

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

emestrada

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	$2'82 \cdot 10^{-25}$	$1'78 \cdot 10^{-16}$	$1'98 \cdot 10^{-8}$	$1'29 \cdot 10^{-3}$	$2'64 \cdot 10^{-1}$

- 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: $\text{CO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$

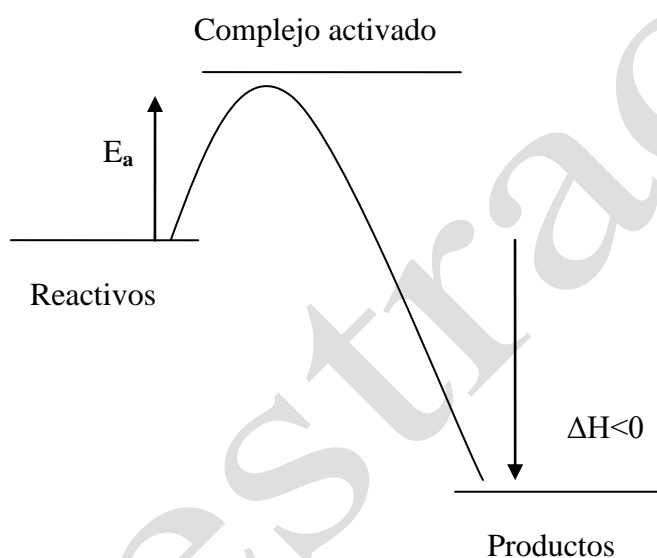
a) Dibuje el diagrama de entalpía teniendo en cuenta que las energías de activación para la reacción directa e inversa son 134 kJ/mol y 360 kJ/mol.

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.

emestrada

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 el doble de los moles que aparecen de $\text{CO}_2(\text{g})$ o de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$:

$$0'481 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 673}{2} \Rightarrow n = 0'017\text{ moles CO}_2$$

$$\text{moles NaHCO}_3 = 2 \cdot \text{moles CO}_2 = 2 \cdot 0'017 = 0'034\text{ moles} = 0'034 \cdot 84 = 2'86\text{ g}$$

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

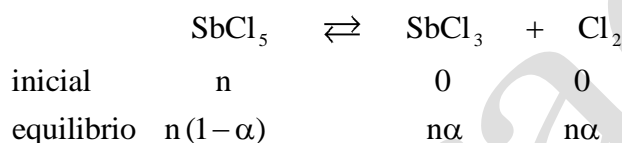
b) La presión total necesaria para que, a esa temperatura, el SbCl_5 se disocie en un 60%

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

RESOLUCIÓN

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:

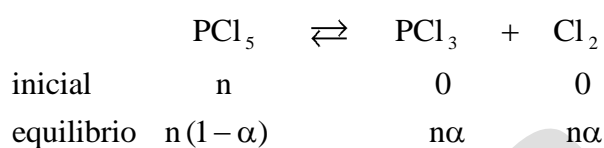
a) Las presiones parciales de las tres especies en el equilibrio.

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: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

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

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

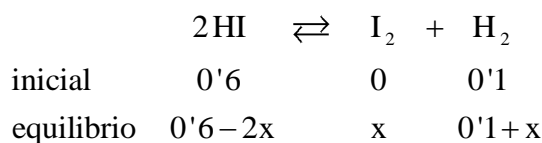
b)

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

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:

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