionización es el A, cloro.

b.2 Verdadera. Los tres elementos están en el periodo 3, y el radio atómico disminuye hacia la derecha en el periodo ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos. Por lo tanto el elemento con mayor radio atómico es el B, magnesio.

2022-Junio-Coincidentes

A.1. a) $Z=19$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (K, potasio)

(4, 1, 0, $-1/2$): esta combinación de números cuánticos no puede describir a alguno de sus electrones, ya que tiene número cuántico principal $n=4$, por lo que en el potasio solo podría estar asociado al electrón en el orbital 4s. Sin embargo el número cuántico secundario es $l=1$ asociado a un orbital p, por lo que son números cuánticos de un electrón en un orbital 4p que no corresponde a un átomo de potasio no excitado.

(3, 0, 0, $-1/2$): esta combinación de números cuánticos sí puede describir a alguno de sus electrones, ya que tiene número cuántico principal $n=4$, número cuántico secundario $l=0$ y número cuántico magnético $m=0$, por lo que sí son números cuánticos válidos para describir un electrón en un orbital 3s.

b) F: $Z=9$, $1s^2 2s^2 2p^5$, F^- : $1s^2 2s^2 2p^6$

Cl: $Z=17$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Li: $Z=3$, $1s^2 2s^1$, Li^+ : $1s^2$

Be: $Z=4$, $1s^2 2s^2$, Be^{2+} : $1s^2$

Li^+ y Be^{2+} son isoelectrónicos con electrones en la capa 1, pero Be^{2+} tiene mayor carga nuclear y su radio será menor. F^- tiene sus electrones en la capa 2 y Cl^- en la capa 3, por lo que en orden creciente de radio iónico serán $Be^{2+} < Li^+ < F^- < Cl^-$.

2022-Junio

A.1. a) A: $Z=9$, $1s^2 2s^2 2p^5$

B: $Z=13$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

b) A: flúor, F, grupo 17 (halógenos), periodo 2

B: aluminio, Al, grupo 13 (térreos), periodo 3

c) La primera energía de ionización es la necesaria para extraer el electrón más externo, y es menor al aumentar el radio atómico, ya que cuanto mayor es el átomo es más fácil extraerlo. El flúor está en periodo 2 y el aluminio en periodo 3, por lo que los electrones más externos del aluminio están en un orbital con número cuántico principal más grande y el átomo de aluminio será mayor. Por lo





tanto el elemento que tiene menor primera energía de ionización es el B, aluminio.

2022-Modelo

A.1. a) A: $Z=11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

B: $Z=15$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

C: $Z=17$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b) A: sodio, Na, grupo 1 (alcalinos), periodo 3

B: fósforo, P, grupo 15 (nitrogenoideos), periodo 3

C: cloro, Cl, grupo 17 (halógenos), periodo 3

c) La primera energía de ionización es la necesaria para extraer el electrón más externo. Los tres elementos están en el periodo 3, y la primera energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos y cuesta más extraerlos. Por lo tanto el elemento que tiene menor primera energía de ionización es el A, sodio.

2021-Julio-Coincidentes

A.1. a) A: $Z=12$, magnesio, Mg, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

B: $Z=14$, silicio, Si, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

C: $Z=17$, cloro, Cl, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b) Los tres elementos están en el periodo tres, y la electronegatividad aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo, el radio es menor, y tiene mayor facilidad para atraer un electrón. Por lo tanto $EN(Cl) > EN(Si) > EN(Mg)$.

B.1. a) Elemento X, $Z=11$, sodio, Na, grupo 1 (alcalinos), periodo 3.

Elemento Y, $Z=16$, azufre, S, grupo 16 (anfígenos), periodo 3.

Elemento Z, $Z=18$, argón, Ar, grupo 18 (gases nobles), periodo 3.

b) En el átomo X la primera energía de ionización es la asociada a extraer el electrón externo en un orbital $3s^1$, mientras que la segunda energía de ionización es la asociada a extraer el electrón externo del ion Na^+ que está en un orbital $2p^6$, más atraído, y en un átomo con configuración electrónica de gas noble.

c) Los tres elementos están en periodo 3. Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta Z , ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo n), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, por lo que ordenados de mayor a menor tamaño será $Na > S > Ar$.

2021-Julio

A.1. a) A: $Z=12$, magnesio, Mg, grupo 2 (alcalinotérreos), periodo 3.

B: $Z=6$, carbono, C, grupo 14 (carbonoideos), periodo 2.

C; $Z=16$, azufre, S, grupo 16 (anfígenos), periodo 3.

b) La primera energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos y cuesta más extraerlos. Por lo tanto es mayor en E (2080,7 kJ/mol) que en D (520,2 kJ/mol), pero además E tiene configuración electrónica de gas noble y es necesaria más energía para extraer un electrón.

c) Na tiene configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y tiene 1 electrón desapareado en un orbital $3s$.

N tiene configuración $1s^2 2s^2 2p^3$ y tiene 3 electrones desapareados en tres orbitales $2p$.

Ne tiene configuración $1s^2 2s^2 2p^6$ y no tiene electrones desapareados.

2021-Junio-Coincidentes

A.1. a) $1s^2 2s^2 2p^6$ asociado a un átomo neutro corresponde a $Z=10$, grupo 18 (gases nobles) periodo 2, símbolo Ne y nombre Neón.

b) $1s^2 2s^2 2p^6$ asociado a un catión con carga +1 corresponde a $Z=11$, sería catión sodio, Na^+ .

$1s^2 2s^2 2p^6$ asociado a un catión con carga +2 corresponde a $Z=12$, sería catión magnesio, Mg^{2+} .

b) $1s^2 2s^2 2p^6$ asociado a un anión con carga -1 corresponde a $Z=9$, sería anión flúor, F^- .

$1s^2 2s^2 2p^6$ asociado a un anión con carga -2 corresponde a $Z=8$, sería anión oxígeno, O^{2-} .

2021-Junio





A.1. a) A(Z=17): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

B(Z=35): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

C(Z=19): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

D (Z=11): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

b) El periodo viene determinado por la capa mayor en la que hay electrones.

A y D se encuentran en periodo 3, y B y D se encuentran en periodo 4.

c) La afinidad electrónica es la tendencia a captar un electrón medida como la energía liberada al captarlo. Entendiendo esta energía liberada como positiva, en el periodo aumenta al ir de izquierda a derecha, ya que disminuye el radio y aumenta la tendencia a atraer el e^- y captarlo.

Por lo tanto $AE(D) < AE(A)$.

2021-Modelo

A.1.- a) A: Z=8, nombre oxígeno, símbolo O, grupo 16, periodo 2.

B: Z=4, nombre berilio, símbolo Be, grupo 2, periodo 2.

C: Z=14, nombre silicio, símbolo Si, grupo 14, periodo 3.

D: Z=17, nombre cloro, símbolo Cl, grupo 17, periodo 3.

b) Ambos elementos A y B están en periodo 2. Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta Z, ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo n), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, por lo que tendrá mayor radio atómico Be que O, ambos en periodo 2 pero O con Z mayor.

c) Los estados de oxidación más probables están asociados a los iones más estables, que tendrán configuración de gas noble.

Para A, oxígeno, el estado de oxidación más estable es -2, ya que consigue configuración de neón

Para B, berilio, el estado de oxidación más estable es +2, ya que consigue configuración de helio.

Para C, silicio, los estados de oxidación más estables serán +4 y -4, ya que consigue configuración electrónica de neón y de argón, respectivamente.

Para D, cloro, el estado de oxidación más estable es -1, ya que consigue configuración de argón.

d) La primera energía de ionización es la necesaria para extraer el electrón más externo. Ambos elementos están en el periodo 3, y la primera energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos y cuesta más extraerlos. Por lo tanto el elemento D la primera energía de ionización es mayor.

2020-Septiembre

A.1 a) A (nitrogenoide del periodo 3): Fósforo, P.

B (Z=11): Sodio, Na.

C (subnivel 3p con solo dos electrones): Silicio, Si.

D (periodo 2, grupo 15): Nitrógeno, N.

b) A (Z=15): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

B (Z=11): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

C (Z=14): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

D (Z=7): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$.

c) La segunda energía de ionización de A (fósforo) es menor que la del B (sodio). En la primera energía de ionización del sodio se extrae un electrón 3s de un átomo neutro y en la segunda energía de ionización se extrae un electrón 2p de un ion Na^+ que tiene configuración electrónica de gas noble y es muy estable. En el caso del fósforo los electrones a extraer en la primera y segunda ionización están en niveles 3p que son más externos y están menos atraídos por el núcleo.

2020-Julio-Coincidentes

A.1 a) Z=12: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, Magnesio, Mg.

Z=17: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, Cloro, Cl.

b) Para el magnesio el ion más estable es Mg^{2+} , con configuración electrónica de gas noble, Neón, $1s^2 2s^2 2p^6$

Para el cloro el ion más estable es Cl^- , con configuración electrónica de gas noble, Argón, $1s^2 2s^2$





$2p^6 3s^2 3p^6$.

d) La primera energía de ionización es la necesaria para extraer el electrón más externo. Ambos elementos están en el periodo 3, y la primera energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos y cuesta más extraerlos. Por lo tanto la mayor de las dos energías, 12,97 eV será para cloro, y la menor, 7,65 eV será para magnesio.

2020-Julio

A.1 a) Aluminio $Z=13$: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

Magnesio $Z=12$: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

b) El radio atómico crece con n , pero ambos están en el mismo periodo. Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta Z , ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo n), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, por lo que tendrá mayor radio atómico Mg que Al, ambos en periodo 3 pero Al con Z mayor.

c) La segunda energía de ionización del aluminio es mayor que la primera. En la primera energía de ionización del aluminio se extrae un electrón $3p$ de un átomo neutro y en la segunda energía de ionización se extrae un electrón $3s$ de un ion Al^+ , que está más atraído porque la carga del núcleo no varía.

d) No es posible ionizar un mol de átomos de magnesio gaseosos con una energía de 500 kJ porque es menor que la energía que la de ionización (738,1 kJ para un mol).

