

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

emestrada

Para la reacción en equilibrio: $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

la constante $K_p = 2'4$, a 375°K .

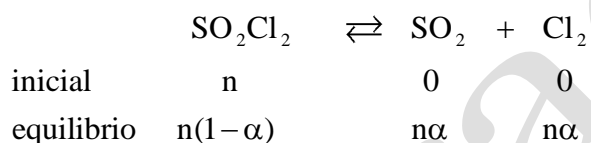
A esta temperatura, se introducen $0'050$ moles de SO_2Cl_2 en un recipiente cerrado de 1 litro de capacidad. En el equilibrio, calcule:

- Las presiones parciales de cada uno de los gases presentes.
- El grado de disociación del SO_2Cl_2 a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2003. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

RESOLUCIÓN



El nº total de moles será: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 2'4 \cdot (0'082 \cdot 375)^{-1} = 0'078$$

$$0'078 = \frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]} = \frac{\left(\frac{n\alpha}{1}\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{1}\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{1}\right)} = \frac{0'05 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'693$$

$$P_T \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow P_T \cdot 1 = 0'05(1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 375 \Rightarrow P_T = 1'5375 \cdot (1+0'693) = 2'60$$

$$P_{\text{SO}_2} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'693 \cdot 2'60}{1'693} = 1'06$$

$$P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'307 \cdot 2'60}{1'693} = 0'47$$

- a) Describa el efecto de un catalizador sobre el equilibrio químico.
b) Defina cociente de reacción Q_c .
c) Diferencie entre equilibrio homogéneo y heterogéneo.
- QUÍMICA. 2003. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

- a) La presencia de un catalizador en un equilibrio no modifica el estado del mismo ni el valor de la constante de equilibrio por lo que equilibrio no se desplazará en ningún sentido. Sólo aumenta la velocidad de reacción, haciendo que la misma alcance antes el equilibrio.
- b) El cociente de reacción responde a la misma expresión de la constante de equilibrio pero en él, las concentraciones no corresponden a las de equilibrio, sino a las de un instante cualquiera en el transcurso de la reacción.
- c) Un equilibrio es homogéneo cuando todas las sustancias que intervienen en la reacción (reactivos y productos) se encuentran en la misma fase y heterogéneo cuando hay distintas fases entre ellas.

Para la reacción en equilibrio: $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

a 750° C, la presión total del sistema es 32'0 mm de Hg y la presión parcial del agua 23'7 mm de Hg. Calcule:

a) El valor de la constante K_p para dicha reacción, a 750° C.

b) El número de moles de vapor de agua y de hidrógeno presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de dos litros.

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

QUÍMICA. 2003. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

RESOLUCIÓN

a) Como los dos únicos gases que existen en el equilibrio son el hidrógeno y agua, si la presión parcial del agua es 27'3 mm Hg, la del hidrógeno será la total menos la del agua:

$$32 \text{ mm Hg} - 23'7 \text{ mm Hg} = 8'3 \text{ mm Hg.}$$

Conocidas las presiones, se sustituye en la expresión de K_p :

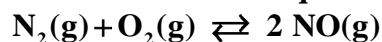
$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{H}_2}^2} = \frac{\left(\frac{23'7}{760}\right)^2}{\left(\frac{8'3}{760}\right)^2} = 8'15$$

b) Aplicando la ecuación de los gases ideales para cada uno de los dos:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{23'7}{760} \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = 7'43 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{8'3}{760} \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = 2'6 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

En un recipiente de 5 litros se introducen 1'84 moles de nitrógeno y 1'02 moles de oxígeno. Se calienta el recipiente hasta 2000° C estableciéndose el equilibrio:



En estas condiciones reacciona el 3% del nitrógeno existente. Calcule:

a) El valor de K_c a dicha temperatura.

b) La presión total en el recipiente, una vez alcanzado el equilibrio.

