

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

X: $1s^2 2s^2 2p^1$; Y: $1s^2 2s^2 2p^5$; Z: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

- Indica el grupo y el período en el que se encuentran.**
- Ordénalos, razonadamente de menor a mayor electronegatividad.**
- ¿Cuál de los tres átomos es el de mayor energía de ionización?**

Solución:

a) De las configuraciones electrónicas se deduce que los elementos X e Y pertenecen al segundo período (el número cuántico principal del nivel de valencia $n = 2$), mientras que el Z ($n = 3$) está situado en el tercero. Como el X y el Y están completando los orbitales 2p, el X se encuentra en el grupo 13 ($12 + 1$ electrón p), boro (B), y el Y en el grupo 17 ($12 + 5$ electrones p), flúor (F), mientras que el Z, con 2 electrones en el orbital 3s pertenece al grupo 2, magnesio (Mg).

b) La electronegatividad mide la tendencia de un átomo de atraer hacia sí los electrones del enlace covalente que lo une a otro átomo. Esta propiedad aumenta al avanzar en un período y disminuye al descender en un grupo, por lo que el orden de electronegatividad de estos átomos es:

Orden creciente de electronegatividad: $Z < X < Y$ o bien $Mg < B < F$.

c) Potencial de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón y convertirlo en ión monopositivo en el mismo estado gaseoso y fundamental. En los períodos esta propiedad aumenta al avanzar en él debido a que el electrón más externos, por situarse en el mismo nivel energético y aumentar la carga nuclear del átomo, es más fuertemente atraído por el núcleo y se necesita aplicar más cantidad de energía para arrancarlo; mientras que en los grupos disminuye al bajar en ellos debido a que el electrón más externos, al ir situándose en niveles energéticos cada vez más alejado del núcleo, es más débilmente atraído por él y se necesita aplicar menos cantidad de energía para arrancarlo. Luego, el de mayor potencial de ionización es el B (flúor).

CUESTIÓN 2.- A la temperatura de 650 K, la deshidrogenación del 2-propanol para producir propanoa, según la reacción: $CH_3 - CHOH - CH_3 (g) \rightleftharpoons CH_3 - CO - CH_3 (g) + H_2 (g)$ es una reacción endotérmica. Indica, razonadamente, si la constante de equilibrio de esta reacción:

- Aumenta al elevar la temperatura.**
- Aumenta cuando se utiliza un catalizador.**
- Aumenta al elevar la presión total, manteniendo constante la temperatura.**

Solución:

a) Aumenta. Al aumentar la temperatura, suministrar calor al sistema, el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico de la reacción, es decir, hacia la formación de propanona para absorber el calor suministrado (principio de Le Chatelier) y volver a reestablecerlo. Por aumentar las concentraciones de propanona e hidrógeno y disminuir la de propanol, aumenta el valor de la constante de equilibrio, de donde se deduce que dicha constante depende de la temperatura.

b) No aumenta. La utilización de un catalizador sólo consigue que el equilibrio se alcance con más rapidez, pues al disminuir la energía de activación de las reacciones directa e inversa aumenta sus velocidades, pero no influye para nada en el equilibrio, permaneciendo constante el valor de K_c o K_p .

c) No aumenta. Al aumentar la presión disminuye el volumen, aumentando la concentración de los gases y su número de moléculas por unidad de volumen, respondiendo el sistema a esta alteración haciendo que moléculas de $H_2 (g)$ y CH_3COCH_3 reaccionen para regenerar moléculas de $CH_3CHOHCH_3$, es decir, el equilibrio se desplaza hacia donde hay un menor número de moles hasta restablecerse nuevamente. La constante de equilibrio permanece con su valor constante.

PROBLEMA 2.- La solubilidad de hidróxido de magnesio (II) en agua es $9,6 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ a 25°C . Calcula:

- El producto de solubilidad de este hidróxido insoluble a esa temperatura.**
- La solubilidad, a 25°C , en una disolución $0,1 \text{ M}$ de nitrato de magnesio (II).**

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{Mg}) = 24,3 \text{ u}$.

Solución

$$M[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 57,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) El equilibrio de disociación del hidróxido es: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$.

