

## OPCIÓN A

**PROBLEMA 2.- a) A partir de los datos que se proponen, calcula la entalpía de la reacción:**



**b) ¿Se trata de una reacción exotérmica o endotérmica? La entalpía de los reactivos, ¿será mayor o menor que la de los productos? Con los datos de que se disponen, ¿se puede saber si la reacción será espontánea?**

**DATOS:**  $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_4(\text{g})] = -75 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{CuO}(\text{s})] = -155 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución:

a) La entalpía de la reacción se obtiene de la expresión:  $\Delta H_r = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$ ;  
 $\Delta H_r = \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] + 2 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f^\circ [\text{CH}_4(\text{g})] - 4 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{CuO}(\text{s})] = [-393 + 2 \cdot (-286) - (-75) - (-155)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow \Delta H_r = -270 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

b) El signo menos de la entalpía de reacción indica que se desprende energía y, por tanto, la reacción es exotérmica.

Por ser la reacción exotérmica la entalpía de los productos es mayor que la de los reactivos.

La reacción transcurre con un cierto grado de desorden, 1 mol de gas más 4 moles de sólido producen 1 mol de gas más 2 moles de líquido más 4 moles de sólido, los 2 moles de líquido son los que propician el grado de desorden (hay más desorden molecular en un líquido que en un sólido), por lo que la variación de entropía de la reacción es positiva. Con el conocimiento de la entalpía y sólo el signo de la entropía, hay datos suficientes para saber si la variación de energía libre de Gibbs es o no negativa y, por consiguiente, si la reacción es o no espontánea. En efecto, al ser  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$ , se aprecia con claridad que si  $\Delta S^\circ$  es positivo, el producto  $T \cdot \Delta S^\circ$  es negativo, y si se resta cualquier cantidad a otra negativa, el resultado es siempre un valor menor que cero, es decir, resulta que  $\Delta G^\circ < 0$ , condición de espontaneidad de una reacción química.

**Resultado: a)  $-270 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .**

**CUESTIÓN 1.- Dadas las energías de ionización de los primeros elementos alcalinos, que se recogen a continuación expresadas en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , contesta razonadamente a las siguientes preguntas:**

- a) ¿Por qué no existe un valor para la 4ª E. I. del litio?  
b) ¿Por qué disminuye la 1ª E. I. al desplazarse del litio al potasio?  
c) ¿Por qué aumenta la energía de ionización al desplazarse de la 1ª E. I. a la 4ª E. I.?

	1ª E. I.	2ª E. I.	3ª E. I.	4ª E. I.
Li	521	7.294	11.819	-
Na	492	4.564	6.937	9.561
K	415	3.068	4.448	5.895

Solución:

a) El litio en su corteza sólo posee 3 electrones, y como la energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de la corteza de un átomo, si no hay electrones es imposible poder arrancarlo y, por tanto, no puede haber para el litio una 4ª energía de ionización.

b) Al bajar en un grupo de la tabla periódica, el electrón más externo se va situando en un nivel energético cada vez más alejado del núcleo, por lo que, la fuerza núcleo-electrón más externo va siendo cada vez menor y se necesita gastar menos energía para arrancarlo; luego, la energía de ionización se va haciendo menor al bajar en el grupo de los alcalinos por disminuir la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo.

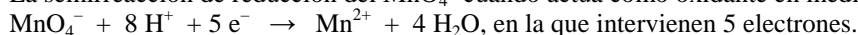
c) La energía de ionización de un átomo va aumentando al pasar de la primera a las sucesivas, por ser mayor la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo, debido a que, al ir siendo menor el número de electrones de la corteza, va siendo menor el apantallamiento sobre este electrón y mayor la fuerza atractiva núcleo-electrón a arrancar.

**CUESTIÓN 2.- El permanganato potásico actúa como oxidante en medio ácido, dando lugar a la formación de  $Mn^{2+}$  y agua. Calcula la cantidad de permanganato potásico necesaria para preparar 2 L 1 N de dicha sustancia si se quiere utilizar como oxidante en medio ácido.**

**DATOS:  $A_r(K) = 39$  u;  $A_r(O) = 16$  u;  $A_r(Mn) = 55$  u.**

Solución:

La semirreacción de reducción del  $MnO_4^-$  cuando actúa como oxidante en medio ácido es:



Una disolución 1 N es la que contiene un equivalente de soluto por litro de disolución, y como el permanganato se va a utilizar como oxidante, el equivalente se obtiene dividiendo su masa molar entre el número de electrones puesto en juego en su semirreacción de reducción. Luego, si 1 L de disolución 1 N contiene 1 equivalente, los dos litros de disolución 1 N contendrán 2 equivalentes, y como:

$$1 \text{ Eq (KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{n^\circ \text{ electrones}} = \frac{158 \text{ g}}{5} = 31,6 \text{ g, para preparar dos litros de disolución se necesitarán}$$

$$31,6 \cdot 2 = 63,2 \text{ g de KMnO}_4.$$

### OPCIÓN B

**CUESTIÓN 1.- Indica, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:**

- La adición de un catalizador a una reacción hace que ésta sea más exotérmica, a la vez que su velocidad se hace mayor.**
- En general, la velocidad de una reacción química aumenta al aumentar la temperatura.**
- La velocidad de una reacción entre compuestos iónicos en disolución suele ser mayor que en fase sólida.**
- En general las reacciones químicas transcurren a mayor velocidad en disoluciones concentradas que en disoluciones diluidas.**

