

## 2º C-D - BACHILLERATO - QUÍMICA - Recuperación 2ª evaluación - (26-abril-2010)

1º - A partir de los datos de la siguiente tabla

	$\Delta H$ (kJ/mol)
Entalpía de formación del $\text{LiCl}_{(s)}$	- 408,8
1ª energía de ionización del Li	+ 513,3
Energía de enlace del $\text{Cl}_2$	+ 242
Afinidad electrónica del cloro	- 348
Entalpía de sublimación del Li	+ 159,4

Se pide:

- 1) Escribir todas las reacciones indicadas
- 2) La energía reticular del LiCl

2º - El  $\text{CaCO}_{3(s)}$  se descompone térmicamente para dar  $\text{CaO}(s)$  y  $\text{CO}_{2(g)}$ .

- a. Calcule el cambio de entalpía en kJ cuando en la reacción se producen 48,02 g de  $\text{CO}_2$ .
- b. Razone la espontaneidad de una reacción química en función de los posibles valores positivos o negativos de  $\Delta H$  y  $\Delta S$ .

Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{CaO}(s) = - 635,6 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ \text{CO}_{2(g)} = - 393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ \text{CaCO}_{3(s)} = -1206,9 \text{ kJ/mol}$

3º - Una mezcla gaseosa, constituida inicialmente por 7,94 mol de hidrógeno y 5,30 mol de vapor de yodo, se calienta a  $450^\circ\text{C}$  con lo que se forman en el equilibrio 9,52 mol de HI. Se pide: (a) Formular la reacción reversible correspondiente a este proceso, señalando como se modificará el estado de equilibrio al aumentar la temperatura y la presión. (b) Calcular la constante de equilibrio. (Datos:  $\Delta H = -2,6 \text{ kcal}$ )

4º - Un vaso contiene dióxido de carbono a una presión de 0,824 atm y  $41^\circ\text{C}$ . Introducimos grafito, que es una forma sólida del carbono, y la presión total aumenta hasta 1,366 atm sin variar la temperatura. Si el proceso químico que ocurre está representado por la ecuación:  $\text{CO}_{2(g)} + \text{C}_{(s)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(g)}$  calcula la  $K_p$

5º - Tenemos el equilibrio  $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$ ;  $\Delta H = -198,2 \text{ KJ}$

Indicar en qué sentido se desplazará si:

- Aumentamos la temperatura.
  - Aumentamos el volumen del recipiente.
  - Aumentamos la presión parcial de  $\text{O}_2$
  - Añadimos un catalizador.
- Justificar en cada caso la respuesta.

## SOLUCIONES

1º - A partir de los datos de la siguiente tabla

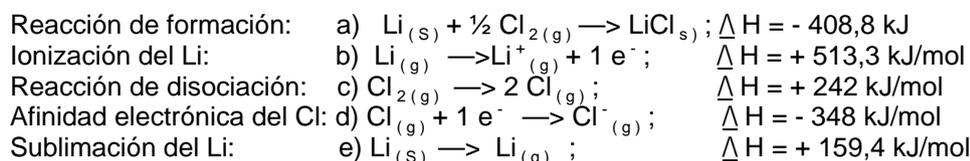
	$\Delta H$ (kJ/mol)
Calor de formación del $\text{LiCl}_{(s)}$	- 408,8
1ª energía de ionización del Li	+ 513,3
Energía de enlace del $\text{Cl}_2$	+ 242
Afinidad electrónica del cloro	- 348
Entalpía de sublimación del Li	+ 159,4

Se pide:

- 1) Escribir todas las reacciones indicadas
- 2) La energía reticular del LiCl

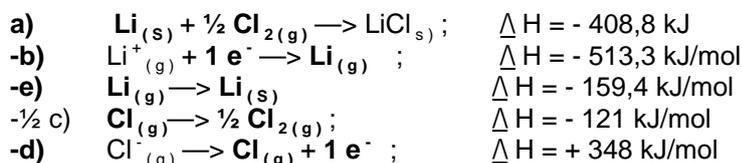
### RESOLUCIÓN

Las reacciones cuyos datos nos dan son:



La energía reticular corresponde a la reacción:  $\text{Li}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{LiCl}_{(s)}$

y para obtenerla, hemos de combinar las anteriores de la forma siguiente:



$\text{Li}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{LiCl}_{(s)}$   $\Delta H = - 854,5 \text{ kJ/mol}$ , que es la energía reticular del Li Cl