De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la sal en disolución es $S \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$, la solubilidad de los iones Mg^{2+} es S , y la de los iones OH^- es $2 \cdot S$.

Para pasar la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ de $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$ a $\text{moles} \cdot \text{L}^{-1}$, se multiplica la solubilidad dada por los factores de conversión g-mg y mol-gramo:

$$\frac{9,6 \text{ mg } \text{Mg}(\text{OH})_2}{L} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2}{57,3 \text{ g } \text{Mg}(\text{OH})_2} = 1,68 \cdot 10^{-4} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} (\text{M}).$$

Luego, el producto de solubilidad vale:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 \cdot S^3 = 4 \cdot (1,68 \cdot 10^{-4})^3 = 4,74 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}.$$

b) El $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, sal muy fuerte, se encuentra totalmente disociado en disolución acuosa, siendo la concentración de los iones Mg^{2+} $0,1 \text{ M}$, por lo que al disolver en ella la base poco soluble $\text{Mg}(\text{OH})_2$, el equilibrio de ionización, debido al efecto del ión común Mg^{2+} , se encuentra muy desplazado hacia la formación del compuesto poco soluble, lo que provoca una disminución de su producto de solubilidad.

Por ser la concentración de iones Mg^{2+} , procedente de la ionización del $\text{Mg}(\text{OH})_2$, excesivamente pequeña frente a la procedente de la ionización de la sal $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ $0,1 \text{ M}$, el producto de solubilidad en este supuesto es:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 0,1 \cdot 4 \cdot S^2 \Rightarrow S = \sqrt{\frac{K_{ps}}{0,1}} = \sqrt{\frac{4,74 \cdot 10^{-12}}{0,1}} = 6,88 \cdot 10^{-8} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Resultado: a) $K_{ps} = 4,74 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$; b) $S = 6,88 \cdot 10^{-8} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$.

OPCIÓN B

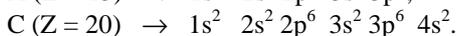
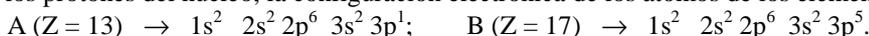
CUESTIÓN 1.- a) Justifica la configuración de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 13, 17 y 20.

b) Escribe la configuración electrónica del ión más estable de cada uno de ellos.

c) Ordena, razonadamente, dichos iones por orden creciente de sus radios.

Solución:

a) Por ser los átomos neutros, tienen el mismo número de electrones y protones, y ser el número atómico los protones del núcleo, la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C es:



b) Dependiendo de la configuración electrónica, la formación de un ión se produce por pérdida o ganancia de electrones del átomo correspondiente, para así conseguir configuración electrónica estable del gas noble anterior o siguiente.

Un átomo del elemento A (Al) pierde, según su configuración, los tres electrones de valencia más externos para convertirse en el ión A^{3+} , (Al^{3+}) siendo su configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$, la del gas noble anterior, Ne.

Un átomo del elemento B (Cl) gana un electrón para convertirse en el ión B^- , (Cl^-) presentando la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, la del gas noble posterior, Ar.

Un átomo del elemento C (Ca) pierde los dos electrones $4s$ para dar el ión C^{2+} , (Ca^{2+}) cuya configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, la del gas noble anterior, Ar.

c) El ión Al^{3+} , por tener un nivel energético menos que los otros dos, tiene los electrones más cerca del núcleo y, por tanto, más fuertemente atraídos por los protones, siendo el de menor radio iónico.

Los otros dos iones Cl^- y Ca^{2+} , son isoelectrónicos, tienen el mismo número de electrones en la corteza. El ión B^- tiene un electrón más en la corteza que protones en el núcleo, por lo que, las fuerzas repulsivas entre los electrones, al ser grande, provoca un incremento del radio iónico. Por el contrario, el

ión C^{2+} presenta una situación inversa, es decir, tiene dos electrones menos en la corteza que protones en el núcleo, por lo que, la fuerza atractiva protones–electrones es más intensa y el radio iónico disminuye.

Por tanto, el orden creciente de los radios iónicos de estos iones es:

radio de $Al^{3+} < \text{radio de } Ca^{2+} < \text{radio de } Cl^-$.