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

QUÍMICA. 2003. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	N_2	+	O_2	\rightleftharpoons	2NO
inicial	1'84		1'02		0
equilibrio	$1'84 - 0'0552$		$1'02 - 0'0552$		$2 \cdot 0'0552$

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{0'1104}{5}\right)^2}{\left(\frac{1'7848}{5}\right) \cdot \left(\frac{0'9648}{5}\right)} = 7'15 \cdot 10^{-3}$$

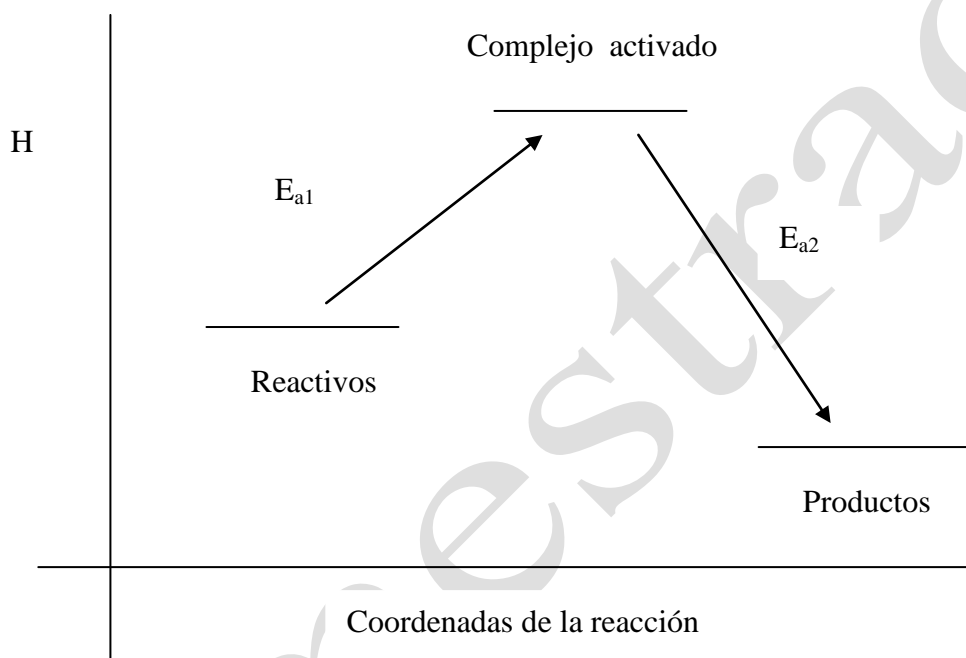
b)

$$P_T = \frac{2'86 \cdot 0'082 \cdot 2273}{5} = 106'61 \text{ at}$$

- a) Dibuje el diagrama entálpico de la reacción: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_3$ sabiendo que la reacción directa es exotérmica y muy lenta, a presión atmosférica y temperatura ambiente.
- b) ¿Cómo se modifica el diagrama entálpico de la reacción anterior por efecto de un catalizador positivo?
- c) Justifique si la reacción inversa sería endotérmica o exotérmica.
- QUÍMICA. 2003. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a)



- b) Un catalizador positivo aumenta la velocidad de reacción al rebajar la energía de activación.
- c) Forzosamente ha de ser endotérmica, puesto que la reacción directa es exotérmica.

En un recipiente de 5 litros se introducen 0'28 moles de N_2O_4 a $50^\circ C$. A esa temperatura el N_2O_4 se disocia según: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$

Al llegar al equilibrio, la presión total es de 2 atm. Calcule:

a) El grado de disociación del N_2O_4 a esa temperatura.

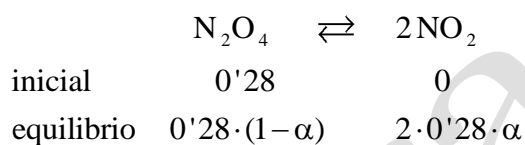
b) El valor de K_p a $50^\circ C$.

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

QUÍMICA. 2003. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

RESOLUCIÓN

a)



moles totales en el equilibrio: $0'28 \cdot (1 + \alpha)$

$$2 = \frac{n \cdot (1 + \alpha) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'28 \cdot (1 + \alpha) \cdot 0'082 \cdot 323}{5} \Rightarrow \alpha = 0'348$$

b)

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{4 \cdot (0'348)^2 \cdot 2}{1 - (0'348)^2} = 1'10 \text{ at}$$

Dado el equilibrio: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H < 0$

- a) Explique cómo aumentaría el número de moles de SO_3 , sin adicionar ni eliminar ninguna de las sustancias presentes en el equilibrio.
- b) Escriba la expresión de K_p .
- c) Razone cómo afectaría al equilibrio la presencia de un catalizador.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Disminuyendo la temperatura (el equilibrio aumenta la temperatura generando calor, o sea, desplazándose hacia la derecha, hacia la formación de SO_3) o aumentando la presión (de esta forma el equilibrio se desplazará para tratar de disminuir la presión, o sea, hacia el lado donde menos número de moles gaseosos haya, esto es, a la derecha, formando más cantidad de SO_3) y también retirando el SO_3 formado (el equilibrio lo repondrá formando más cantidad).

b)

$$K_p = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 \cdot P_{\text{O}_2}}$$

c) De ninguna forma. El catalizador sólo influye en la velocidad de reacción pero desplaza el equilibrio en ningún sentido.