**2º - El  $\text{CaCO}_{3(s)}$  se descompone térmicamente para dar  $\text{CaO}(s)$  y  $\text{CO}_{2(g)}$ .**

**a. Calcule el cambio de entalpía en kJ cuando en la reacción se producen 48,02 g de  $\text{CO}_2$ .**

**b. Razone la espontaneidad de una reacción química en función de los posibles valores positivos o negativos de  $\Delta H$  y  $\Delta S$ .**

**Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{CaO}(s) = -635,6 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ \text{CO}_{2(g)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ \text{CaCO}_{3(s)} = -1206,9 \text{ kJ/mol}$**

### RESOLUCIÓN

Dado que conocemos las entalpías de formación, podemos determinar la entalpía de la reacción de descomposición del  $\text{CaCO}_3$ , que es:  $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_{2(g)}$

Donde:  $\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{FORMACIÓN PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{FORMACIÓN REACTIVOS}}$

$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = -635,6 - 393,5 - (-1206,9) = +177,8 \text{ KJ}$  y así la reacción completa es:

**$\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_{2(g)}$  ;  $\Delta H = +177,8 \text{ kJ}$** , en la cual, teniendo en cuenta su estequiometría:

$\text{CaCO}_{3(s)}$	$\rightarrow$	$\text{CaO}(s) +$	$\text{CO}_{2(g)}$ ;	$\Delta H = +177,8 \text{ kJ}$
1 mol = 100 g		1 mol = 56 g	1 mol = 44,01 g	+ 177,8 kJ
			48,02 g	X

$$\text{donde: } x = \frac{48,02 \cdot (+177,8)}{44,01} = \mathbf{194,0 \text{ KJ}}$$

b) La espontaneidad de una reacción viene dada por el valor de la energía libre de Gibbs ( $\Delta G$ ) y será espontánea cuando esta magnitud termodinámica sea negativa.

Su valor viene dado por la expresión:  **$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$**

En este caso sabemos que la entalpía ( $\Delta H$ ) es positiva. El valor de la entropía no lo conocemos, pero dado que se trata de una reacción en la cual los reactivos ( $\text{CaCO}_3$ ) son sólidos y que en los productos de la reacción se obtiene un gas ( $\text{CO}_2$ ), podemos predecir que tendrá un valor positivo. De esta forma, si la temperatura es suficientemente alta para que suceda que:

**$\Delta H < T \cdot \Delta S$** , lo cual hace que:  **$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$**  la reacción será espontánea, pero no lo será para temperaturas inferiores a esa.

**3º - Una mezcla gaseosa, constituida inicialmente por 7,94 mol de hidrógeno y 5,30 mol de vapor de yodo, se calienta a 450 °C con lo que se forman en el equilibrio 9,52 mol de HI. Se pide: (a) Formular la reacción reversible correspondiente a este proceso, señalando como se modificará el estado de equilibrio al aumentar la temperatura y la presión. (b) Calcular la constante de equilibrio. (Datos:  $\Delta H = -2,6 \text{ kcal}$ )**

### RESOLUCIÓN:

La reacción que tiene lugar es:  **$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$  ;  $\Delta H = -5,2 \text{ Kcal}$**

El dato que nos dan para  $\Delta H = -2,6 \text{ Kcal/mol}$ , dado que en esta reacción se forman 2 moles, deberá ser el doble. De acuerdo con el Principio de Le Chatelier, al aumentar la temperatura se favorecerá la reacción endotérmica, por lo que en este caso, la reacción se desplazará hacia la izquierda

Con los datos del primer proceso podemos calcular el valor de la constante de equilibrio para la reacción dada, los cuales tendremos que utilizarlos en el segundo proceso.

	$\text{H}_2 +$	$\text{I}_2$	$\rightleftharpoons$ $>$	$2 \text{HI}$	
Inicial	7,94	5,30		---	Siendo "x" el nº de moles de $\text{H}_2$ que reaccionan, que serán también las moles de $\text{I}_2$ que reaccionan, y se formarán "2.x" moles de HI, por lo que como nos dicen que se forman 9,52 moles de HI, resultará que: $x = \frac{9,52}{2} = 4,76$
En equil.	$7,94 - x =$ $7,94 - 4,76 = \mathbf{3,18}$	$5,30 - x =$ $5,30 - 4,76 = \mathbf{0,54}$		$2x = \mathbf{9,52}$	

La constante de equilibrio  $K_c$  es por tanto:  $K_c = \frac{[KI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$ ;  $K_c = \frac{\left[\frac{9,52}{V}\right]^2}{\left[\frac{3,18}{V}\right] \cdot \left[\frac{0,54}{V}\right]}$ ;  **$K_c = 52,78$**