PROBLEMA 2.- En un matraz de 1 L de capacidad se introducen 0,387 moles de N_2 y 0,642 moles de H_2 , se calienta a 600 K y se establece el equilibrio: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$, encontrándose que se han formado, 0,06 moles de amoníaco. Calcula:

a) La composición de la mezcla gaseosa en el equilibrio.

b) Las constantes K_c y K_p a la citada temperatura.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) La estequiometría de la ecuación química indica que un mol de N_2 reacciona con tres moles de H_2 para producir dos moles de NH_3 , por lo que llamando x a los moles de N_2 que reaccionan, de H_2 reaccionarán $3 \cdot x$ moles y se formarán $2 \cdot x$ moles de NH_3 . Luego, si una vez alcanzado el equilibrio existen 0,060 moles de NH_3 , los moles iniciales y en el equilibrio de las distintas especies son:

	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 NH_3(g)$
Moles en el inicio:	0,387		0,642		0
Moles en el equilibrio:	$0,387 - x$		$0,642 - 3 \cdot x$		$2 \cdot x = 0,06$

Al ser en el equilibrio $2 \cdot x = 0,06 \Rightarrow x = \frac{0,06}{2} = 0,03 \text{ moles}$, siendo la mezcla de gases en el equilibrio: $N_2 = 0,387 - 0,03 = 0,357 \text{ moles}$; $H_2 = 0,642 - 0,03 = 0,612 \text{ moles}$; $NH_3 = 0,06 \text{ moles}$.

b) Por ser el matraz de 1 L, la concentración en el equilibrio de cada especie coincide con sus moles, es decir, $[N_2] = 0,357 \text{ M}$; $[H_2] = 0,612 \text{ M}$; $[NH_3] = 0,06 \text{ M}$, y llevando estos valores a la

constante K_c : $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{0,06^2 \text{ M}^2}{0,357 \text{ M} \cdot 0,612^3 \text{ M}^3} = 0,044 \text{ M}^{-2}$, y de la relación entre las

constantes de equilibrio: $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$, siendo $\Delta n = 2 - 4 = -2$, sustituyendo las variables por sus valores y operando, resulta para K_p :

$$K_p = 0,044 \text{ moles}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 873 \text{ K})^{-2} = 8,59 \cdot 10^{-5} \text{ atm}^2.$$

Resultado: a) moles: $N_2 = 0,357$, $H_2 = 0,612$ y $NH_3 = 0,06$; b) $K_c = 0,044 \text{ M}^{-2}$; $K_p = 8,59 \cdot 10^{-5} \text{ atm}^2$.

CUESTIÓN 2.- Dadas la energías reticulares de las siguientes sustancias: U ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $NaF = -914$; $NaCl = -770$; $NaBr = -720$, razona cómo varían:

a) Sus puntos de fusión.

b) Su dureza.

c) Su solubilidad en agua.

Solución:

a) Como fundir un compuesto iónico es romper las fuerzas que mantienen los iones unidos en la red iónica, mientras mayor sea la energía de red en valor absoluto, mayor será la energía a aplicar, siendo el orden decreciente de los respectivos puntos de fusión de estos compuestos: $NaF > NaCl > NaBr$.

b) La dureza de una sustancia indica la resistencia de la misma a ser rayado, lo que implica que el enlace que une las partículas que forman la sustancia se encuentran muy fuertemente unidas entre sí, por lo que, será más dura la sustancia que presente un mayor valor absoluto de su energía de red, luego, el orden decreciente de la dureza de las sustancias propuestas es: $NaF > NaCl > NaBr$.

c) La solubilización de un compuesto iónico en disolventes polares es buena. Esto es debido a que las moléculas polares del disolvente se dirigen, por el polo adecuado, a los iones superficiales del cristal iónico, y la atracción producida desprende una cantidad de energía que, si es superior a la reticular, provoca la destrucción del cristal iónico y su disolución. Luego, puede afirmarse que mientras mayor sea el valor de la energía reticular en valor absoluto, más difícil será su disolución, siendo el orden creciente de solubilidad de las sustancias iónicas propuestas: $NaF < NaCl < NaBr$.