A 1200° C el valor de la constante K_c es $1'04 \cdot 10^{-3}$ para el equilibrio: $\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Br}(\text{g})$

Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule:

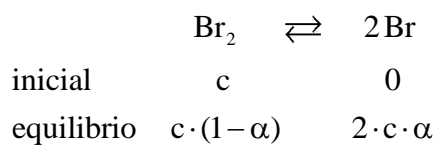
a) El tanto por ciento de Br_2 que se encuentra disociado.

b) La concentración de bromo atómico en el equilibrio.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

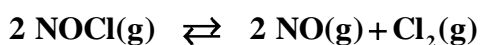
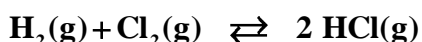
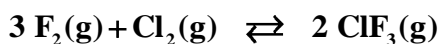


$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]} = \frac{(2c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{4c\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 1'04 \cdot 10^{-3} = \frac{4 \cdot 1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'016 = 1'6\%$$

b)

$$[\text{Br}] = 2c\alpha = 2 \cdot 1 \cdot 0'016 = 0'032 \text{ M}$$

Dados los equilibrios:



- a) Indique cuál de ellos no se afectará por un cambio de volumen, a temperatura constante.
b) ¿Cómo afectará a cada equilibrio un incremento en el número de moles de cloro?
c) ¿Cómo influirá en los equilibrios un aumento de presión en los mismos?

Justifique las respuestas.

QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) Un cambio de volumen (o de presión) sólo afectará a aquellos equilibrios en los que el número de moles de sustancias gaseosas es diferente en reactivos y productos para poder contrarrestar con su desplazamiento (aumentando o disminuyendo dicho número de moles de sustancias gaseosas) la perturbación exterior que se le produzca. No afectará al segundo equilibrio ya que no hay variación en el número de moles.
- b) Desplazándose el mismo en el sentido en el cual se consuman parte de los moles añadidos según el Principio de Le Chatelier, o sea, hacia la derecha en los dos primeros y hacia la izquierda en el tercero.
- c) Como ya se ha dicho en el apartado a, en el segundo equilibrio no afectará un cambio de presión. En la primera reacción se desplazará a la derecha disminuyendo el número de moles de gas y, por tanto, la presión en el reactor y al contrario en el tercero.

El cloruro de amonio se descompone según la reacción:



En un recipiente de 5 litros, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2'5 g de cloruro de amonio y se calientan a 300° C hasta que se alcanza el equilibrio. El valor de K_p a dicha temperatura es $1'2 \cdot 10^{-3}$. Calcule:

- a) La presión total de la mezcla en equilibrio.
b) La masa de cloruro de amonio sólido que queda en el recipiente.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $H = 1$; $N = 14$; $Cl = 35'5$.

QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La presión total de la mezcla será la suma de las presiones parciales de los dos únicos gases que existen en el equilibrio: amoníaco y cloruro de hidrógeno que serán iguales pues de ambos se produce la misma cantidad. Sustituyendo en la expresión de K_p :

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCl}} = \left(\frac{P_T}{2} \right)^2 = 1'2 \cdot 10^{-3} \Rightarrow P_T = 0'069 \text{ at}$$

b) De cada uno de los productos se puede calcular los moles que se han formado aplicando la ecuación de los gases ideales, ya que se conoce su presión, temperatura y volumen:

$$\text{moles de NH}_3 = \text{moles de HCl} : n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'0345 \cdot 5}{0'082 \cdot 573} = 3'67 \cdot 10^{-3}$$

Los moles que quedan de NH_4Cl sin reaccionar son:

$$\frac{2'5}{53'5} - 3'67 \cdot 10^{-3} = 0'043 \text{ moles} = 0'043 \cdot 53'5 = 2'3 \text{ gramos}$$