**4º - Un vaso contiene dióxido de carbono a una presión de 0,824 atm y 41°C. Introducimos grafito, que es una forma sólida del carbono, y la presión total aumenta hasta 1,366 atm sin variar la temperatura. Si el proceso químico que ocurre está representado por la ecuación:  $CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons 2 CO_{(g)}$  calcula la  $K_p$ .**

#### RESOLUCIÓN

La cantidad inicial de  $CO_2$  se puede determinar mediante la ecuación general de los gases ideales, en la cual conocemos la presión total inicial: 0,824 atm y pero al no conocer ni el volumen total,  $V$ , ni la temperatura  $T$ , podemos dejarla en función de ambas, aunque para simplificar los cálculos vamos a suponer un volumen de 1 litro, y así:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T; \quad n = P \cdot \frac{V}{R \cdot T} \implies n_{CO_2} = \frac{0,824 \cdot 1}{0,082 \cdot 314} = 0,032 \text{ moles iniciales de } CO_2$$

Y de forma análoga, calculamos el número total de moles cuando se alcanza en el equilibrio:

$$n_{\text{TOTALES}} = \frac{1,366 \cdot 1}{0,082 \cdot 314} = 0,053 \text{ moles totales en el equilibrio}$$

Y este sistema en equilibrio es:

	$CO_{2(g)} +$	$C_{(s)} \rightleftharpoons$	$2 CO_{(g)}$
INICIAL	0,032	-----	----
EN EQUILIBRIO	$0,032 - X$	- ----	$2 \cdot X$

La constante de equilibrio  $K_c$  es:

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Al tratarse de un equilibrio heterogéneo, no influye en la expresión de la constante de equilibrio la cantidad de  $C$ .

Siendo  $X$  = número de moles de  $CO_2$  que reaccionan

Al alcanzarse el equilibrio, el número total de moles de gas, que ya hemos calculado antes, será la suma del número de moles de  $CO_2$  y de  $CO$ ; así:

$$0,053 = 0,032 - X + 2 \cdot X; \quad 0,053 = 0,032 + x, \text{ de donde deducimos el valor de } X, \text{ que es: } X = 0,053 - 0,032 = 0,021$$

Por tanto, el número de moles de cada gas al alcanzarse el equilibrio es:

$$CO_2 \implies 0,032 - X = 0,032 - 0,021 = \mathbf{0,011 \text{ moles de } CO_2 \text{ en el equilibrio}}$$

$$CO: \implies 2 \cdot X = 2 \cdot 0,021 = \mathbf{0,042 \text{ moles de } CO \text{ en el equilibrio}}$$

Teniendo en cuenta que hemos supuesto un volumen de 1 L, el valor de la constante  $K_c$  es:

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = \frac{\left[\frac{0,042}{1}\right]^2}{\left[\frac{0,011}{1}\right]}; \quad \mathbf{K_c = 0,16}$$

y el valor de  $K_p$  lo obtenemos a partir de la relación entre ambas

$$\text{constantes: } K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \implies K_p = 0,16 \cdot (0,082 \cdot 314)^{2-1} = 0,16 \cdot 0,082 \cdot 314; \quad \mathbf{K_p = 4,13}$$

**5º - Tenemos el equilibrio  $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ ;  $\Delta H = -198,2 \text{ KJ}$**

Indicar en qué sentido se desplazará si:

**Aumentamos la temperatura.**

**Aumentamos el volumen del recipiente.**

**Aumentamos la presión parcial de  $O_2$**

**Añadimos un catalizador.**

Justificar en cada caso la respuesta.

## RESOLUCIÓN

En todos los casos hemos de tener en cuenta el Principio de Le Chatelier: "Cuando en un equilibrio se introduce una modificación, éste se desplazará en el sentido en el cual se contrarreste dicha modificación". Por tanto, tendremos que:

Si "**Aumentamos la temperatura**" se favorecerá la reacción endotérmica, por lo que el equilibrio **SE DESPLAZARÁ HACIA LA IZQUIERDA**.

Si "**Aumentamos el volumen del recipiente**," el equilibrio se desplazará hacia el miembro en el cual haya mayor número de moles de gases; en este caso el equilibrio **SE DESPLAZARÁ HACIA LA IZQUIERDA**.

Si "**Aumentamos la presión parcial de  $O_2$** " quiere decir que se introduce una cierta cantidad de este gas, por lo que el equilibrio se desplazará hacia el miembro en el cual no exista, para que así se consuma parte de él; en este caso el equilibrio **SE DESPLAZARÁ HACIA LA DERECHA**.

Si "**Añadimos un catalizador**", no se modifica el estado de equilibrio, por lo que éste no se desplazará. La acción de un catalizador es únicamente modificar la velocidad de la reacción.