

2023 MODELO A.4

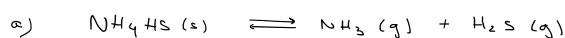
Se coloca una muestra de 7,2 g de $NH_4HS(s)$ en un recipiente de 4,0 L, cerrado al vacío y a 23 °C. La muestra se descompone alcanzando el equilibrio: $NH_4HS(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2S(g)$, siendo la presión total de 0,80 atm.

a) (1 punto) Determine la cantidad en mol de cada especie en el equilibrio.

b) (0,5 puntos) Obtenga K_c y K_p .

c) (0,5 puntos) Calcule el porcentaje de sólido descompuesto.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas (u): H = 1,0; N = 14,0; S = 32,0



n_0 0,141

n_r -x

n_{eq} 0,141-x

-

x

x

-

x

x

K ¡Está en sólido! No contribuye a la presión.

① $n_{NH_4HS} = \frac{m}{M_m} = \frac{7,2}{51} = 0,141 \text{ mol}$

$M_m(NH_4HS) = 1 \cdot 14 + 5 \cdot 1 + 1 \cdot 32 = 51 \text{ g/mol}$

② $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow n_T = \frac{P_T \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,8 \cdot 4}{0,082 \cdot 296} \Rightarrow$

$\Rightarrow n_T = 0,132 \text{ moles}$

③ $n_T = x + x = 2x \Rightarrow 2x = 0,132 \Rightarrow x = 0,066 \text{ moles}$

④ $n_{eq}(NH_4HS) = 0,141 - 0,066 = 0,075 \text{ moles}$

$n_{eq}(NH_3) = n_{eq}(H_2S) = 0,066 \text{ moles}$

b) $K_c = [NH_3] \cdot [H_2S] \Rightarrow K_c = \frac{0,066}{4} \cdot \frac{0,066}{4} = 2,7225 \cdot 10^{-4}$

$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 2,7225 \cdot 10^{-4} \cdot (0,082 \cdot 296)^2 = 0,164$

$\Delta n = \text{moles productos} - \text{moles reactivos}$ (En sólido no se mete)

c) $\% = \frac{n_{eq}}{n_0} \cdot 100 = \frac{0,075}{0,141} \cdot 100 = 53,19 \%$ (del sólido no descompuesto) $100 - 53,19 = 46,81 \%$

2023 MODELO B.4

Responda las siguientes cuestiones justificando la respuesta:

a) (0,5 puntos) ¿Qué tipo de reacciones tienen $K_c = K_p$?

b) (0,5 puntos) ¿La constante de equilibrio de una reacción aumenta o disminuye por un aumento de temperatura?

c) (0,5 puntos) Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_c en función de concentraciones y K_p en función de presiones para la reacción: $2 \text{CaSO}_4(s) \rightleftharpoons 2 \text{CaO}(s) + 2 \text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g)$.

d) (0,5 puntos) ¿Se modifica el equilibrio de la reacción del apartado c) al realizar la reacción en presencia de un catalizador?

a) Aquellas en la que $\Delta n = 0$, es decir, que el número de moles de productos en gas sea igual que el de reactivos en gas, ya que $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$.

b) Según Le Chatelier, un aumento de la temperatura favorece la reacción endotérmica y una disminución de la temperatura favorece la exotérmica. Así que, si la reacción es endotérmica y aumenta la temperatura, aumenta la constante de equilibrio. Si la reacción es exotérmica y aumenta la temperatura, disminuye la constante de equilibrio ya que se desplaza a los reactivos.

c) $K_c = [SO_2]^2 \cdot [O_2]$ y $K_p = (P_{SO_2})^2 \cdot P_{O_2}$

d) El añadir un catalizador no afecta al equilibrio, solo afecta a la velocidad de la reacción. Podemos disminuir el tiempo para alcanzar el equilibrio añadiendo un catalizador positivo, porque aumentaría la reacción.

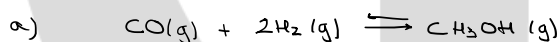
2022 JULIO COINCIDENTE A.5

En un reactor se introduce una mezcla de 1,0 mol de CO, 2,0 mol de H_2 y 3,0 mol de CH_3OH a 650 K y 1 atm, produciéndose la siguiente reacción $CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$. Sabiendo que el valor de K_p en el equilibrio es de 0,973:

a) Determine para qué valor de la presión reacciona el 20% de CO.

b) En las condiciones del apartado a) determine la presión parcial de cada gas.

c) Sabiendo que se trata de una reacción endotérmica, ¿cómo afectaría a la cantidad de CH_3OH un aumento de la temperatura?



