

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

- Junio, Ejercicio B2
- Junio, Ejercicio C1
- Reserva 1, Ejercicio B6
- Reserva 1, Ejercicio C1
- Reserva 2, Ejercicio C1
- Reserva 3, Ejercicio C1
- Reserva 4, Ejercicio B2
- Reserva 4, Ejercicio C1
- Julio, Ejercicio B2
- Julio, Ejercicio C1

emestrada

Dada la reacción a 25°C y 1 atm de presión $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$, $\Delta H = 180,2 \text{ kJ}$, razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La constante de equilibrio K_p se duplica si se duplica la presión.
 - b) El sentido de la reacción se favorece hacia la izquierda si se aumenta la temperatura.
 - c) El valor de la constante de equilibrio para este proceso depende del catalizador utilizado.
- QUÍMICA. 2021. JUNIO. EJERCICIO B2**

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. La K_p sólo varía si varía la temperatura. Una modificación de la presión no modifica el valor de K_p .
- b) Falsa. El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica. En nuestro caso el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- c) Falsa. Los catalizadores modifican la energía de activación, pero no el valor de K_c , que sólo depende de la temperatura.

Para la reacción de disociación del N_2O_4 gaseoso, $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, la constante de equilibrio K_p vale 2'49 a 60 °C.

a) Sabiendo que la presión total en el equilibrio es de 1 atm, calcule el grado de disociación del N_2O_4 a esa temperatura y las presiones parciales de las especies en el equilibrio.

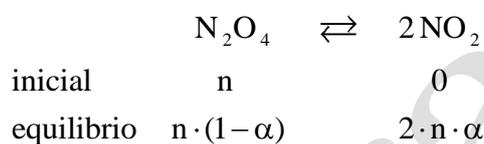
b) Determine el valor de K_c .

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

QUIMICA. 2021. JUNIO. EJERCICIO C1

RESOLUCIÓN

a)



moles totales en el equilibrio: $n(1 - \alpha) + 2n\alpha = n \cdot (1 + \alpha)$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left(\frac{2 \cdot n \cdot \alpha}{n \cdot (1 + \alpha)} P_T \right)^2}{\left(\frac{n \cdot (1 - \alpha)}{n \cdot (1 + \alpha)} P_T \right)} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1 - \alpha^2} = \frac{4\alpha^2 \cdot 1}{1 - \alpha^2} = 2'49 \Rightarrow \alpha = 0'62$$

$$P_{NO_2} = \frac{2 \cdot n \cdot \alpha}{n \cdot (1 + \alpha)} P_T = \frac{2 \cdot \alpha}{(1 + \alpha)} P_T = \frac{2 \cdot 0'62}{(1 + 0'62)} \cdot 1 = 0'765 \text{ atm}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{n \cdot (1 - \alpha)}{n \cdot (1 + \alpha)} P_T = \frac{(1 - \alpha)}{(1 + \alpha)} P_T = \frac{(1 - 0'62)}{(1 + 0'62)} \cdot 1 = 0'234 \text{ atm}$$

b) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 2'49 = K_c \cdot (0'082 \cdot 333)^1 \Rightarrow K_c = 0'091$

La reacción $\text{CO(g)} + \text{NO}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$ tiene la siguiente ecuación de velocidad obtenida experimentalmente: $v = k[\text{NO}_2]^2$. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La velocidad de desaparición del CO es igual a la velocidad de desaparición del NO_2 .
- b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
- c) El orden total de la reacción es 1 porque la velocidad solo depende de la concentración de NO_2 .

QUÍMICA. 2021. RESERVA 1. EJERCICIO B6

R E S O L U C I Ó N

- a) Verdadera. Ya que por la estequiometría de la reacción vemos que 1 mol reacciona con 1 mol.
- b) Falsa. La constante de velocidad si depende de la temperatura, ya que a mayor temperatura hay mayor número de partículas que superan la energía de activación.

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

- c) Falsa. El orden total de la reacción es 2.

La descomposición del cianuro de amonio a 11°C en un recipiente de 2 L alcanza una presión total de 0'3 atm cuando se establece el siguiente equilibrio:



a) Determine K_c y K_p .

b) Si se parte de 1'0 g de cianuro de amonio, calcule la masa que queda sin descomponer en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; C = 12 ; N = 14 . $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUIMICA. 2021. RESERVA 1. EJERCICIO C1

R E S O L U C I Ó N

a) Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que los únicos gases son los que aparecen en los productos y como aparece la misma cantidad de cada uno, la presión parcial de cada uno de ellos será la mitad de la total.