2020-Modelo

Pregunta A1.-

a) $Z=9$: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$, 7 electrones en la capa de valencia.

$Z=12$: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, 2 electrones en la capa de valencia.

$Z=16$: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, 6 electrones en la capa de valencia.

b) $Z=9$: es flúor de símbolo F, grupo 17 y periodo 2. No metal.

$Z=12$: es magnesio de símbolo Mg, grupo 2 y periodo 3. Metal.

$Z=16$: es azufre de símbolo S, grupo 16 y periodo 3. No metal.

c) El ion más estable está asociado a la configuración electrónica de gas noble más cercana

Para $Z=9$ y $Z=12$ la configuración más cercana es la del neón con 10 electrones $1s^2 2s^2 2p^6$ por lo que los iones más estables serán F^- y Mg^{2+} .

Para $Z=16$ la configuración más cercana es la del argón con 18 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ por lo que el ion más estable será S^{2-} .

2019-Julio

Pregunta A1.-

a) $Z=4$: configuración electrónica $1s^2 2s^2$, es berilio de símbolo Be, grupo 2 y periodo 2.

$Z=8$: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^4$, es oxígeno de símbolo O, grupo 16 y periodo 2.

$Z=13$: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, es aluminio de símbolo Al, grupo 13 y periodo 3.

b) El ion más estable está asociado a la configuración electrónica de gas noble más cercana

Para $Z=4$ la configuración más cercana es la del helio con 2 electrones $1s^2$ por lo que el ion más estable es Be^{2+} .

Para $Z=8$ y para $Z=13$ la configuración más cercana es la del neón con 10 electrones $1s^2 2s^2 2p^6$ por lo que los iones más estables son O^{2-} y Al^{3+} .

c) El ion más estable de $Z=4$ es Be^{2+} y tiene todos sus electrones en la capa 1, y será menor que el átomo de Be, ambos con la misma carga en el núcleo.

2019-Junio-Coincidentes

Pregunta A1.

a) X en estado fundamental tiene en total 8 electrones, por lo que $Z=8$, es oxígeno de símbolo O.

Y en estado fundamental tiene en total 12 electrones, por lo que $Z=12$, es magnesio de símbolo Mg.

2019-Junio

Pregunta A1.

a) A ($Z=11$): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, es sodio de símbolo Na, grupo 1 (alcalinos) y





periodo 3.

B(Z=14): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, es silicio de símbolo Si, grupo 14 (carbonoideos) y periodo 3.

C(Z=17): configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, es cloro de símbolo Cl, grupo 17 (halógenos) y periodo 3.

b) La afinidad electrónica es la tendencia a captar un electrón medida como la energía liberada al captarlo. Entendiendo esta energía liberada como positiva, en el periodo aumenta al ir de izquierda a derecha, ya que disminuye el radio y aumenta la tendencia a atraer el e^- y captarlo.

Por lo tanto $AE(\text{Na}) < AE(\text{Si}) < AE(\text{Cl})$.

d) Los átomos presentan espectros de líneas porque esas líneas que indican valores de frecuencia están asociadas la energía de saltos de electrones entre orbitales, y estos orbitales tienen su energía cuantizada.

2019-Modelo

Pregunta B1.

a) A tiene 16 electrones, Z=16, es azufre de símbolo S, grupo 16 (anfígenos) y periodo 3.

B tiene 17 electrones, Z=17, es cloro de símbolo Cl, grupo 17 (halógenos) y periodo 3.

C tiene 11 electrones, Z=11, es sodio de símbolo Na, grupo 1 (alcalinos) y periodo 3.

b) La energía de ionización es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$

La primera energía de ionización es la necesaria para extraer el electrón más externo

Será menor en el sodio, ya que dentro del mismo periodo 3, la primera energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos y cuesta más extraerlos.

c) Según el modelo de Bohr la energía en cada nivel está cuantizada y es proporcional a la inversa del número cuántico principal, y la diferencia de energía entre niveles cumple la expresión

$$E = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{En enunciado se da constante como } R_H = 2,180 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$291,87 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 4,847 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Como se indica que se trata del hidrógeno y se indica la serie de Balmer asociada a $n_i=2$

$$4,847 \cdot 10^{-19} = 2,180 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow n = \sqrt{\frac{1}{\frac{1}{4} - \frac{4,847 \cdot 10^{-19}}{2,180 \cdot 10^{-18}}}} \approx 6$$

> Usar $R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$, también dato enunciado, implicaría la expresión $\frac{1}{\lambda} = R'_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ y

habría que convertir $E = h \cdot f = h \cdot c / \lambda \rightarrow \lambda = h \cdot c / E$, ya que h y c también son datos del enunciado, pero no tiene mayor sentido ya que esa es la relación entre $R_H \lambda$ y $R_H E$.

2018-Julio

Pregunta A1.-

a) A (Z=7), configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$, tiene 3 electrones desapareados en orbitales 2p (los 3 orbitales 3p tienen 1 electrón cada uno)

B (Z=26), configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$, tiene 4 electrones desapareados en orbitales 3d (los 5 orbitales 3d tienen 4 de ellos 1 electrón y otro orbital dos electrones)

b) Tanto K^+ (Z=19, tiene 18 electrones) como Cl^- (Z=17, tiene 18 electrones) tienen la misma configuración electrónica, pero en el caso del potasio tiene mayor carga en el núcleo. Se pregunta por el radio de los átomos neutros, que en el caso del potasio tiene su último electrón en capa $n=4$, mientras que en el caso del cloro tiene su último electrón en capa $n=3$.

Se puede comparar el radio del átomo de K^+ frente al de K considerando el efecto pantalla, asociado





a repulsión entre electrones que reducen la atracción del núcleo, efecto que es menor en K^+ que en K y que hace el radio del catión K^+ sea menor que el de K . En el caso del Cl^- hay más efecto pantalla y el radio del Cl^- es mayor que el radio de Cl .

Ambos razonamientos llevan a que el radio atómico de K es mayor de 0,134 nm y el de Cl menor.

c) Según el modelo de Bohr la energía en cada nivel está cuantizada y es proporcional a la inversa del número cuántico principal, y la diferencia de energía entre niveles cumple la expresión

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

La menor longitud de onda está asociada a la transición de mayor energía, ya que menor longitud de onda implica mayor frecuencia ($c=\lambda f$) y mayor frecuencia implica mayor energía ($E=hf$).

La transición más energética en el hidrógeno será entre los niveles $n=1$ y $n=\infty$.

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) \Rightarrow \lambda = \frac{1}{1,097 \cdot 10^7} = 9,116 \cdot 10^{-8} m = 91,16 nm$$

2018-Junio-coincidentes

Pregunta A1.-

a) El sodio tiene $Z=11$, por lo que el ion Na^+ tiene 10 electrones.

El oxígeno tiene $Z=8$, por lo que el ion O^{2-} tiene 10 electrones.

El magnesio tiene $Z=12$, por lo que el ion Mg^{2+} tiene 10 electrones.

Los iones Na^+ , O^{2-} y Mg^{2+} son isoelectrónicos y su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6$.

El cloro tiene $Z=17$, por lo que el ion Cl^- tiene 18 electrones, y su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b) El mayor radio iónico es para Cl^- que tiene electrones en la capa 3: 1,81 Å.

Entre los tres iones isoelectrónicos, cuando la carga del átomo es mayor el radio es menor, por lo que asignando los tres valores restantes el menor será para Mg ($Z=12$) 0,65 Å, el siguiente para Na ($Z=11$) 0,95 y el mayor para O ($Z=8$) 1,45 Å.

2018-Junio

Pregunta A1.-

a) Falso. La configuración electrónica tiene 26 electrones, siendo neutro es $Z=26$ y es Fe (hierro) que es un metal de transición, en el grupo 8.

b) Falso. Aunque los últimos electrones colocados según la regla de Madelung / diagrama de Möeller estén en orbitales 3d de capa 3, tiene electrones en orbitales 4s, y el elemento se encuentra situado en el cuarto periodo.

d) Falso. Esos números cuánticos no corresponden a ningún elemento, ya que estarían asociados a $n=3$ (capa 3), $l=1$ (orbital tipo p), $m=-2$, cuando los valores de m posibles son desde $-l$ a $+l$, por lo que podrían ser solamente tres valores $-1, 0, +1$.

Pregunta B1.-

a) El magnesio tiene $Z=12$, por lo que el ion Mg^{2+} tiene 10 electrones, y su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6$.

El cloro tiene $Z=17$, por lo que el ion Cl^- tiene 18 electrones, y su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b) El electrón más externo del magnesio está en un orbital 3s, por lo que sus números cuánticos son $n=3$; $l=0$; $m=0$; $s=\pm 1/2$.

c) El tamaño está asociado a radio atómico, que crece con n , pero ambos están en el mismo periodo. Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta Z , ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo n), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, por lo que tendrá mayor radio atómico Mg que Cl , ambos en periodo 3 pero Cl con Z mayor.

d) Estando ambos elementos en periodo 3, la primera energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos, por lo tanto $1^a EI(Cl) > 1^a EI(Mg)$.

2018-Modelo





Pregunta B1.-

- a) A Configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^4$. $Z=8$ (O, oxígeno), grupo 16 (anfígenos), periodo 2.
B Configuración electrónica $1s^2 2s^2$. $Z=4$ (Be, berilio), grupo 2 (alcalinotérreos), periodo 2.
C Configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. $Z=14$ (Si, silicio), grupo 14 (carbonoideos), periodo 3.

D Configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. $Z=17$ (Cl, cloro), grupo 17 (halógenos), periodo 3.

b) A^{2-} es O^{2-} de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$. Cationes Na^+ , Mg^{2+} , aniones F^- , N^{3-} .

c) La primera energía de ionización es la asociada a extraer un electrón de O y formar el catión O^+ , y la segunda energía la asociada a extraer un segundo electrón y formar el catión O^{2+} . Ambos electrones se extraen desde capas 2p, pero en el segundo caso en el catión el radio es menor/el electrón a extraer está más atraído; se debe considerar el efecto pantalla, asociado a repulsión entre electrones que reducen la atracción del núcleo, efecto que es menor en O^+ que en O y que hace el tamaño del catión O^+ sea menor, y hace falta más energía para extraer un electrón.

d) Se pide ΔE , asociada a una transición electrónica, y la longitud de onda nos indica la energía

$$\text{asociada a esa transición } E = hf = \frac{h \cdot c}{\lambda} = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot \frac{3 \cdot 10^8}{434 \cdot 10^{-9}} = 4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

El resultado obtenido son J, pero se pide en kJ/mol. En ocasiones se da N_A con unidades mol^{-1} pero en este enunciado no se indica, hay que entender el significado de N_A como la cantidad de átomos/electrones/fotones en un mol.

$$\Delta E = 4,58 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo H}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomo H}}{1 \text{ mol átomo H}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 276 \text{ kJ/mol}$$

2017-Septiembre-coincidentes

Pregunta A1.-

a) $Z=6$ (C, carbono) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$.

$Z=11$ (Na, sodio) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

$Z=14$ (Si, silicio) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

b) C: grupo 14 (carbonoideos), periodo 2.

Na: grupo 1 (alcalinos), periodo 3.

Si: grupo 14 (carbonoideos), periodo 3.

c) Asumiendo que último electrón hace referencia al último colocado según la regla de construcción Para $3p^2 \rightarrow n=3; l=1; m=\pm 1,0; s=\pm 1/2$ (se podría indicar $m=0$ si se indica que se asume que los orbitales se llenan con valor de m creciente)

d) El radio atómico crece con n , por lo que C con $n=2$ en segundo periodo tendrá el radio menor.

Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta Z , ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo n), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, por lo que tendrá mayor radio atómico Na que Si, ambos en periodo 3 pero Si con Z mayor.

En orden decreciente de radio atómico serán: $C < Si < Na$.

2017-Septiembre

Pregunta B1.-

a) A ($Z=11$) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, es Na, sodio en grupo 1 y periodo 3. El nombre y símbolo del elemento situado en el mismo grupo y periodo anterior, 2, es litio, Li.

B ($Z=17$) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, es Cl, cloro en grupo 17 y periodo 3.

El nombre y símbolo del elemento situado en el mismo grupo y periodo anterior, 2, es flúor, F.

C ($Z=20$) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, es Ca, calcio en grupo 2 y periodo 4. El nombre y símbolo del elemento situado en el mismo grupo y periodo anterior, 3, es magnesio, Mg.

b) El ion B^- es Cl^- y el ion C^{2+} es Ca^{2+} . Ambos iones son isoelectrónicos con configuración electrónica de gas noble Ar, pero en el caso de Ca^{2+} la carga del núcleo es mayor, por lo que los electrones estarán más atraídos. El radio de Ca^{2+} será menor que el radio de Cl^- .

c) Todos los electrones en orbitales s tienen $m=0$. De los electrones en orbitales p, solamente 2 de





los 6 tienen $m=0$. Por lo tanto para Na tendrá $2+2+2+1=7$ electrones con $m=0$.

d) Para formar un ion monopositivo hay que extraer un electrón. Cualitativamente Na y Ca son metales y perderán fácilmente el electrón, mientras que Cl tiende a captarlo y no a perderlo.

2017-Junio-coincidentes

Pregunta A1.-

a) $Z=12$ (Mg, magnesio) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

$Z=13$ (Al, aluminio) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

$Z=16$ (S, azufre) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

b) El ion más estable está asociado a la configuración electrónica de gas noble más cercana

Para $Z=12$ y $Z=13$ la configuración más cercana es la de neón con 10 electrones $1s^2 2s^2 2p^6$, por lo que los iones más estables son Mg^{2+} y Al^{3+} , y ambos iones son isoelectrónicos entre ellos.

Para $Z=16$ la configuración más cercana es la de argón con 18 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, por lo que el ion más estable es S^{2-} .

c) El radio aumenta con n , por lo que el ion S^{2-} con electrones en capa 3 será el mayor. Entre el ion Mg^{2+} y el ion Al^{3+} , ambos tienen 10 electrones, pero el aluminio tiene mayor carga nuclear por lo que atraerá más los electrones y su radio será menor.

2017-Junio

Pregunta A1.-

a) $Z=7$ (N, nitrógeno) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$

El número cuántico m varía entre -1 y $+1$ pasando por 0 , y el número cuántico l varía entre 0 y $n-1$.

Para $n=1$ los dos electrones en orbital $1s$ tienen $l=0$ y $m=0$

Para $n=2$ los dos electrones en orbital $2s$ tienen $l=0$ y $m=0$

Para $n=2$ los tres electrones en orbitales $2p$ tienen cada uno l con valores $-1, 0$ y 1 , ya que los 3 electrones en orbitales p están desapareados por el principio de máxima multiplicidad de Hund. Por ello solamente un electrón en orbital $2p$ tiene $m=0$.

Para $Z=7$ el número total de electrones con $m=0$ es 5.

b) $Z=17$ (Cl, cloro) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. La configuración electrónica de gas noble más cercana es $Z=18$ (Ar, argón) y el ion más estable es X^- (Cl^-).

$Z=19$ (K, potasio) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. La configuración electrónica de gas noble más cercana es $Z=18$ (Ar, argón) y el ion más estable es Y^+ (K^+).

$Z=35$ (Br, bromo) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. La configuración electrónica de gas noble más cercana es $Z=36$ (Kr, kriptón) y el ion más estable es Z^- (Br^-).

El radio aumenta con n , por lo que el ion Z^- (Br^-) será el mayor. Entre el ion X^- (Cl^-) y el ion Y^+ (K^+), ambos tienen 18 electrones, pero el asociado a $Z=19$, Y^+ (K^+), tiene mayor carga nuclear por lo que atraerá más los electrones y su radio será menor.

2016-Septiembre

Pregunta A1.-

a) Si B es el gas noble que se encuentra en el tercer periodo, B es Argón, Ar, $Z=18$; por lo que A es Cloro, Cl, $Z=17$ y C es Potasio, K, $Z=19$

b) A (Cl) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; B (Ar) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; C (K) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

A: grupo 17 (halógenos), periodo 3; C: grupo 1 (alcalinos), periodo 4

d) El elemento más electronegativo es el Cloro.

El ion más estable está asociado a configuración electrónica de gas noble: el Argón es un gas noble y no forma iones estables, el ion más estable de Potasio es K^+ , y el ion más estable de Cloro es Cl^- .

2016-Junio

Pregunta A1.-

a) Según el modelo de Bohr la energía en cada nivel está cuantizada y es proporcional a la inversa del número cuántico principal, y la diferencia de energía entre niveles cumple la expresión

$$E = R'' \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right); R'' = 2,1 \cdot 10^{-18} J \quad \text{Donde si } n_i < n_j \text{ es positivo, es energía aportada para pasar de un}$$





nivel inferior a un nivel superior, y si es negativo, es energía del fotón emitido en la transición.

Valores: 2 y 3 $(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}) = 0,139$, 5 y 6 $(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{6^2}) = 0,012$, 9 a 2 $(\frac{1}{9^2} - \frac{1}{2^2}) = -0,238$

El salto 9 a 2 lo descartamos según enunciado: es un salto que no requiere absorción de energía, la libera. Entre saltos 2 a 3 y 5 a 6 el que tiene mayor diferencia de energía es el salto 2 a 3.

b) Si el elemento X^{2-} tiene 8 electrones externos, eliminando los dos electrones que ha tomado para formar el ion tiene 6 electrones externos, su configuración electrónica termina en $ns^2 np^4$ y su grupo es el 16 (anfígenos)

c) La configuración electrónica para el átomo $Z=25$ neutro es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Los números cuánticos indicados son $n=3$, $l=1$ (orbital p), $m=0$ (valor posible porque está entre -1 y +1 que es -1 y +1) y $s=-1/2$ (valor posible). Como los orbitales 3p están completos, sí es posible. Si el átomo estuviera ionizado o excitado podría no haber ningún electrón con esos números cuánticos.

d) Los elementos $Z=25$ (Mn, Manganeso) y $Z=30$ (Zn, zinc) están ambos en el mismo periodo 4, ya que ambos son metales de transición con sus últimos electrones en orbitales 3d y con los orbitales 4s completos.

Un proceso de ionización más endotérmico implica mayor aporte de energía, mayor energía de ionización. La energía de ionización dentro del mismo periodo crece de izquierda a derecha en la tabla periódica, ya que la carga nuclear aumenta y el radio atómico disminuye, los electrones están más atraídos por el núcleo. Por lo tanto $Z=30$ tendrá un proceso de ionización más endotérmico.

(valores reales de primera energía de ionización: Mn 717 kJ/mol y Zn 906 kJ/mol)

Pregunta B1.-

a) A, $Z=6$ es carbono C, configuración $1s^2 2s^2 2p^2$, tiene 1 electrón en cada orbital 2p por el principio de máxima multiplicidad de Hund: tiene 2 electrones desapareados

B, $Z=10$ es neón Ne, configuración $1s^2 2s^2 2p^6$, tiene sus orbitales 2 p completos, no tiene electrones desapareados.

