

## OPCIÓN A

**CUESTION 1.- Los elementos Na, Al y Cl tienen de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente.**

- Escribe la configuración electrónica de cada elemento.**
- Escribe la configuración electrónica de los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{Cl}^-$ .**
- Ordena, de forma razonada, los radios de los iones anteriores.**

Solución:

a) La configuración electrónica de los átomos propuestos son:

Na (Z= 11):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; Al (Z = 13):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ; Cl (Z = 17):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

b) La configuración electrónica del ión de un elemento dado es la misma que la del elemento en estado neutro, pero con un número de electrones menos o más igual a la carga del electrón, según sea esta positiva o negativa. Así pues, la configuración electrónica de los iones propuestos es:

$\text{Na}^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;  $\text{Al}^{3+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;  $\text{Cl}^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

c) El radio atómico es una propiedad periódica que disminuye su valor cuando se avanza hacia la derecha en un período (al avanzar en el período aumenta la carga nuclear y el electrón se va situando en el mismo nivel energético, por lo que, la atracción nuclear sobre el electrón va siendo cada vez más intensa y el átomo va contrayendo su volumen, es decir, va disminuyendo su radio), y aumenta al bajar en un grupo (aunque aumenta la carga nuclear, el electrón se va situando en niveles cada vez más alejado del núcleo y, por ello, la fuerza atractiva núcleo electrón más externo se va haciendo cada vez menor, por lo que el átomo se va dilatando, o lo que es lo mismo, el radio atómico se va haciendo mayor).

En el ión  $\text{Cl}^-$ , con un electrón más que el átomo neutro y la misma carga nuclear, el electrón más externo se encuentra muy apantallado, y al ser la carga nuclear la misma, la fuerza atractiva del núcleo sobre dicho electrón es menor, por lo que su radio iónico es mayor que el del átomo neutro. Por el contrario, en el ión  $\text{Na}^+$ , con un electrón menos que el átomo neutro y la misma carga nuclear, el electrón más externo se encuentra menos apantallado, y al ser la carga nuclear la misma, la fuerza atractiva del núcleo sobre dicho electrón es mayor, por lo que su radio iónico es menor que el del átomo neutro. Por la misma razón que en el  $\text{Na}^+$ , en el ión  $\text{Al}^{3+}$  con tres electrones menos que el átomo neutro y la misma carga nuclear, el electrón más externo se encuentra menos apantallado aún, por lo que la atracción del núcleo sobre dicho electrón es mucho más intensa, por lo que, su radio iónico es menor que el del átomo neutro y el del ión  $\text{Na}^+$ .

De lo expuesto se deduce que, por ser los iones pertenecientes al mismo período, el orden de menor a mayor radio iónico es: radio ( $\text{Al}^{3+}$ ) < radio ( $\text{Na}^+$ ) < radio ( $\text{Cl}^-$ ).

**PROBLEMA 1.- Se hace reaccionar 10 g de Zn metálico con un exceso de ácido sulfúrico para formar sulfato de cinc (II),  $\text{ZnSO}_4$ , e hidrógeno gas. A partir de estos datos calcula:**

- El volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27 °C y 740 mm Hg de presión.**
- La masa de sulfato de cinc (II) formada si el rendimiento de la reacción es del 80 %.**

**DATOS:**  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{Zn}) = 65,4 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Solución:

$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{ZnSO}_4) = 161,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) La reacción ajustada es:  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ , por lo que aplicando a los 10 g de cinc los factores de conversión, mol Zn-gramos y relación molar  $\text{H}_2$ -Zn, se obtienen los moles de  $\text{H}_2$  que se desprenden, y que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales, proporciona el volumen que ocupan en las condiciones dadas:

$$10 \frac{\text{g muestra Zn}}{\text{g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,153 \text{ moles de H}_2, \text{ que llevados a la ecuación de}$$

estado de los gases ideales, despejando el volumen, sustituyendo las demás variables por sus valores y operando, sale para el volumen el valor:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,153 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{740 \frac{\text{mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 1 \text{ atm}} = 3,866 \text{ L.}$$

b) Repitiendo el proceso anterior sustituyendo la relación molar H<sub>2</sub>-Zn por la de ZnSO<sub>4</sub>-Zn, e incluyendo el factor de conversión gramos-mol ZnSO<sub>4</sub> se tiene:

$$10 \text{ g muestra Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161,4 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 24,679 \text{ g de ZnSO}_4.$$

**Resultado: a) V = 3,866 L; b) 24,679 g ZnSO<sub>4</sub>.**

**PROBLEMA 3.- Se desea preparar 1 L de disolución saturada de carbonato de calcio a una temperatura determinada. Calcula:**

a) La solubilidad de la sal.

b) La cantidad mínima de carbonato de calcio para preparar la disolución saturada.

**DATOS:** A<sub>r</sub> (O) = 16 u; A<sub>r</sub> (C) = 12 u; A<sub>r</sub> (Ca) = 40 u; K<sub>ps</sub> = 4,8 · 10<sup>-9</sup>.