Solución:

a) Falsa. Un catalizador sólo actúa en una reacción química disminuyendo, si es positivo, la energía de activación, por lo que al aumentar el número de moléculas con energía suficiente para alcanzar el valor de  $E_a$ , aumenta la velocidad, no influyendo para nada sobre las variables termodinámicas.

b) Verdadera. La ecuación de Arrhenius,  $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , pone de manifiesto la relación entre la temperatura y la constante de velocidad de una reacción. Se observa como si se aumenta la temperatura, el exponente  $\frac{-E_a}{R \cdot T}$  crece, la potencia  $e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$  crece y también lo hace la constante de velocidad k, por lo que la velocidad de reacción aumenta de valor.

c) Verdadera. Los compuestos iónicos en disolución presentan mayor superficie de contacto entre ellos, que en el estado sólido, por lo que al aumentar, debido al grado de división, la probabilidad del choque efectivo entre las partículas, aumenta la velocidad de reacción.

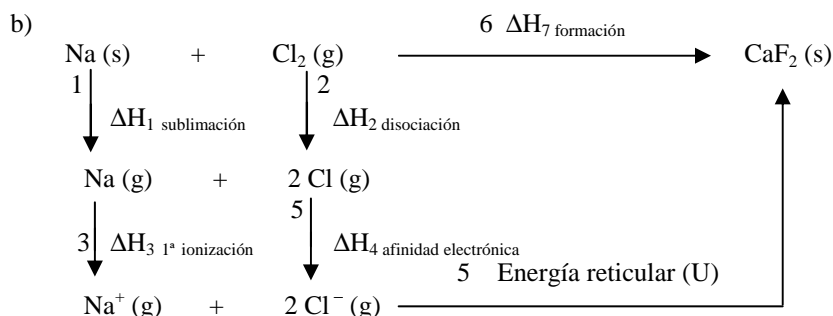
d) Verdadera. Las disoluciones concentradas, al contrario que las diluidas, contienen una gran cantidad de partículas reactivas por unidad de volumen, por lo que al haber un aumento de la probabilidad del número de choques efectivos entre ellas, la velocidad de reacción es mayor en estas disoluciones que en las diluidas.

**CUESTIÓN 3.- a) Define el concepto de Energía de red.**

**b) Plantea el ciclo de Born-Haber correspondiente a la formación del cloruro de sodio a partir de los elementos que lo constituyen en su estado fundamental y relaciona la Energía de red con el resto de energías que intervienen en dicho ciclo.**

Solución:

a) Energía de red o reticular de un compuesto iónico es la que se desprende en la formación de un mol de compuesto sólido, a partir de sus iones en estado gaseoso, sin que entre ellos haya interacción alguna.



La energía de red o reticular se obtiene despejándola de la ecuación:  
 $\Delta H_{6f} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + U \Rightarrow U = \Delta H_{6f} - (\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4)$

**PROBLEMA 2.-** Se mezclan 60 mL de una disolución que contiene 31,5 g de sulfito de sodio en 400 mL de disolución, con 80 mL de disolución 0,3 M de la misma sustancia. De la disolución resultante se extrae 20 mL y se diluyen con 30 mL de agua. Calcula la molaridad de la disolución resultante.  
**DATOS:**  $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$ .

Solución:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La concentración de la disolución inicial de sulfito de sodio es:  $31,5 \text{ g Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{126 \text{ g}} = 0,25$

moles de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , que al encontrarse disueltos en 400 mL de disolución proporciona la concentración:

$$M = \frac{\text{moles}}{V(L)} = \frac{0,25 \text{ moles}}{0,400 \text{ L}} = 0,625 \text{ M}$$

En los 60 mL y 80 mL de estas disoluciones se encuentran disueltos los moles de sal:

Moles de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ :  $n = M \cdot V = 0,625 \text{ moles} \cdot 0,060 \text{ L} = 0,0375 \text{ moles}$ .

Moles de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ :  $n' = M \cdot V' = 0,3 \text{ moles} \cdot 0,080 \text{ L} = 0,024 \text{ moles}$ .

Al mezclar estos volúmenes de disoluciones se obtiene los moles totales de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  contenidos en el volumen total. Moles totales:  $n_t = 0,0375 + 0,024 = 0,0615 \text{ moles}$  que se encuentran disueltos en el volumen:  $V_t = 0,060 + 0,080 = 0,160 \text{ L}$ , siendo la concentración de la disolución que se obtiene:

$$M = \frac{\text{moles}}{V(L)} = \frac{0,0615 \text{ moles}}{0,160 \text{ L}} = 0,384 \text{ M}$$

En los 20 mL que se toman de esta nueva disolución se encuentran disueltos los moles:

Moles de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ :  $n'' = M \cdot V'' = 0,384 \text{ moles} \cdot 0,020 \text{ L} = 0,00768 \text{ moles}$ , y al diluirlos con 30 mL de agua hasta 50 mL, la concentración de la nueva disolución es:

$$M = \frac{\text{moles}}{V(L)} = \frac{0,00768 \text{ moles}}{0,050 \text{ L}} = 0,154 \text{ M}$$

**Resultado:**  $[\text{Na}_2\text{SO}_3] = 0,154 \text{ M}$ .