

PROBLEMAS RESUELTOS
SELECTIVIDAD ANDALUCÍA
2010

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'1 mol de NO, 0'05 moles de H₂ y 0'1 mol de agua. Se calienta el matraz y se establece el equilibrio: $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Sabiendo que cuando se establece el equilibrio la concentración de NO es 0'062 M, calcule:

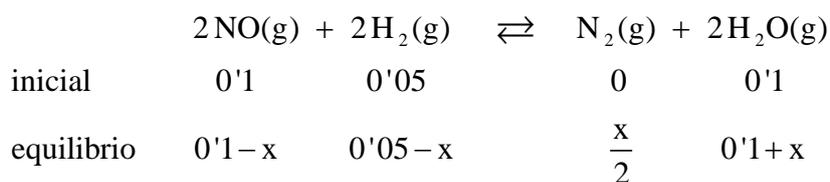
a) La concentración de todas las especies en el equilibrio.

b) El valor de la constante K_c a esa temperatura.

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Como conocemos la concentración de NO en el equilibrio:

$$[\text{NO}] = 0'062 = \frac{0'1 - x}{1} \Rightarrow x = 0'1 - 0'062 = 0'038$$

Luego, la concentración de todas las especies en el equilibrio será:

$$[\text{NO}] = 0'062 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = 0'05 - 0'038 = 0'012 \text{ M}$$

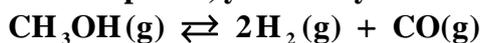
$$[\text{N}_2] = \frac{0'038}{2} = 0'019 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 0'1 + 0'038 = 0'138 \text{ M}$$

b) Calculamos el valor de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^2} = \frac{0'019 \cdot 0'138^2}{0'062^2 \cdot 0'012^2} = 653'68$$

En un recipiente de 1 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'37 moles de metanol. Se cierra el recipiente, y a 20 °C y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 9'4 atmósferas, calcule:

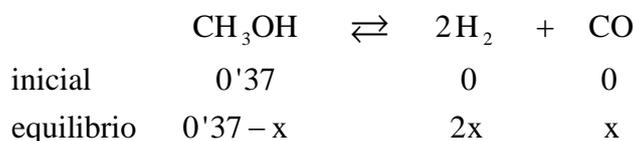
- a) El valor de las constantes K_p y K_c , a esa temperatura.
 b) El grado de disociación en las condiciones del equilibrio.

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

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



El número total de moles es: $n_T = 0'37 - x + 2x + x = 0'37 + 2x$.

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 9'4 \cdot 1 = (0'37 + 2x) \cdot 0'082 \cdot 293 \Rightarrow x = \frac{9'4}{0'082 \cdot 293} - 0'37 = 0'01 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{CO}]}{[\text{CH}_3\text{OH}]} = \frac{(0'02)^2 \cdot (0'01)}{0'36} = 1'1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 1'1 \cdot 10^{-5} (0'082 \cdot 293)^2 = 6'35 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^2$$

b) El grado de disociación, si se expresa en porcentaje, es el tanto por ciento disociado, luego:

$$\alpha = \frac{0'01 \text{ moles disociados}}{0'37 \text{ moles iniciales}} \cdot 100 = 2'7 \%$$

Se sabe que, en ciertas condiciones, la reacción $\text{N}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$ es de primer orden respecto al oxígeno y de segundo orden respecto al nitrógeno. En esas condiciones:

- Escriba la ecuación de velocidad.
- Indique cuál es el orden total de la reacción.
- ¿Qué unidades tiene la constante de velocidad?

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación es: $v = k \cdot [\text{N}_2]^\alpha \cdot [\text{O}_2]^\beta = k \cdot [\text{N}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$

b) Por definición, el orden total es la suma de los órdenes parciales: $2 + 1 = 3$

c) Sin más que despejar de la ecuación: $k = \frac{v}{[\text{N}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^3} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$

En un recipiente de 1 L, a 20 °C, se introducen 51 g de NH_4HS . Transcurrido un tiempo las concentraciones son 0'13 M para cada gas. Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_c es 0'2 para el equilibrio: $\text{NH}_4\text{HS}(s) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(g) + \text{NH}_3(g)$

a) Demuestre que el sistema no se encuentra en equilibrio y calcule la concentración de cada especie una vez alcanzado el mismo.

b) Calcule la cantidad en gramos de NH_4HS que queda una vez alcanzado el equilibrio.