Solución:

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) El equilibrio de solubilidad del compuesto es: CaCO<sub>3</sub> ⇌ Ca<sup>2+</sup> + CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, y si la solubilidad del compuesto poco soluble es S, esa es también la concentración de los iones, por lo que, si el producto de solubilidad de compuesto es: K<sub>ps</sub> = S · S = S<sup>2</sup>, despejando S, sustituyendo las variables por sus valores y operando se obtiene el valor de la solubilidad de la sal:

$$S = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{4,8 \cdot 10^{-9}} = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ M}.$$

b) Como en un litro de disolución hay 6,93 · 10<sup>-5</sup> moles de sal disueltos, multiplicándolos por el factor de conversión gramos-mol, se obtiene la masa mínima de sal para preparar la disolución:

$$6,93 \cdot 10^{-5} \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 6,93 \cdot 10^{-3} \text{ g de CaCO}_3.$$

**Resultado: a) S = 6,93 · 10<sup>-5</sup> M; b) 6,93 · 10<sup>-3</sup> g de CaCO<sub>3</sub>.**

### OPCIÓN B

**CUESTIÓN 1.- En función del tipo de enlace presente en las siguientes moléculas explica por qué:**

a) El NH<sub>3</sub> tiene un punto de ebullición más alto que el CH<sub>4</sub>.

b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el cloro.

c) El CH<sub>4</sub> es insoluble en agua y el KCl es soluble.

Solución:

a) El NH<sub>3</sub> tiene un punto de ebullición más alto debido a que, al ser la molécula polar por estar el hidrógeno unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño radio, entre ellas se produce una atracción electrostática dipolo-dipolo, enlace de hidrógeno, que provoca este valor anormalmente elevado de su punto de ebullición. Por el contrario, las moléculas de CH<sub>4</sub>, covalentes y apolares, se unen por fuerzas de Van der Waals mucho más débiles, lo que se traduce en que su punto de ebullición sean mucho más bajo y, por ello, sea un gas.

b) El KCl se encuentra formado por iones Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup>, que al unirse por enlace iónico, atracción electrostática entre los iones positivos y negativos da lugar a la formación de un sólido cristalino de punto de ebullición elevado, mientras que el cloro es un gas, por encontrarse sus moléculas, apolares, unidas por débiles fuerzas de Van der Waals, muy fáciles de romper y separar una molécula de otra.

c) El KCl es un sólido cristalino, soluble en agua, por romperse la red iónica al interactuar los iones superficiales de la red con los dipolos del agua. Por el contrario, las moléculas de CH<sub>4</sub>, apolares, al no sufrir interacciones electrostáticas con el agua, es un compuesto insoluble en dicho disolvente.

**PROBLEMA 2.- Calcula la variación de entalpía de reacción estándar de hidrogenación del acetileno para formar etano.**

a) A partir de las energías medias de enlace: (C – H) = 414 kJ · mol<sup>-1</sup>; (H – H) = 436 kJ · mol<sup>-1</sup>; (C – C) = 347 kJ · mol<sup>-1</sup>; (C ≡ C) = 837 kJ · mol<sup>-1</sup>.

- b) A partir de las entalpías de formación estándar del etano,  $\Delta H_f^\circ = -85 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  y del acetileno,  $\Delta H_f^\circ = 227 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución:

a) La entalpía de reacción de la hidrogenación del acetileno para producir etano, se obtiene por la expresión:  $\Delta H_c = \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}}^\circ - \sum m \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}^\circ$ , y como la reacción de hidrogenación es:  $\text{CH} \equiv \text{CH} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3$ , desarrollando la expresión anterior, sustituyendo valores y operando, sale para la entalpía de reacción el valor:  $\Delta H_c = 2 \cdot \Delta H_{\text{C-H}} + \Delta H_{\text{C} \equiv \text{C}} + 2 \cdot \Delta H_{\text{H-H}} - (6 \cdot \Delta H_{\text{C-H}} + \Delta H_{\text{C-C}}) = [2 \cdot 414 + 837 + 2 \cdot 436 - (6 \cdot 414 + 347)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -294 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

b) Teniendo presente que los elementos simples no tienen entalpía estándar de formación, el valor de la entalpía de reacción se obtiene de la expresión  $\Delta H_c = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum m \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$ , y desarrollando la expresión y sustituyendo valores y operando, se tiene para la entalpía de reacción el valor:  $\Delta H_c = \Delta H_f^\circ (\text{CH}_3\text{CH}_3) - \Delta H_f^\circ (\text{CHCH}) = -85 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 227 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -312 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Resultado: a)  $\Delta H_c = -294 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $\Delta H_c = -312 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .**

**CUESTIÓN 2.- Supón el siguiente sistema en equilibrio:  $\text{UO}_2 (\text{s}) + 4 \text{HF} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{UF}_4 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ . Explica razonadamente hacia donde se desplaza el equilibrio cuando:**

- Se adiciona  $\text{UO}_2 (\text{s})$  al sistema.
- Se elimina  $\text{HF} (\text{g})$ .
- Se aumenta el volumen del recipiente de reacción.

Solución:

a) En los equilibrios heterogéneos, las sustancias sólidas o líquidas no intervienen en la constante de equilibrio, por lo que si se adiciona sólido al equilibrio, este permanece inalterado.

b) La eliminación de  $\text{HF}$  disminuye su concentración y el sistema responde haciendo reaccionar  $\text{UF}_4 (\text{g})$  con  $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$  para reponer el  $\text{HF} (\text{g})$  retirado, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

c) Si se aumenta el volumen del recipiente disminuye la concentración de los gases, y en este caso, el sistema responde para recuperar el equilibrio, desplazándose en el sentido en el que aparece un mayor número de moles gaseosos, pero como en ambos miembros del equilibrio existen el mismo número de moles de gases, el aumento de volumen no afecta al equilibrio que permanece inalterado.