$T = 650 \text{ K}$ $P = 1 \text{ atm}$ $K_p = 0,973$

n_0 1

n_r -0,2

n_{eq} 0,8

2

-0,4

1,6

3

+0,2

3,2

① si solo queremos que reaccione el 20%: $n_r = x = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ moles}$

② $n_T = 0,8 + 1,6 + 3,2 = 5,6 \text{ moles}$

③ $K_p = \frac{P_{CH_3OH}}{P_{CO} \cdot P_{H_2}^2} \Rightarrow 0,973 = \frac{X_{CH_3OH} \cdot P_T}{X_{CO} \cdot P_T^2 (X_{H_2} \cdot P_T)^2} \Rightarrow 0,973 = \frac{\frac{n_{CH_3OH}}{n_T} \cdot P_T}{\frac{n_{CO}}{n_T} \cdot \left(\frac{n_{H_2}}{n_T} \cdot P_T\right)^2} \Rightarrow 0,973 = \frac{3,2}{0,8 \cdot \left(\frac{1,6}{5,6} \cdot P_T\right)^2}$

$\Rightarrow 0,973 \cdot P_T^2 = \frac{3,2}{0,8 \cdot 0,082} \Rightarrow P_T = \sqrt{\frac{3,2}{0,8 \cdot 0,082 \cdot 0,973}} \Rightarrow P_T = 7,08 \text{ atm}$

b) $P_{CO} = X_{CO} \cdot P_T = \frac{n_{CO}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0'8}{5'6} \cdot 7'08 = 1'01 \text{ atm}$ $P_{CH_3OH} = X_{CH_3OH} \cdot P_T = \frac{n_{CH_3OH}}{n_T} \cdot P_T = \frac{3'2}{5'6} \cdot 7'08 = 4'05 \text{ atm}$

$P_{H_2} = X_{H_2} \cdot P_T = \frac{n_{H_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{1'6}{5'6} \cdot 7'08 = 2'02 \text{ atm}$

c) Las reacciones endotérmicas son aquellas en las que se absorbe calor, por tanto, si aumenta la temperatura, la reacción irá a la formación de productos y aumentará la concentración de CH_3OH .

2022 JULIO COINCIDENTE B.3

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas para la siguiente reacción $A(s) + B(g) \rightleftharpoons C(g)$.

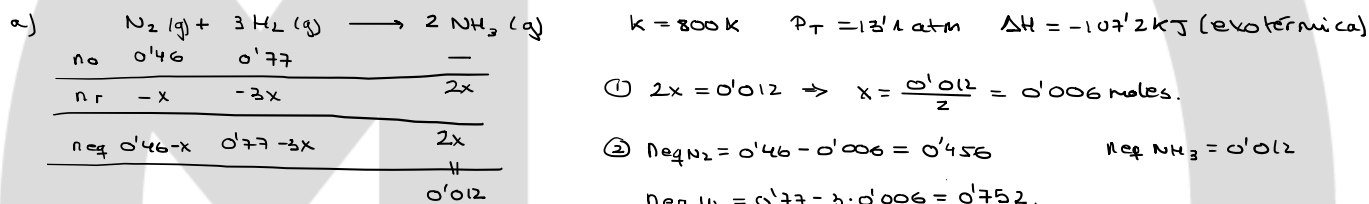
- a) La expresión de la constante de equilibrio es $K_p = p_C / (p_A p_B)$.
 b) Un aumento de la presión total del sistema no desplaza el equilibrio.
 c) Sabiendo que es una reacción exotérmica, un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia los productos.
 d) El valor de la K_p aumenta cuando se duplica la presión de C.

- a) **FALSO**, puesto que el compuesto A es sólido, $K_p = \frac{p_C}{p_B}$.
- b) **VERDADERO**, ya que un aumento de la presión desplazará el equilibrio en el sentido en el que haya menos números de moles gaseosos, pero en este caso hay el mismo número de moles gaseosos tanto en los reactivos como en los productos, por lo que un aumento de presión no afectará al equilibrio.
- c) **FALSO**, ya que según la teoría de Le Chatelier, si aumenta la temperatura, la reacción se desplaza en el sentido en el que es endotérmica. Como es exotérmica hacia la formación de productos, la reacción inversa es endotérmica, por lo que el equilibrio se va a desplazar a la formación de reactivos.
- d) **FALSO**, porque K_p solo depende de la temperatura.

2022 JULIO B.3

En un reactor se introducen 0,46 mol de N_2 y 0,77 mol de H_2 . Cuando se alcanza el equilibrio a 800 K: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ ($\Delta H = -107,2 \text{ kJ}$), se han formado 0,012 mol de amoníaco y la presión total del recipiente es 13,1 atm.

- a) Calcule el valor de K_c .
 b) Determine el valor de K_p .
 c) Razone cómo se modificará el rendimiento de la reacción si se realiza a 1200 K.
 Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.



① $2x = 0'012 \Rightarrow x = \frac{0'012}{2} = 0'006 \text{ moles}$.