C, $Z=16$ es azufre S, configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, tiene 1 orbital 3p con dos electrones y 1 electrón en los otros dos orbitales 3p por el principio de máxima multiplicidad de Hund: tiene 2 electrones desapareados

D, $Z=20$ es calcio Ca, configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, tiene 1 orbital 4s completo, no tiene electrones desapareados

E, $Z=26$ es hierro Fe, configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$, tiene 1 orbital 3d con dos electrones y 1 electrón en los otros 4 orbitales 3d por el principio de máxima multiplicidad de Hund: tiene 4 electrones desapareados

b) El radio atómico crece con el número cuántico principal, pero hay que mirar cada caso ya que son iones. A, $Z=6$ puede formar C^{4-} , de radio pequeño al estar en periodo 2; hay carburos metálicos luego será un ion estable. B, $Z=10$ es gas noble no formará iones. C, $Z=16$ formará S^{2-} que es estable y está en periodo 3, luego su radio será mayor. Lo mismo ocurre para D, $Z=20$ que formará Ca^{2+} y E, $Z=26$ (Fe, que forma varios iones estables, pero no con configuración de gas noble).

En enunciado se pregunta entre B, C y D, por lo que descartado A, y descartado B (no forma iones), el elemento con el ion estable de menor radio está entre C y D. Tanto C (S^{2-}) como D (Ca^{2+}) tienen la misma configuración electrónica de Argón, pero en el caso de D el ion tiene dos protones más en el núcleo, la atracción a los electrones será mayor a una distancia similar, y por lo tanto el radio de D será el menor.

c) C está en periodo 3 y D en periodo 4: la energía de ionización aumenta hacia la derecha dentro del periodo y hacia arriba en los grupos, asociada al radio atómico. C tendrá una energía de ionización mayor que D.

(valores reales de primera energía de ionización: S 999,6 kJ/mol y Ca 589,8 kJ/mol)

2016-Modelo

Pregunta A1.-

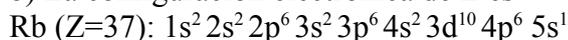
a) A: alcalinotérreo (grupo 2) del quinto periodo: Estroncio (Sr), $Z=38$





- B: halógeno (**grupo 17**) del cuarto periodo: Bromo (Br), $Z=35$
C: $Z=33$, Arsénico (As), Nitrogeneido (**grupo 15**) del cuarto periodo.
D: Kriptón (Kr), gas noble (**grupo 18**) del cuarto periodo, $Z=36$
E: alcalino (**grupo 1**) del quinto periodo: Rubidio (Rb), $Z=37$

b) La configuración electrónica de E es



El número cuántico $m=-1$ está asociado a orbitales p ($l=1$) que admite valores para $m=-1,0,+1$, y a orbitales d ($l=2$) que admite valores para $m=-2,-1,0,+1,+2$. Cada valor de m está asociado a un orbital en el que puede haber 2 electrones.

Revisando su configuración electrónica tiene 1 par de electrones con $m=-1$ en orbitales 2p, otro par de electrones con $m=-1$ en orbitales 3p, otro par de electrones con $m=-1$ en orbitales 3d, y otro par de electrones con $m=-1$ en orbitales 4p, por lo que en total son 8 electrones con $m=-1$.

c) El elemento $B=\text{Br}$ tiene como ion más estable el anión Br^- , ya que captando un electrón consigue completar sus orbitales p y configuración de gas noble (Kriptón)

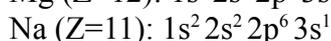
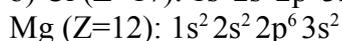
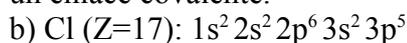
El elemento $E=\text{Rb}$ tiene como ion más estable el catión Rb^+ , ya que cediendo un electrón consigue configuración de gas noble (Kriptón)

d) Tanto $A^{2+} = \text{Sr}^{2+}$ como $B=\text{Br}$ tienen configuración del mismo gas noble, Kriptón.

Como ambos iones tienen el mismo número de electrones en su configuración, pero el A^{2+} tiene mayor carga nuclear, los electrones estarán más atraídos por el núcleo y el radio de A^{2+} será menor que el del ion B^- .

Pregunta B1.-

a) La energía de ionización (primer potencial de ionización) es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$. La electronegatividad mide capacidad de un átomo para atraer hacia él los electrones cuando forma un enlace covalente.



c) Los tres elementos están en el periodo tres, y la energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos, por lo tanto $1^{\text{er}} \text{EI}(\text{Cl}) > 1^{\text{er}} \text{EI}(\text{Mg}) > 1^{\text{er}} \text{EI}(\text{Na})$, tal y como se ven en los datos de la tabla, por lo que elemento $X=\text{Na}$, $Y=\text{Mg}$ y $Z=\text{Cl}$. Utilizando el dato de la 2ª EI, podemos ver que el Na la tiene muy elevada, porque tras ceder el primer electrón ya tiene configuración de gas noble, y le cuesta ceder el segundo electrón.

d) Los tres elementos están en el periodo tres, y la electronegatividad aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo, el radio es menor, y tiene mayor facilidad para atraer un electrón. Por lo tanto $\text{EN}(\text{Cl}) > \text{EN}(\text{Mg}) > \text{EN}(\text{Na})$, tal y como se ve en los datos de la tabla.

2015-Septiembre

Pregunta A1.-

a y b) Fe, $Z=26$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ grupo 8, cuarto periodo

$$\text{c) } n = \frac{n^{\circ} \text{ átomos}}{N_A} = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n^{\circ} \text{ átomos}} \cdot N_A = \frac{7,00 \text{ g}}{7,55 \cdot 10^{22}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 55,8 \text{ u}$$

d) Se trata de un metal de transición, como sustancia pura presenta un enlace metálico.

2015-Junio-Coincidentes

Pregunta A1.-

a) Na, $Z=11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo

Se, $Z=34$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$, grupo anfígenos (grupo 16), cuarto periodo

c) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo; en este caso se formaría un ion Na^+ con configuración electrónica de gas noble (Ne).





Calculamos la energía asociada a cada átomo y cada fotón

$$E = 419 \cdot 10^3 \frac{J}{mol} \cdot \frac{1 mol}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 6,96 \cdot 10^{-19} J$$

$$E = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{6,96 \cdot 10^{-19}} = 2,86 \cdot 10^{-7} m = 286 nm$$

2015-Junio

Pregunta A1.-

a) Ti (Z=22): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

Mn (Z=25): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Ni (Z=28): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

Zn (Z=30): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

b) Los cuatro elementos son metales de transición y los cuatro están en el periodo 4

Los grupos son 4 para Ti, 7 para Mn, 10 para Ni y 12 para Zn.

c) Todos ellos tienen los últimos electrones en en orbital 3d

Ti: 2 electrones desapareados al colocarse en dos orbitales d distintos

Mn: 5 electrones desapareados al colocarse en cinco orbitales d distintos

Ni: tiene 8 electrones en 5 orbitales d, 6 de ellos apareados en 3 orbitales d y otros dos electrones desapareados.

Zn: no tiene 10 electrones en 5 orbitales d, están los 5 orbitales completos y no tiene electrones desapareados.

d) Todos son metales y son conductores en estado sólido, ya que presentan enlace metálico en el que hay electrones móviles entre los átomos.

2015-Modelo

Pregunta B1.-

a) No existen diferencias: el ^{238}U y el ^{235}U son isótopos y varía su configuración nuclear, pero no su configuración electrónica.

b) Como $Z=92$ y $A=235$, y $A=Z+n$, el número de neutrones es $n=235-92=143$.

c) Utilizando el diagrama de Möeller

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^4$

(si se reconociera que es una excepción y se pusiera terminada en $7s^2 5f^3 6d^1$ también sería correcto)

d) Utilizamos la configuración electrónica asociada al diagrama de Möeller, y asumiendo que electrón más externo hace referencia al último colocado según la regla de construcción, no al de la capa con n mayor.

Para $5f^4 \rightarrow n=5; l=3; m=\pm 3, \pm 2, \pm 1, 0; s=\pm 1/2$ (se podría indicar $m=0$ si se indica que se asume que los orbitales se llenan con valor de m creciente)

(también sería válido si hubiera tomado la otra configuración electrónica, terminada en $6d^1$, dar los números asociados: $n=6; l=2; m=\pm 2, \pm 1, 0; s=\pm 1/2$ (se podría indicar $m=-2$ si se indica que se asume que los orbitales se llenan con valor de m creciente))

2014-Septiembre

Pregunta A1.-

a) Las configuraciones A y B no cumplen el principio de exclusión de Pauli.

A: hay 7 electrones en orbitales 2p ($n=2, l=1$), donde solamente hay 6 valores distintos de los restantes números cuánticos ($m=-1, 0, +1; s=+1/2$ y $-1/2$), por lo que solamente puede haber 6 electrones. Un séptimo electrón tendría los mismos números cuánticos que alguno de los 6 anteriores e incumpliría el principio de exclusión de Pauli.

B: hay 3 electrones en orbital 2s ($n=2, l=0$), donde solamente hay 2 valores distintos de los restantes números cuánticos ($m=0; s=+1/2$ y $-1/2$), por lo que solamente puede haber 2 electrones. Un tercer electrón en esa capa y orbital tendría los mismos números cuánticos que alguno de los 2 anteriores del misma capa y orbital e incumpliría el principio de exclusión de Pauli.

b) C: $Z=25$, Manganeso, Mn, Grupo 7 (en metales de transición), Periodo 4. Carácter metálico.