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{HCN}} = \frac{0'3}{2} = 0'15$$

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCN}} = 0'15 \cdot 0'15 = 0'0225$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'0225}{(0'082 \cdot 284)^2} = 4'15 \cdot 10^{-5}$$

b) Los moles que desaparecen de NH_4CN son los mismos que aparecen de amoníaco o de cianuro de hidrógeno:

$$0'15 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 284}{2} \Rightarrow n = 0'013 \text{ moles } \text{NH}_4\text{CN} = 0'572 \text{ g de } \text{NH}_4\text{CN}$$

Luego, la masa de NH_4CN que queda sin descomponer es:

$$1 - 0'572 = 0'428 \text{ g de } \text{NH}_4\text{CN}$$

Se introduce cierta cantidad de A(s) en un matraz de 2 L. A 100°C, el equilibrio $A(s) \rightleftharpoons B(s) + C(g) + D(g)$ se alcanza cuando la presión es de 0'962 atm. Calcule:

a) La constante K_p de dicho equilibrio.

b) La masa de A(s) que se descompone.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; masa molar de A = 84 g · mol⁻¹

QUÍMICA. 2021. RESERVA 2. EJERCICIO C1

R E S O L U C I Ó N

a) Como el número de moles de C(g) y de D(g) que se forman son los mismos, se cumple que:

$$P_C = P_D = \frac{0'962}{2} = 0'481 \text{ at}$$

luego:

$$K_p = P_C \cdot P_D = 0'481 \cdot 0'481 = 0'231$$

b) Los moles que desaparecen de A son los mismos moles que aparecen de C o de D :

$$0'481 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 373}{2} \Rightarrow n = 0'031 \text{ moles C}$$

moles A que desaparecen = moles C = 0'031 moles = 0'031 · 84 = 2'604 g

A la temperatura de 400°C, cuando la presión total del sistema es de 710 mmHg, el amoníaco se encuentra disociado un 40% en nitrógeno e hidrógeno, según la reacción:



Calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los productos de reacción en el equilibrio.

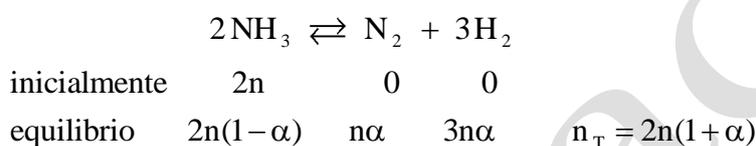
b) El valor de las constantes de equilibrio K_p y K_c a dicha temperatura.

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

QUÍMICA. 2021. RESERVA 3 EJERCICIO C1

R E S O L U C I Ó N

a)



$$P_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot P_T = \frac{n\alpha}{2n(1+\alpha)} \cdot \frac{710}{760} = \frac{0'4}{2(1+0'4)} \cdot \frac{710}{760} = 0'133 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = X_{\text{H}_2} \cdot P_T = \frac{3n\alpha}{2n(1+\alpha)} \cdot \frac{710}{760} = \frac{3 \cdot 0'4}{2(1+0'4)} \cdot \frac{710}{760} = 0'4 \text{ atm}$$

b) Calculamos las constantes

$$K_p = \frac{\left(\frac{n\alpha}{2n(1+\alpha)} \cdot \frac{710}{760} \right) \cdot \left(\frac{3n\alpha}{2n(1+\alpha)} \cdot \frac{710}{760} \right)^3}{\left(\frac{2n(1-\alpha)}{2n(1+\alpha)} \cdot \frac{710}{760} \right)^2} = \frac{0'133 \cdot 0'4^3}{0'4^2} = 0'0532$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'0532 \cdot (0'082 \cdot 673)^{-2} = 1'75 \cdot 10^{-5}$$

Para la siguiente reacción: $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, la ecuación de velocidad hallada experimentalmente es: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$.

a) ¿Cuáles son los ordenes parciales de reacción?. ¿Y el orden total?.

b) Si la constante de velocidad para esta reacción a 1000 K es $6 \cdot 10^4 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$, calcule la velocidad de reacción cuando $[\text{NO}] = 0'015 \text{ M}$ y $[\text{H}_2] = 0'035 \text{ M}$.

c) ¿Cómo afectará a la velocidad de reacción un aumento de la presión, si se mantiene constante la temperatura?. Justifique la respuesta.

QUÍMICA. 2021. RESERVA 4. EJERCICIO B2

R E S O L U C I Ó N

a) El orden de reacción con respecto al NO es 2 y con respecto a H_2 es 1.

El orden de reacción total es 3 = orden de reacción con respecto al NO + orden de reacción con respecto a H_2 .

b)

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2] = 6 \cdot 10^4 \cdot (0'015)^2 \cdot 0'035 = 0'4725 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La velocidad aumenta si aumenta la presión. Esto se debe a que un aumento de la presión conllevará un mayor número de moléculas por unidad de volumen (mayor concentración) y por tanto aumentará el número de choques entre ellas.

