

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

- Junio, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 4, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción A

En la tabla adjunta se recogen los valores, a distintas temperaturas, de la constante del equilibrio químico:



T (° K)	298	400	600	800	1000
K _p	2'82 · 10 ⁻²⁵	1'78 · 10 ⁻¹⁶	1'98 · 10 ⁻⁸	1'29 · 10 ⁻³	2'64 · 10 ⁻¹

- a) Justifique si la reacción anterior es endotérmica o exotérmica.
b) Explique cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión, manteniendo constante la temperatura.
c) Calcule, a 298 °K, la constante K_p, del equilibrio: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$

QUÍMICA. 2000. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Endotérmica. Ya que al aumentar la temperatura aumenta K_c y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) Al aumentar la presión el volumen debe disminuir, luego el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

c)
$$K_p = \frac{1}{2'82 \cdot 10^{-25}} = 3'54 \cdot 10^{24}$$

A 613° K, el valor de K_c para la reacción: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ es 0'064. Si en el equilibrio anterior, la presión parcial del hidrógeno es de una atmósfera, calcule:

a) La concentración de hidrógeno.

b) La presión total.

QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } P_{\text{H}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = c \cdot R \cdot T \Rightarrow c = \frac{P_{\text{H}_2}}{R \cdot T} = \frac{1}{0'082 \cdot 613} = 0'019 \text{ M}$$

$$\text{b) Como } \Delta n = 0, \text{ entonces: } K_c = K_p = 0'064 = \frac{(P_{\text{H}_2\text{O}})^3}{(P_{\text{H}_2})^3} = \frac{(P_{\text{H}_2\text{O}})^3}{1} \Rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}} = 0'4 \text{ at}$$

$$P_T = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 1 + 0'4 = 1'4 \text{ at}$$

Suponga el siguiente sistema en equilibrio: $\text{UO}_2(\text{s}) + 4\text{HF}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{UF}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

Explique hacia dónde se desplaza el equilibrio cuando:

a) Se adiciona $\text{UO}_2(\text{s})$ al sistema.

b) Se elimina $\text{HF}(\text{g})$

c) Se aumente la capacidad del recipiente de reacción.

QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: “Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio”.

a) Si se adiciona $\text{UO}_2(\text{s})$, el equilibrio no se modifica, ya que es un sólido.

b) Si se elimina $\text{HF}(\text{g})$, el equilibrio tiende a aumentar su concentración, desplazándose hacia la izquierda.

c) Si se aumenta la capacidad del recipiente, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Dada la reacción: $\text{CO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$

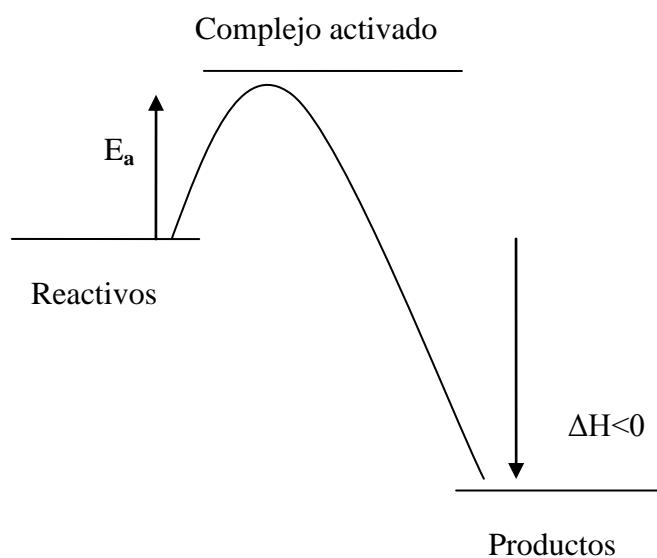
a) Dibuje el diagrama de entalpía teniendo en cuenta que las energías de activación para la reacción directa e inversa son 134 kJ/mol y 360 kJ/mol.

b) Justifique si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.

QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b) Es exotérmica ya que: $\Delta H = 134 - 360 = -226 \text{ kJ}$

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La velocidad de una reacción aumenta al disminuir la temperatura a la que se realiza.

b) La velocidad de una reacción aumenta al disminuir la energía de activación.

c) La velocidad de una reacción disminuye al disminuir las concentraciones de los reactivos.

QUÍMICA. 2000. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de reacción.

b) Verdadera.

c) Verdadera.

En un recipiente de 2 litros se introduce una cierta cantidad de NaHCO_3 , se extrae el aire existente en el mismo, se cierra y se calienta a $400\text{ }^\circ\text{C}$, produciéndose la reacción de descomposición siguiente: $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Una vez alcanzado el equilibrio, la presión dentro del recipiente es de $0'962\text{ atm}$. Calcula:

a) La constante de equilibrio K_p de esa reacción.

b) La cantidad de NaHCO_3 que se ha descompuesto expresada en moles y en gramos.

Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$

QUÍMICA. 2000. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como el número de moles de $\text{CO}_2(\text{g})$ y de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ que se forman son los mismos, se cumple

que: $P_{\text{CO}_2} = P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0'962}{2} = 0'481\text{ at}$, luego:

$$K_p = P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}} = 0'481 \cdot 0'481 = 0'231\text{ at}^2$$

b) Los moles que desaparecen de NaHCO_3 son los mismos que aparecen de $\text{CO}_2(\text{g})$ o de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$:

$$0'481 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 673}{2} \Rightarrow n = 0'017\text{ moles NaHCO}_3 = 1'428\text{ g de NaHCO}_3$$

En un recipiente se introduce una cierta cantidad de SbCl_5 y se calienta a $182\text{ }^\circ\text{C}$, alcanzando la presión de una atmósfera y estableciéndose el equilibrio: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
 Sabiendo que en las condiciones anteriores el SbCl_5 se disocia en un 29'2%. Calcule:

a) Las constantes de equilibrio K_c y K_p

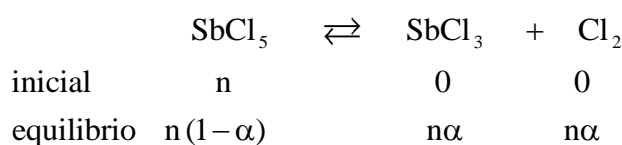
b) La presión total necesaria para que, a esa temperatura, el SbCl_5 se disocie en un 60%

Datos: $R = 0'082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

QUÍMICA. 2000. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

$$P_{\text{SbCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'292}{1'292} \cdot 1 = 0'226\text{ at}$$

$$P_{\text{SbCl}_5} = \frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'708}{1'292} \cdot 1 = 0'548\text{ at}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{SbCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{SbCl}_5}} = \frac{0'226 \cdot 0'226}{0'548} = 0'093\text{ at}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0'093 \cdot (0'082 \cdot 455)^{-1} = 2'49 \cdot 10^{-3}$$

b)

$$K_p = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} \Rightarrow 0'093 = \frac{0'6^2 \cdot P_T}{1-0'6^2} \Rightarrow P_T = 0'165\text{ at}$$

A 523 °K las concentraciones de PCl_5 , PCl_3 y Cl_2 en equilibrio para la reacción:



son 0'809 M, 0'190 M y 0'190 M, respectivamente. Calcule a esa temperatura:

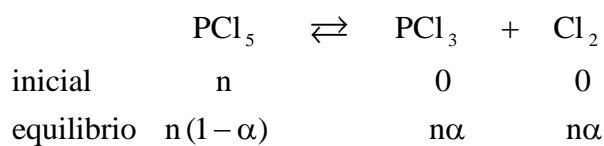
a) Las presiones parciales de las tres especies en el equilibrio.

b) La constante K_p de la reacción.

QUÍMICA. 2000. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

$$P_{\text{PCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = c \cdot R \cdot T = 0'190 \cdot 0'082 \cdot 523 = 8'15 \text{ at}$$

$$P_{\text{PCl}_5} = c \cdot R \cdot T = 0'809 \cdot 0'082 \cdot 523 = 34'69 \text{ at}$$

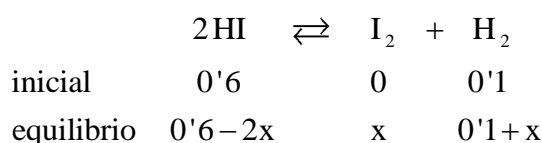
b)

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{8'15 \cdot 8'15}{34'69} = \frac{0'5^2 \cdot 2}{1-0'5^2} = 1'91 \text{ at}$$

Para el equilibrio $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, la constante de equilibrio K_c es 54'8 a la temperatura de 425° C. Calcule: a) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio si se calientan, a la citada temperatura, 0'60 moles de HI y 0'10 moles de H_2 en un recipiente de un litro de capacidad. b) El porcentaje de disociación del HI.
QUÍMICA. 2000. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_c = \frac{[I_2] \cdot [H_2]}{[HI]^2} = \frac{x \cdot (0'1 + x)}{(0'6 - 2x)^2} = \frac{0'1x + x^2}{0'36 + 4x^2 - 2'4x} = \frac{1}{54'8} \Rightarrow x = 0'037$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[HI] = 0'526 \text{ M}$$

$$[I_2] = 0'037 \text{ M}$$

$$[H_2] = 0'137 \text{ M}$$

b) El grado de disociación del HI, se calcula como el cociente entre el número de moles disociados y el número de moles totales del mismo compuesto:

$$\alpha = \frac{2x}{0'6} = \frac{0'074}{0'6} = 0'123 = 12'3\%$$