D: $Z=12$, Magnesio, Mg, Grupo 2 (alcalino térreos), Periodo 3. Carácter metálico.

c) Un orbital 3d está definido por números cuánticos $n=3$ y $l=2$. Las combinaciones posibles de números cuánticos son las asociadas a los valores posibles de m , que va desde $-l$ hasta $+l$ ($-2, -1, 0, 1, 2$) y los valores posibles de $s=-1/2$ y $+1/2$. Esto hace que haya un total de 10 posibles combinaciones, que son las siguientes (no se indican en el orden de llenado)

m	-2	-2	-1	-1	0	0	1	1	2	2
s	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2

d) El ion más estable del elemento D = Mg será Mg^{2+} , ya que así consigue configuración electrónica del gas noble más próximo que es Neón.

2014-Junio-Coincidentes

Pregunta A1.-

- La configuración B, ya que en la capa con $n=2$ hay orbitales s ($l=0$) y p ($l=1$), pero no orbitales d ($l=2$) ya que el número cuántico l varía entre 0 y $n-1$.
- La estructura de gas noble implica tener los orbitales p completos, por lo que es la configuración D, que tiene configuración terminada en p^5 , y el anión al ganar un electrón tiene configuración p^6 de gas noble (en este caso terminada en $2p^6$ que es Neón)
- La configuración C, ya que tiene electrones que no están colocados según el diagrama de Möeller /según la regla de construcción, ya que con 19 electrones (como el K sin carga) la configuración debería terminar en $3p^6 4s^1$.
- La configuración D, asociada a Flúor que es un no metal y forma enlaces covalentes con otros no metales. La configuración A y C están asociadas a metales y formarían enlaces iónicos o metálicos.

2014-Junio

Pregunta A1.-

- $Z=3$, $1s^2 2s^1$, Litio, Símbolo Li, grupo alcalinos (grupo 1), segundo periodo.
 $Z=18$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, Argón, Símbolo Ar, grupo gases nobles (grupo 18), tercer periodo.
- El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo; el Litio ($Z=3$) está más a la izquierda en periodo y tendrá un radio atómico mayor que el Neón (el gas noble del mismo periodo que el litio) y el Neón está más arriba en grupo que el Argón ($Z=18$), así que el Argón tendrá un radio atómico mayor que el Neón, podemos estimar que el radio atómico del Lito será mayor que el del Argón y su energía de ionización será menor ya que será más fácil extraer el electrón más externo. Además del radio atómico está el factor asociado a la configuración electrónica; para $Z=18$ ya tiene configuración de gas noble por lo que tendrá un potencial de ionización mayor que $Z=3$, que es un metal y tendrá tendencia a ceder su electrón más externo consiguiendo así configuración electrónica de gas noble, Helio.

Pregunta B1.-

- Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta Z , ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo n), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, por lo que tendrá mayor radio atómico X que Y ya que dentro del mismo periodo X tiene menor Z que Y.
- Como X e Y están dentro del mismo periodo e Y tiene mayor Z tendrá menor radio atómico, por lo que tendrá Y menor afinidad electrónica, ya que ésta es la tendencia a captar un electrón medida como la energía liberada al captarlo. Se asume esa energía liberada positiva, por lo que es la afinidad electrónica es mayor cuanto más energía se libere (el elemento que tiene mayor tendencia a captar electrones es el Flúor y tiene un valor muy negativo). Por lo tanto X tendrá mayor afinidad electrónica (en un metal hay que aportar energía para que capte el electrón) que Y (que libera energía al captar un electrón)
- Llamamos $N+1$ al periodo de X y N al periodo de Y.

Como Y es un halógeno, su configuración electrónica terminará en $\dots Np^5$, y el ion Y^- tendrá configuración electrónica $\dots Np^6$.

Como X es un alcalinotérreo, su configuración electrónica terminará en $\dots Np^6 (N+1)s^2$, y el ion X^{2+}





tendrá configuración electrónica ...Np⁶.

d) Ambos iones Y⁻ e X²⁺ serán isoelectrónicos, pero X tendrá mayor Z, por lo que los electrones estarán más atraídos y el radio atómico de X²⁺ será menor.

2014-Modelo

Pregunta A1.-

a) K, Z=19, 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹, grupo alcalinos (grupo 1), cuarto periodo.

b) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo; en este caso se formaría un ion K⁺ con configuración electrónica de gas noble (Ar). Extraer un segundo electrón supondría extraerlo de una capa más interna (3 en lugar de 4) y además se perdería la configuración de gas noble, por lo que el segundo potencial de ionización será mayor que el primero.

c) Para cada fotón $E_{\text{radiación incidente}} = h \cdot f = h \cdot c / \lambda = 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 / 200 \cdot 10^{-9} = 9,94 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Para cada electrón $E_{\text{primer potencial ionización}} = 418,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 418,8 \cdot 10^3 / 6,022 \cdot 10^{23} = 6,95 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Como se conserva la energía, la energía incidente se emplea en la ionización y en E_c del electrón.

$E_{\text{c electrón}} = E_{\text{radiación incidente}} - E_{\text{primer potencial ionización}} = 9,94 \cdot 10^{-19} - 6,95 \cdot 10^{-19} = 2,99 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$E_{\text{c electrón}} = \frac{1}{2} m_e v^2 \rightarrow v = \sqrt{\frac{2,99 \cdot 10^{-19} \cdot 2}{9,11 \cdot 10^{-31}}} = 8,10 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

2013-Septiembre

Pregunta A1.-

a) Mg, Z=12, 1s² 2s² 2p⁶ 3s², grupo alcalinotérreos (grupo 2), tercer periodo

Cl, Z=17, 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵, grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo

Ar, Z=18, 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶, grupo gases nobles (grupo 18), tercer periodo

b) Los números cuánticos (n, l, m_l, s) del último electrón colocado según la regla de aufbau serían Z=12; orbital 3s: (3, 0, 0, ±1/2)

Z=17 y 18; orbital 3p: (3, 1, -1, ±1/2) ó (3, 1, 0, ±1/2) ó (3, 1, 1, ±1/2): es válido cualquiera de los 3

c) El ion más estable será el que tenga la configuración de gas noble más próximo:

Mg²⁺ que tras ceder dos electrones tiene configuración electrónica de Ne

Cl⁻ que tras captar un electrón tiene configuración electrónica de Ar

Ar no forma iones estables porque ya tiene configuración electrónica de gas noble.

d) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo. Esa energía será mayor cuanto menor sea el radio atómico, que es menor para elementos más a la derecha dentro del mismo periodo, y es menor para elementos más abajo dentro del mismo grupo. El mayor potencial lo tendrá Ar, el siguiente Cl, y el menor Mg.

2013-Junio-Coincidentes

Pregunta A1.-

La configuración electrónica para Z=30 (Zn) es 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰

a) Z=30 es un elemento del cuarto periodo y del grupo 12 dentro de los metales de transición.

b) Utilizamos la configuración electrónica asociada al diagrama de Möeller, y asumiendo que electrón más externo hace referencia al último colocado según la regla de construcción, no al de la capa con n mayor.

Para 3d¹⁰ → n=3; l=2; m=±2,±1,0; s=±1/2 (se podría indicar m=+2 si se indica que se asume que los orbitales se llenan con valor de m creciente)

c) La configuración electrónica para el ion X²⁺, que es el estado de oxidación más habitual del Zn, está asociado a haber perdido los dos electrones 4s². Con ese criterio, no tendría electrones desapareados, ya que los 5 orbitales 3d estarían completos.

Indicar que los dos electrones se han perdido de orbitales 3d y que hay 2 electrones desapareados en orbitales 3d no sería correcto ni consistente con el estado de oxidación habitual del Zn.

d) El periodo anterior al elemento X=Zn es el periodo 3, y elemento alcalino supone grupo 1, por lo que sería el elemento del periodo 3 y grupo 1, que es Sodio, símbolo Na.

2013-Junio





2012-Septiembre

Pregunta A1.-

- a) A=Na, $Z=11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo
B=Cl, $Z=17$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo
C=Mg, $Z=12$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, grupo alcalinotérreos (grupo 2), tercer periodo
D=Ne, $Z=10$, $1s^2 2s^2 2p^6$, grupo gases nobles (grupo 18), segundo periodo

2012-Junio

Pregunta A1.-

- a) N, $Z=7$, $1s^2 2s^2 2p^3$, grupo nitrogenoideos (grupo 15), segundo periodo
F, $Z=9$, $1s^2 2s^2 2p^5$, grupo halógenos (grupo 17), segundo periodo
Na, $Z=11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo
S, $Z=16$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, grupo anfígenos (grupo 16), tercer periodo

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

b) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo. Esa energía será mayor cuanto menor sea el radio atómico, que es menor para el F, $Z=9$: es el elemento del segundo periodo con mayor número de electrones en su capa 2, por lo que están más atraídos por el núcleo. El S, $Z=16$ tiene su último electrón en la capa 3 y estará menos atraído por lo que tendrá menor potencial de ionización.

d) El anión más estable será S^{2-} , ${}_{16}Z^{2-}$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, ya que tiene configuración electrónica de gas noble: el átomo isoelectrónico es $Z=18=Ar$

2012-Modelo

Pregunta 1A.-

- a) H, $Z=1$, $1s^1$, grupo alcalinos (grupo 1), primer periodo
O, $Z=8$, $1s^2 2s^2 2p^4$, grupo anfígenos (grupo 16), segundo periodo
F, $Z=9$, $1s^2 2s^2 2p^5$, grupo halógenos (grupo 17), segundo periodo

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

Pregunta 1B.-

- a) Falso. Como $\lambda=c/f$, a mayor frecuencia menor longitud de onda
b) Verdadero. Según el modelo de Bohr, $E=R_H(1/n^2)$, luego para $n=2$ es cuatro veces menor que para $n=1$
c) Verdadero. La energía se conserva, y al pasar el electrón a un nivel de energía inferior, la diferencia de energía es emitida como radiación.
d) Falso. Para el carbono, C, $Z=6$, la configuración electrónica fundamental es $1s^2 2s^2 2p^2$, por lo que su número cuántico principal es $n=2$, no $n=3$

2011-Septiembre

Pregunta 1A. -

- a) A, $Z=3$, $1s^2 2s^1$
B, $Z=10$, $1s^2 2s^2 2p^6$
C, $Z=20$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
D $Z=35$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
b) A, Li, $Z=3$, grupo alcalinos (grupo 1), segundo periodo
B, Ne, $Z=10$, grupo gases nobles (grupo 18), segundo periodo
C, Ca, $Z=20$, grupo alcalino térreos (grupo 2), cuarto periodo
D, Br, $Z=35$, grupo halógenos (grupo 17), cuarto periodo

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

- c) $(2,1,0,+1/2)$ puede corresponder a $Z=10$
 $(3,0,1,+1/2)$ es una combinación imposible: si $l=0$, m no puede ser 1
 $(3,2,1,+1/2)$ no hay ningún elemento que tenga sus electrones más externos en $n=3$. Esa





configuración corresponde a un electrón en un orbital 3d.