Masas atómicas: N = 14 ; H = 1 ; S = 32

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos el cociente de reacción:

$$Q = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{S}] = (0'13)^2 = 0'0169 < K_c \Rightarrow \text{El sistema no está en equilibrio}$$

Como $Q < K_c$, el equilibrio se desplazará hacia la derecha hasta que:

$$[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{S}] = K_c \Rightarrow [\text{NH}_3] = [\text{H}_2\text{S}] = \sqrt{K_c} = \sqrt{0'2} = 0'447 \text{ M}$$

b) Con la concentración de cada gas se calcula los moles que han aparecido de cada uno de ellos, que serán los mismos que han desaparecido de hidrógenosulfuro de amonio:

0'447 moles de NH_3 aparecidos = 0'447 moles de NH_4HS consumidos

$$0'447 \text{ moles de } \text{NH}_4\text{HS} \cdot \frac{51 \text{ g } \text{NH}_4\text{HS}}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{HS}} = 22'79 \text{ g } \text{NH}_4\text{HS}$$

Cuando se llegue al equilibrio, quedarán, por tanto: $51 - 22'79 = 28'21 \text{ g } \text{NH}_4\text{HS}$

A 25° C y 1 atmósfera, se establece el equilibrio:



Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) La constante de equilibrio se duplica si se duplica la presión.
- b) La reacción se desplaza hacia la izquierda si se aumenta la temperatura.
- c) Si se aumenta la concentración de NO la constante de equilibrio aumenta.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que “si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”. Basándonos en él:

- a) Falso. La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. La variación de presión no influye en nada ya que número de moles gaseosos es el mismo en los reactivos y en los productos, luego: $\Delta n = 0$.
- b) Verdadero. Un aumento de temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consuma calor, o sea, en sentido endotérmico. Se desplazará hacia la izquierda produciéndose más nitrógeno y oxígeno.
- c) Falso. La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. Si se aumenta la concentración de monóxido, el equilibrio reaccionará consumiendo dicho aumento y por tanto se desplazará hacia la izquierda produciéndose más nitrógeno y oxígeno.

En un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



- a) Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p .
- b) ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión parcial de oxígeno?
- c) ¿Qué le ocurrirá al equilibrio cuando se aumente la temperatura?

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Como el óxido de mercurio y el mercurio son, respectivamente, sustancias puras en estado sólido y líquido, sólo el oxígeno aparecerá en las expresiones de ambas constantes.

$$K_c = [\text{O}_2] ; K_p = P_{\text{O}_2}$$

b) Según el Principio de Le Chatelier, que sostiene que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación. Al aumentar la presión, el sistema evoluciona tratando de disminuir la misma, esto se consigue desplazando el equilibrio hacia donde menos moles de sustancia gaseosa existan, o sea, a la izquierda, para que, de esta forma, se den menos choques moleculares con las paredes del reactor y disminuya la presión.

c) El aumento de la temperatura favorece el sentido endotérmico de la reacción por lo que se desplazará hacia la derecha para consumir la energía comunicada.

En un matraz de 20 L, a 25 °C, se encuentran en equilibrio 2,14 mol de N_2O_4 y 0,50 mol de NO_2 según: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$

a) Calcule el valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

b) ¿Cuál es la concentración de NO_2 cuando se restablece el equilibrio después de introducir dos moles adicionales de N_2O_4 , a la misma temperatura?

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

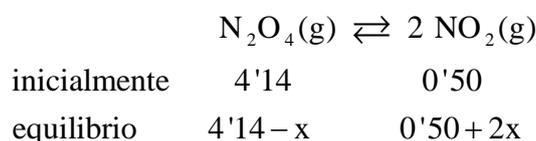
R E S O L U C I Ó N

a)

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{0'5}{20}\right)^2}{\left(\frac{2'14}{20}\right)} = 5'84 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}^2$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 5'84 \cdot 10^{-3} (0'082 \cdot 298)^1 = 0'142 \text{ atm}$$

b) Si se añaden 2 moles de N_2O_4 , el equilibrio se desplaza a la derecha, consumiendo parte del N_2O_4 añadido y formando NO_2 . Si llamamos x a lo que reacciona:



Sustituyendo en la expresión del constante de equilibrio:

$$5'84 \cdot 10^{-3} = \frac{\left(\frac{0'5 + 2x}{20}\right)^2}{\left(\frac{4'14 - x}{20}\right)} \Rightarrow x = 0'092 \text{ moles}$$

Por lo tanto, las concentraciones en equilibrio serán:

$$[NO_2] = \frac{0'05 + 2 \cdot 0'092}{20} = 0'034 \text{ mol/L}$$

$$[N_2O_4] = \frac{4'14 - 0'092}{20} = 0'202 \text{ mol/L}$$