Se calienta NOCl puro a 240°C en un recipiente de 1 L, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Sabiendo que la presión total en el equilibrio es de 1 atm y la presión parcial de NOCl es de 0'64 atm:

a) Calcule las presiones parciales de NO y Cl₂ en el equilibrio.

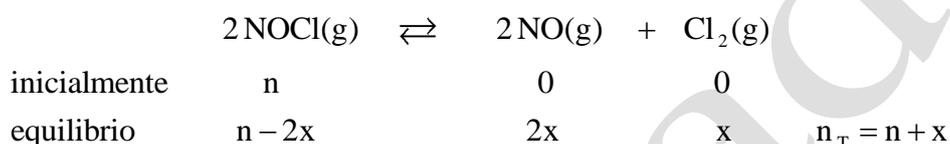
b) Determine K_p y K_c.

Datos: R = 0'082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.

QUÍMICA. 2021. RESERVA 4. EJERCICIO C1

R E S O L U C I Ó N

a)



$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{(n+x) \cdot 0'082 \cdot 513}{1} = 1 \Rightarrow n+x = \frac{1}{0'082 \cdot 513}$$

$$P_{\text{NOCl}} = \frac{n_{\text{NOCl}} RT}{V} = \frac{(n-2x) \cdot 0'082 \cdot 513}{1} = 0'64 \Rightarrow n-2x = \frac{0'64}{0'082 \cdot 513}$$

Resolviendo el sistema formado por las dos ecuaciones, tenemos que: $x = \frac{0'12}{0'082 \cdot 513}$

$$\text{Luego: } P_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2} RT}{V} = \frac{\frac{0'12}{0'082 \cdot 513} \cdot 0'082 \cdot 513}{1} = 0'12 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NO}} = \frac{n_{\text{NO}} RT}{V} = \frac{2 \cdot \frac{0'12}{0'082 \cdot 513} \cdot 0'082 \cdot 513}{1} = 0'24 \text{ atm}$$

Otra forma: $P_T - P_{\text{NOCl}} = 1 - 0'64 = 0'36 \text{ atm}$

Como se forman 2 moles de NO y 1 mol de Cl₂, la presión del NO debe ser el doble de la del Cl₂, luego: $P_{\text{Cl}_2} = 0'12 \text{ atm}$ y $P_{\text{NO}} = 0'24 \text{ atm}$

b) Calculamos las constantes:

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}}^2 \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{NOCl}}^2} = \frac{0'252^2 \cdot 0'126}{0'64^2} = 0'019$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'019 \cdot (0'082 \cdot 513)^{-1} = 4'51 \cdot 10^{-4}$$

Dado el equilibrio $\text{N}_2\text{F}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NF}_2(\text{g})$ con $\Delta H^0 = 38'5 \text{ kJ}$, razone los cambios que se producen si:

- a) La mezcla de reacción se calienta.
- b) El gas NF_2 se elimina de la mezcla de reacción a temperatura y volumen constante.
- c) Se añade helio gaseoso a la mezcla de reacción a temperatura y volumen constante.

QUÍMICA. 2021. JULIO. EJERCICIO B2

R E S O L U C I Ó N

- a) El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, luego en nuestro caso el equilibrio se desplaza hacia la derecha produciendo más NF_2 .
- b) Según Le Chatelier, al eliminar NF_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- c) Al añadir helio gaseoso, no ocurre nada en el equilibrio, ya que las presiones parciales de los gases no varían al no variar el número de moles.

En un recipiente de 250 mL se introducen 0'46 g de $N_2O_4(g)$ y se calienta hasta $40^\circ C$, disociándose el $N_2O_4(g)$ en un 42% al alcanzar el siguiente equilibrio: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$

a) Calcule la constante K_c del equilibrio.

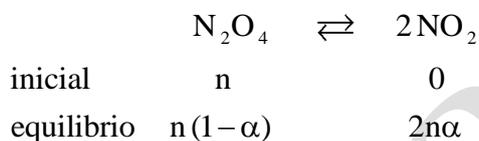
b) Determine la presión total en el equilibrio y el valor de K_p .

Dato: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas relativas: $N = 14$; $O = 16$

QUÍMICA. 2021. JULIO. EJERCICIO C1

RESOLUCIÓN

a)



$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{v}\right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{v}} = \frac{4n\alpha^2}{v(1-\alpha)} = \frac{4 \cdot \frac{0'46}{92} (0'42)^2}{0'25(1-0'42)} = 0'024$$

b) Los moles totales en el equilibrio son: $n(1+\alpha) = \frac{0'46}{92}(1+0'42) = 7'1 \cdot 10^{-3}$

Luego:

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{7'1 \cdot 10^{-3} \cdot 0'082 \cdot 313}{0'25} = 0'729 \text{ atm}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0'024 \cdot (0'082 \cdot 313)^1 = 0'616$$