(4,1,1,+1/2) puede corresponder a Z=35

d) B, ya que tiene configuración de gas noble (Neón)

2011-Junio

Pregunta 1A.-

a) Verdadero. Los electrones están en niveles energéticos que corresponden al llenado según la regla de la construcción.

b) Verdadero. Es imposible ya que en un nivel hay sólo tres orbitales p en los que como máximo puede haber 6 electrones, no 7.

c) Falso. En la capa 2 no existen orbitales d.

d) Falso. No corresponde a un elemento alcalinotérreo porque tendría sus dos últimos electrones en capa s, pero lo tiene en capa d, por lo que es un metal de transición.

2011-Modelo

Pregunta 1A.-

a) Segundo elemento alcalinotérreo : Mg, Z=12, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Tercer elemento grupo de los halógenos: Br, Z=35, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b) Números cuánticos: (n, l, m_l, s)

$3s^2$: (3, 0, 0, ±1/2)

$4p^5$: (4, 1, -1, ±1/2) ó (4, 1, 0, ±1/2) ó (4, 1, 1, ±1/2): es válido cualquiera de los 3

c) El halógeno, Br, tiene mayor afinidad electrónica ya que tiene mayor tendencia a captar un electrón porque al captarlo forma un anión muy estable con configuración electrónica de gas noble (Kr)

d) Ser más oxidante quiere decir que se reduce más fácilmente, y reducirse implica captar electrones, por lo que por lo indicado en apartado c será el halógeno, Br.

2010-Septiembre-Fase General

Cuestión 1A.-

a) Elemento alcalinotérreo del tercer periodo: Mg, Z=12, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Segundo elemento del grupo de los halógenos: Cl, Z=17, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b) Números cuánticos: (n, l, m_l, s)

$3s^2$: (3, 0, 0, ±1/2)

$3p^5$: (3, 1, -1, ±1/2) ó (3, 1, 0, ±1/2) ó (3, 1, 1, ±1/2): es válido cualquiera de los 3

2010-Septiembre-Fase Específica

Cuestión 1B.-

a) Na, Z=11, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Números cuánticos: (n, l, m, s) : $3s^1$: (3, 0, 0, ±1/2)

b) El radio atómico crece bajando en el mismo grupo, ya que los últimos electrones se colocan en capas más externas, y decrece hacia la derecha en el mismo periodo, ya que los últimos electrones se colocan en la misma capa pero son más atraídos por la carga del núcleo que se incrementa.

Los cuatro elementos están en el tercer periodo, por lo tanto en orden de radio Cl<Si<Mg<Na

c) El primer potencial de ionización es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$

El potencial de ionización es menor cuanto mayor es el radio atómico, ya que los electrones están menos atraídos por el núcleo, por lo tanto Na<Mg<Si<Cl

d) Na^+ , Z=11, $1s^2 2s^2 2p^6$

Mg^{2+} , Z=12, $1s^2 2s^2 2p^6$

Si, Z=14, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^2$

Cl, Z=17, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6$

2010-Junio-Coincidentes

Cuestión 1B.-

a) Z=8, Oxígeno (O), $1s^2 2s^2 2p^4$, grupo anfígenos (grupo 16), segundo periodo.

b) Z=12, Magnesio (Mg), $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, grupo alcalinotérreos (grupo 2), tercer periodo





c) $Z=13$, Aluminio (Al), $3s^2 3p^1$, grupo térreos o boroideos (grupo 13), tercer periodo

d) $Z=17$, Cloro (Cl), $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo.

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

2010-Junio-Fase General

Cuestión 1A.-

a) $Z=12$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$Z=17$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b) $Z=12$, grupo alcalinotérreos, tercer periodo

$Z=17$, grupo halógenos, tercer periodo

c) $Z=12$ Magnesio (Mg), $Z=17$ Cloro (Cl). Compuesto $MgCl_2$ Cloruro de magnesio

2010-Modelo

Cuestión 1A.-

a) Se corresponde a un electrón en un orbital 5d

b) No es posible ya que m_l puede tener valores entre -l y +l, y en este caso por los valores de n y l es un orbital 1s y m_l debe valer 0. En los datos dados m_l no es un número entero.

c) No es posible ya que l puede tener valores entre 0 y n-1, y en este caso l podría tener valores 0 ó 1. En los datos l es un número negativo.

d) Se corresponde a un electrón en un orbital 3p

2009-Septiembre

Cuestión 1.-

a) $Z=12$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$Z=17$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b) $Z=12$, grupo alcalinotérreos, tercer periodo, Magnesio, Mg

$Z=17$, grupo halógenos, tercer periodo, Cloro, Cl

c) La energía de ionización (primer potencial de ionización) es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$. El potencial de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos, por lo tanto $E_i(Cl) > E_i(Mg)$.

2009-Junio

Cuestión 1. –

a) Litio, Li, grupo alcalinos, segundo periodo.

b) La energía de ionización es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$

La primera energía de ionización es la necesaria para extraer el electrón más externo $2s^1$, mientras que la segunda energía es la asociada a extraer un electrón más interno $1s^2$, que estará mucho más atraído por el núcleo. Además la 2ª energía de ionización debe superar la estabilidad que tiene el ion Li^+ que ya ha conseguido configuración electrónica de gas noble, como el Helio.

c) A medida que se extraigan electrones la carga del núcleo atraerá más los electrones restantes: , A tiene 3 electrones, A^+ dos y A^{2+} sólo 1, por lo que en orden de tamaño será $A^{2+} < A^+ < A$.

d) El Helio, He, $Z=2$, $1s^2$

2008-Septiembre

Cuestión 1.-

a) $Z=17$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$Z=18$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$Z=19$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) Las tres especies tienen el mismo número de electrones pero distinto número de protones, por lo que las que tengan más protones atraerán más los electrones y tendrán radio más pequeño, por lo tanto en orden de tamaño creciente $Z^+ < Y < X^-$

La energía de ionización es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en





estado gaseoso en su estado fundamental $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$. Las tres especies tienen configuración de gas noble y tendrán energía de ionización muy alta, estando esta relacionada de manera inversa con el tamaño: cuanto más pequeño sea el electrón más externo estará más atraído, por lo tanto en orden de energía de ionización creciente $X^- < Y < Z^+$

c) X^- es Cl^- (ión cloruro), Y es Ar (Argón)

2008-Junio

Cuestión 1.-

a) Na, $Z=11, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

C, $Z=6, 1s^2 2s^2 2p^2$

Si, $Z=14, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Ne, $Z=10, 1s^2 2s^2 2p^6$

b) Na: 1 electrón desapareado en el último orbital 3s

C y Si: 2 electrones desapareados en dos orbitales 2p

Ne: ningún electrón desapareado.

c) La energía de ionización (primer potencial de ionización) es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$. Disminuye al aumentar el número atómico en un grupo ya que los electrones están en capas más externas, y aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo. Los gases nobles la tienen especialmente alta porque tienen una configuración electrónica estable. $Na < Si$ (mismo periodo) y $Si < C$ (mismo grupo) y $C < Ne$ y además Ne es gas noble, por lo tanto $Na < Si < C < Ne$

d) El tamaño atómico aumenta al aumentar el número atómico en un grupo ya que los electrones están en capas más externas, y disminuye al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo.

Por lo tanto: $Ne < C < Si < Na$

2008-Modelo

Cuestión 1.-

a) $A=2s^2 2p^4$: $Z=8$, Oxígeno, símbolo O, grupo anfígenos (grupo 16), segundo periodo

$B=2s^2$: $Z=4$, Berilio, símbolo Be, grupo alcalinotérreos (grupo 2), segundo periodo

$C=3s^2 3p^2$: $Z=14$, Silicio, símbolo Si, grupo carbonoides (grupo 14), tercer periodo

$D=3s^2 3p^5$: $Z=17$, Cloro, símbolo Cl, grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

b) O: -2, -1, 0 (y +2 excepcionalmente en OF_2)

Be: +2 y 0

Si: +4, +2 y 0

Cl: -1, 0, +1, +3, +5 y +7

c) Ambos están en el mismo periodo (el segundo), y el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo, por lo tanto $Radio(B=Berilio) > Radio(A=Oxígeno)$

d) La electronegatividad mide capacidad de un átomo para atraer hacia él los electrones cuando forma un enlace covalente. Ambos están en el mismo periodo (el tercero), y la electronegatividad aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo, el radio es menor, y tiene mayor facilidad para atraer un electrón. Por lo tanto $Electronegatividad(D=Cloro) > Electronegatividad(C=Silicio)$

Problema 1A.-

a) La frecuencia de la emisión nos indica la energía asociada, que para un fotón sería:

$$\Delta E_{fotón} = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{434,05 \cdot 10^{-9}} = 4,576 \cdot 10^{-19} J \cdot \frac{1 kJ}{1000 J} = 4,576 \cdot 10^{-22} kJ$$

Para un mol, multiplicamos por el número de Avogadro y tenemos





$$\Delta E_{mol} = \Delta E_{fotón} \cdot N_A = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{434,05 \cdot 10^{-9} \cdot 10^3} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 275,58 \text{ kJ/mol H}$$

$$b) \Delta E = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right); \frac{4,576 \cdot 10^{-19}}{2,180 \cdot 10^{-18}} - 0,25 = \frac{-1}{n^2}; 0,04 = \frac{1}{n^2}; n \approx 5$$

2007-Junio

Cuestión 1.-

a) F: grupo halógenos (grupo 17), segundo periodo

P: grupo nitrogeneideos (grupo 15), tercer periodo

Cl: grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo

Na: grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

b) F: Z=9, $1s^2 2s^2 2p^5$

P: Z=15, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Cl: Z=17, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Na: Z=11, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

c) El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico en un grupo ya que los electrones están en capas más externas, y disminuye al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo. Por lo tanto $F < Cl < P < Na$

d) La energía de ionización disminuye con Z en un grupo al estar menos retenidos los electrones más externos. En un periodo, la energía de ionización aumenta con Z al estar más retenidos los electrones. Por lo tanto $Na < P < Cl < F$

2007-Modelo

Cuestión 1.-

a) $ns^2 np^4$: grupo anfígenos (grupo 16). Oxígeno, símbolo O, Z=8, segundo periodo.

b) ns^2 : grupo alcalinotérreos (grupo 2). Berilio, símbolo Be, Z=4, segundo periodo

c) $ns^2 np^1$: grupo térreos (grupo 13). Boro, símbolo B, Z=5, segundo periodo

d) $ns^2 np^5$: grupo halógenos (grupo 17). Flúor, símbolo F, Z=9, segundo periodo

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

2006-Septiembre

Cuestión 1.-

a) Es un elemento del grupo de los nitrogeneideos (grupo 15) ya que tiene sus tres últimos electrones en orbitales d, y es un elemento del cuarto periodo, ya que tiene sus últimos electrones en orbitales del nivel 4. Por lo tanto es el Arsénico (As)

b) Números cuánticos: (n, l, m_l , s)

$4p^3$: (4, 1, -1, $\pm 1/2$) ó (4, 1, 0, $\pm 1/2$) ó (4, 1, 1, $\pm 1/2$)

c) Como el elemento es neutro, el número de protones es el mismo que el de electrones, que podemos calcular con su configuración electrónica:

As: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 \Rightarrow Z=33$, que es el número de protones.

d) Los números de oxidación más probables serán 0, -3 (si capta tres electrones y consigue configuración electrónica de gas noble), +5 (si cede cinco electrones y consigue configuración electrónica de gas noble) y +3 (si cede 3 electrones y deja completa la capa s)

Problema 1B.-

$$a) E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{13,625 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,62 \cdot 10^{-34}} = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ Hz} = 3,29 \text{ PHz}$$

b) La constante de Rydberg no se da explícitamente, hay que calcularla, sabiendo que los 13,625 eV es precisamente la diferencia de energía entre el nivel fundamental y el nivel de energía en el infinito, por que que es la constante de Rydberg.





$$E = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right); n_i = 1; n_j = \infty$$

$$E = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty} \right) = R_H 13,625 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$E = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2,180 \cdot 10^{-18} (0,25 - 0,0625) = 4,0875 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{4,0875 \cdot 10^{-19}}{6,62 \cdot 10^{-34}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 617 \text{ THz}$$

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8}{6,17 \cdot 10^{14}} = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486 \text{ nm}$$

2006-Junio

Cuestión 1.-

- a) Falso. Es energía absorbida, no que se desprendida. La energía de ionización (primer potencial de ionización) es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$.
- b) Verdadero. La energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo. Litio y Boro están en el mismo periodo, segundo periodo.
- d) Falso. Tiene cuatro electrones de valencia, electrones en la capa externa que pueden formar enlaces, y tiene todos sus electrones de valencia compartidos.

2006-Modelo

Cuestión 1.-

a) Na, $Z=11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

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

b) Números cuánticos: (n, l, m_l, s)

$3s^2$: (3, 0, 0, $\pm 1/2$)

$3p^5$: (3, 1, -1, $\pm 1/2$) ó (3, 1, 0, $\pm 1/2$) ó (3, 1, 1, $\pm 1/2$)

c) El sodio, ya que ambos son del tercer periodo y la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico dentro del mismo periodo, ya que los electrones están en la misma capa pero va aumentando la cantidad de protones en el núcleo.

d) El sodio ya que tiene un único electrón de valencia y es relativamente sencillo quitárselo para formar un ion positivo y que tenga configuración electrónica de gas noble.

2005-Modelo

Cuestión 1.-

a) A, $Z=6$, $1s^2 2s^2 2p^2$

B, $Z=11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

C, $Z=17$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b) A, Carbono, grupo carbonoides (grupo 14), segundo periodo

B, Sodio, grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo

C, Cloro, grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

c) La electronegatividad mide capacidad de un átomo para atraer hacia él los electrones cuando forma un enlace covalente. El sodio es el menos electronegativo, ya que tiene tendencia a ceder el electrón, y entre carbono y cloro, el cloro atraerá más los electrones ya que tiene tendencia a captar un electrón para conseguir configuración de gas noble. Por lo tanto $C > A > B$

Problema 2B.-

a) Si necesitamos 418000 J por cada mol, necesitaremos $418000/N_A$ J por cada átomo, es decir $418000/6,023 \cdot 10^{23} = 6,94 \cdot 10^{-19}$ J





$$E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{6,94 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 1,047 \cdot 10^{15} \text{ Hz} = 1,047 \text{ PHz}$$

b)

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8}{1,047 \cdot 10^{15}} = 2,865 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 286,5 \text{ nm}$$

La longitud de onda está dentro de la región espectral de rayos X, próxima al ultravioleta.

c) Sí podría ionizarse con luz más energética, lo que implica mayor frecuencia, que implica menor longitud de onda: como se pide en qué otra región espectral, sería solamente con rayos γ

2004-Junio

Cuestión 1.-

a) $Z=4$, $1s^2 2s^2$

Capa de valencia: $2s^2$

$Z=11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Capa de valencia: $3s^1$

$Z=17$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Capa de valencia: $3s^2 3p^5$

$Z=33$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ Capa de valencia: $4s^2 3d^{10} 4p^3$

b) $Z=4$, Berilio (Be), grupo alcalinotérreos (grupo 2), segundo periodo, metal

$Z=11$, Sodio (Na), grupo alcalinos (grupo 1), segundo periodo, metal

$Z=17$, Cloro (Cl), grupo halógenos (grupo 17) tercer periodo, no metal

$Z=33$, Arsénico (As), grupo nitrogenoideos (grupo 15), cuarto periodo, no metal

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

c) El más electronegativo será el Cl ($Z=17$), ya que como halógeno tendrá tendencia a captar un electrón para conseguir configuración de gas noble, y atraerá los electrones en los enlaces covalentes. El menos electronegativo será el Na ($Z=11$) ya que como alcalino tendrá tendencia a ceder un electrón para conseguir configuración de gas noble.

d) $Z=4$: +2, 0

$Z=11$: +1, 0

$Z=17$: -1, 0, +1, +3, +5 y +7

$Z=33$: -3, 0, +3, +5

2004-Modelo

Problema 1B.-

$$E_{\text{fotón}} = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 2,180 \cdot 10^{-18} (1 - 0,111) = 1,938 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

a) *Se podría escribir $E_{\text{fotón}} = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$ con lo que E sería negativa (por ser emisión)*

$$E_{\text{fotón}} = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{1,938 \cdot 10^{-18}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 2,923 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

$$E_{\text{mol}} = E_{\text{fotón}} \cdot N_A = 1,938 \cdot 10^{-18} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,167 \cdot 10^6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} = 1167 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) $E_{\text{fotón}} = E_{\text{cinética}} + E_{\text{ionización rubidio}}$

$$E_{\text{cinética}} = 1/2 \cdot m \cdot v^2 = 0,5 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot (1670 \cdot 10^3)^2 = 1,27 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_{\text{ionización rubidio}} = E_{\text{fotón}} - E_{\text{cinética}} = 1,938 \cdot 10^{-18} - 1,27 \cdot 10^{-18} = 6,68 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo}$$

$$E_{\text{ionización rubidio}} = 6,68 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomo/mol} = 402336 \text{ J/mol} = 402,3 \text{ kJ/mol}$$

2003-Junio

Cuestión 1.-

A, $Z=17$, tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, grupo halógenos (grupo 17) y tercer periodo

B, $Z=19$, tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, grupo alcalinos (grupo 1) y cuarto periodo

C, $Z=35$, tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$, grupo halógenos (grupo 17) y cuarto periodo

D, $Z=11$, tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, grupo alcalinos (grupo 1) y tercer periodo





Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

- a) En mismo periodo se encuentran A y D (tercer periodo, último nivel 3 en configuración electrónica) y B y C (cuarto periodo, último nivel 4 en configuración electrónica)
- b) En mismo grupo se encuentran A y C (halógenos, últimos electrones p^5 en configuración electrónica) y B y D (alcalinos, últimos electrones s^1 en configuración electrónica)
- c) Son más electronegativos los del grupo de los halógenos, A y C, ya que tienen mayor tendencia a captar un electrón para conseguir configuración electrónica de gas noble. Es más electronegativo A que C ya que tiene menor número atómico y su radio atómico es menor, con lo que tiene mayor fuerza de atracción sobre electrones externo.
- d) Tienen menor energía de ionización los del grupo de los alcalinos, B y D, ya que tienen mayor tendencia a ceder un electrón para conseguir configuración electrónica de gas noble. Tiene menor energía de ionización B que D ya que tiene mayor número atómico y su radio atómico es mayor, con lo que tiene menor fuerza de atracción sobre su electrón más externo.

2002-Septiembre

Cuestión 1.-

a) $Z=25$, tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, metal transición, tercer periodo
 $Z=19$, tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, grupo alcalinos (grupo 1) y cuarto periodo

El elemento $Z=19$ (K) tiene sólo un electrón de valencia y el elemento $Z=25$ (Mn) tiene 7.

El elemento $Z=19$ tiene un único estado de oxidación +1, ya que para conseguir una configuración electrónica estable tan sólo puede ceder un electrón.

El elemento $Z=25$ (Mn) tiene múltiples estados de oxidación, ya que para conseguir una configuración electrónica estable puede ceder electrones de varias maneras (los más habituales +2,+3, +4, +6, +7, algunos de los cuales se pueden razonar cualitativamente:

+7: cede los 2 electrones $4s^2$ y los 5 $3d^5$

+6: cede los 1 electrón $4s$ y los 5 $3d^5$, se queda con capa $4s$ semillena y capa $3d$ vacía.

+2: cede los 2 electrones $4s^2$, se queda con capa $3d$ semillena y capa $4s$ vacía

Los estados +3 y +4 no son sencillos de razonar, asociados a Teoría de Campo Cristalino / Teoría de Campo de Ligandos)

b) $Z = 10$ (Ne): $1s^2 2s^2 2p^6$

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

$Z = 36$ (Kr): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Son gases nobles y tienen configuración electrónica estable sin necesidad de asociarse para ceder o captar electrones.

c) $Z = 37$ (Rb): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

Es un elemento del grupo de los alcalinos, y consigue una configuración electrónica de gas noble cediendo un electrón.

d) $Z = 11$ (Na): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Es un elemento del grupo de los alcalinos, y consigue una configuración electrónica de gas noble cediendo un electrón, por lo que el estado de oxidación +1 será el más estable, de hecho el estado +2 no será nada estable.

2002-Junio

Cuestión 1.-

a) Cierto. El comportamiento químico de una especie queda determinado por su configuración electrónica en la capa de valencia, no por la estructura de su núcleo, por lo que no es relevante si es un isótopo. Ambos iones de Na^+ tienen misma configuración electrónica y tendrán el mismo comportamiento químico.

b) Falso. El comportamiento químico de una especie queda determinado por su configuración electrónica en la capa de valencia, no por la estructura de su núcleo, por lo que no es relevante si es un isótopo. Al tener distinta configuración electrónica y tendrán distinta reactividad: el ion O^{2-} tiene





configuración de gas noble mientras que el ion O^- no la tiene y necesita captar otro electrón para conseguirla.

c) Cierto. La masa atómica de los elementos es una media ponderada del número másico de los isótopos que lo forman en función de su abundancia.

$$M = 35 \cdot \frac{75}{100} + 37 \cdot \frac{25}{100} = 35,5$$

d) Falso. Dos isótopos se diferencian en el número de neutrones en el núcleo, no en el número de electrones.

Cuestión 3.-

a) La primera energía de ionización es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$

b) El berilio tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2$ por lo que tiene dos electrones de valencia. Con la primera y segunda energía de ionización se extraen los dos electrones más externos de la segunda capa, formándose el ion Be^{2+} que tiene configuración de gas noble. Sin embargo para extraer un tercer electrón hay que extraer un electrón de la primera capa, que está mucho más ligado al núcleo, además de por ser una capa más pequeña y más cercana al núcleo, porque al haber extraído dos electrones los dos restantes están más atraídos por el núcleo, por lo que hay que aportar mucha más energía. Además ya tiene configuración electrónica estable de gas noble.

Problema 1A.-

a) Por la relación entre frecuencia y longitud de onda, para tener la mayor frecuencia utilizamos la menor longitud de onda

$$c = \lambda \cdot f \Rightarrow f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{450 \cdot 10^{-9}} = 6,67 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E = h \cdot f = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 6,67 \cdot 10^{14} = 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

b) Expresamos la energía de la radiación anterior en eV, vemos que es menor que la energía de ionización del Litio, luego no será posible. $E = 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J} = \frac{4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 2,7625 \text{ eV}$

2002-Modelo

Problema 2B.-

$$a) E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{4,2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,6 \cdot 10^{-34}} = 1,02 \cdot 10^{15} \text{ Hz} = 1,02 \text{ PHz}$$

$$b) c = \lambda \cdot f \Rightarrow f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{600 \cdot 10^{-9}} = 5 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E = h \cdot f = 6,6 \cdot 10^{-34} \cdot 5 \cdot 10^{14} = 3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J} = \frac{3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 2,0625 \text{ eV}$$

Como es menor que la energía de ionización, no se podría conseguir la ionización del rubidio con esa luz.

2001-Septiembre

Cuestión 1.-

Realizamos sus configuraciones electrónicas e identificamos los elementos

$Z=7$, $1s^2 2s^2 2p^3$, Nitrógeno. Segundo periodo, grupo 15

$Z=13$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, Aluminio. Tercer periodo, grupo 13

$Z=15$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, Fósforo. Tercer periodo, grupo 15.

a) $Z=13$ y $Z=15$ en tercer periodo.

b) $Z=7$ y $Z=15$ en grupo 15.

c) El radio atómico decrece hacia la derecha en el periodo y hacia arriba en el grupo, luego en orden decreciente de radio atómico estarán $Al (Z=13) > P (Z=15) > N (Z=7)$

d) El potencial de ionización aumenta hacia la derecha en el periodo, ya que el radio atómico es menor y el último electrón está más fuertemente ligado al núcleo, por lo que el potencial de





ionización del P ($Z=15$) será mayor que el del Al ($Z=13$).

2001-Junio

Cuestión 1.-

a) El principio de exclusión de Pauli indica que no puede haber dos electrones en el mismo átomo con los números cuánticos iguales. Dado que un orbital queda definido por los tres números cuánticos n , l y m , y el número de spin puede tener dos valores, en cada orbital puede haber 2 electrones.

1^a) $1s^2 2s^2 2p^7$; No cumple, ya que hay tres orbitales $2p$ y admiten 6 electrones. El “séptimo electrón” tendría los números cuánticos iguales a alguno de los 6 electrones anteriores.

2^a) $1s^2 2s^3$; No cumple, ya que hay 1 orbital $2s$ y admite 2 electrones. El “tercer electrón” tendría los números cuánticos iguales a alguno de los 2 electrones anteriores.

3^a) $1s^2 2s^2 2p^5$; Sí lo cumple (se trata de $Z=9$, F)

4^a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Sí lo cumple (se trata de $Z=11$, Na)

b) En los dos elementos en la que la configuración electrónica es correcta (3° F, 4° Na), los estados de oxidación más probable son los que consiguen configuración electrónica de gas noble, Ne $Z=10$. F tiene como estado de oxidación más probable -1 , ya que captará un electrón.

Na tiene como estado de oxidación más probable $+1$, ya que cederá un electrón.

2000-Septiembre

Cuestión 1.-

a) $Z = 19$ (K): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$Z = 23$ (V): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

$Z = 48$ (Cd): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$

b) $Z=30$ (Zn) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ es un elemento del cuarto periodo y del grupo 12 dentro de los metales de transición. Es del mismo periodo que $Z=19$, $Z=23$, pero no del mismo periodo que $Z=48$. Es del mismo grupo que $Z=48$, pero no del mismo grupo que $Z=19$ y $Z=23$.

c) Los elementos de un mismo grupo tienen la misma configuración electrónica en el orbital más externo.

2000-Junio

Cuestión 1.-

a) Fe es un metal de transición en el cuarto periodo, $Z=26$

Kr es un gas noble en el cuarto periodo $Z=36$

El radio atómico disminuye hacia la derecha en el mismo periodo, luego el volumen atómico del Fe será mayor.

b) K es un alcalino en el cuarto periodo, $Z=19$

El radio atómico disminuye hacia la derecha en el mismo periodo, luego el volumen atómico del K será mayor.

c) C está en el grupo 14 del segundo periodo, $Z=6$. El radio atómico disminuye hacia arriba en el grupo y hacia la derecha en el mismo periodo, luego el volumen atómico del Fe será mayor.

d) Fe^{3+} tiene la misma carga nuclear pero 3 electrones menos en sus orbitales, por lo que los electrones estarán más atraídos por el núcleo y su radio atómico será menor. El volumen atómico de Fe será mayor que el volumen iónico de Fe^{3+} .

2000-Modelo

Cuestión 1.-

a) Realizamos sus configuraciones electrónicas

Be ($Z=4$): $1s^2 2s^2$

O ($Z=8$): $1s^2 2s^2 2p^4$

Zn ($Z=30$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

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

Be, Zn y Ar no presentan ningún electrón desapareado

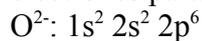
En el caso del oxígeno, tiene 2 electrones desapareados: 1 orbital p con 2 electrones y otros dos orbitales p con 1 electrón cada uno de ellos.



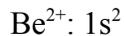


b) Ar es un gas noble, tiene una configuración electrónica estable y no formará iones.

El O tendrá un potencial de ionización alto y alta afinidad electrónica, tendiendo a captar dos electrones para formar el ion O^{2-} con configuración electrónica de gas noble.



El Be tendrá un potencial de ionización bajo y baja afinidad electrónica, tendiendo a ceder dos electrones para formar el ion Be^{2+} con configuración electrónica de gas noble.



El Zn tendrá un potencial de ionización bajo y baja afinidad electrónica, tendiendo a ceder dos electrones para formar el ion Zn^{2+} con configuración electrónica en la que tiene el nivel d completo y con el resto de electrones configuración de gas noble.