② $n_{eq} N_2 = 0'46 - 0'006 = 0'456$ $n_{eq} NH_3 = 0'012$

$n_{eq} H_2 = 0'77 - 3 \cdot 0'006 = 0'752$

③ $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$

④ Para ello sacamos el volumen: $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$

$\Rightarrow V = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{P_T} \Rightarrow V = \frac{(0'456 + 0'752 + 0'012) \cdot 0'082 \cdot 800}{13'1} = 6'12 \text{ L}$

⑤ $K_c = \frac{\left(\frac{n_{NH_3}}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_{N_2}}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_{H_2}}{V}\right)^3} = \frac{\left(\frac{0'012}{6'12}\right)^2}{\left(\frac{0'456}{6'12}\right) \cdot \left(\frac{0'752}{6'12}\right)^3} = 0'028$

b) $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 0'028 \cdot (0'082 \cdot 800)^{2-4} = 6'5 \cdot 10^{-6}$

c) Está aumentando la temperatura y según Le Chatelier, un aumento de la temperatura favorece la reacción endotérmica. Como esta reacción es exotérmica, la reacción inversa es endotérmica e irá a la formación de reactivos, así que **disminuye el rendimiento**.

2022 JUNIO COINCIDENTE A.4

c) $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$ ① $n_T = 0'05 + 0'1 + 1'9 = 2'05 \text{ moles}$

② $P_T \cdot 1 = 2'05 \cdot 0'082 \cdot 298 \Rightarrow P_T = 50'09 \text{ atm}$

d) Como queremos que la reacción vaya a la formación de los productos, según Le Chatelier, podemos disminuir la presión para que así el equilibrio se desplace hacia donde hay mayor número de moles gaseosos (en este caso en los productos).

• Además la reacción es endotérmica ($\Delta H > 0$) hacia la formación de productos. Así que si aumentamos la temperatura, favorecemos la reacción endotérmica.

2022 MODELO B.3

En un recipiente de 20 L y a 900 °C, se mezclan 5,0 mol de CO y 10,0 mol de H_2O . Transcurre la reacción $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons H_2(g) + CO_2(g)$, obteniéndose 4,5 mol de CO_2 . Calcule:

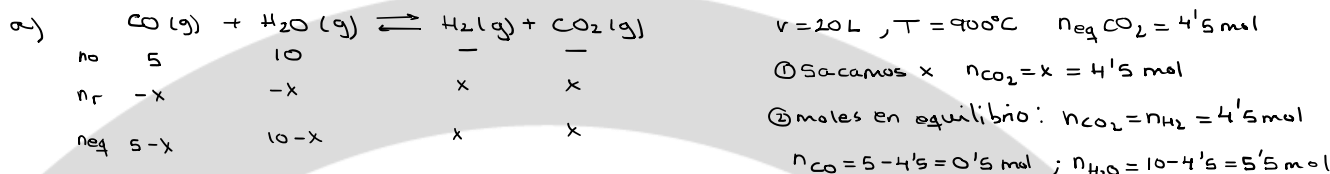
a) Las concentraciones de cada especie en el equilibrio.

b) La presión total.

c) K_c y K_p .

d) Explique sin realizar cálculos, cómo se modifica el equilibrio si se añade $H_2(g)$.

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



③ $[CO] = \frac{0'5}{20} = 0'025 M$ $[H_2O] = \frac{5'5}{20} = 0'275 M$ $[H_2] = [CO_2] = \frac{4'5}{20} = 0'225 M$

b) $n_T = n_{CO} + n_{H_2O} + n_{H_2} + n_{CO_2} = 0'5 + 5'5 + 4'5 + 4'5 = 15 \text{ moles}$

$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow P_T \cdot 20 = 15 \cdot 0'082 \cdot (900 + 273) \Rightarrow P_T = \frac{15 \cdot 0'082 \cdot 1173}{20} = 72'14 \text{ atm}$

c) $K_c = \frac{[H_2][CO_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{0'225 \cdot 0'225}{0'025 \cdot 0'275} = 7'36$

$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 7'36 \cdot (0'082 \cdot 1173)^{2-2} = 7'36$

d) Si añadimos H_2 al equilibrio, estamos aumentando la concentración de los productos. Según Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la formación de reactivos, para contrarrestar ese cambio y así volver a la situación de equilibrio.

2021 JULIO COINCIDENTE B.4

En un recipiente de 5,0 L se introducen tres sustancias: 0,10 mol de A, 0,10 mol de B y 0,10 mol de C, a 500 K. Se alcanza el equilibrio $2A(g) + B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$, siendo entonces la presión de 2,38 atm. Con estos datos:

a) Justifique numéricamente en qué sentido evolucionará la reacción hasta que se alcance el equilibrio.

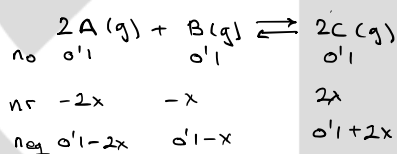
b) Calcule las concentraciones de cada especie en el equilibrio.

c) Determine el valor de K_c .

d) Obtenga la presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio.

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

a) Q (cociente de reacción) = $\frac{[C]^2}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{(\frac{0'1}{5})^2}{(\frac{0'1}{5})^2 \cdot (\frac{0'1}{5})} = 50$



$P_T = 2'38 \text{ atm}$ $V = 5 L$ $T = 500 K$

① Sacamos los moles totales en el equilibrio: $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$

$2'38 \cdot 5 = n_T \cdot 0'082 \cdot 500 \Rightarrow n_T = \frac{2'38 \cdot 5}{0'082 \cdot 500} = 0'29 \text{ moles}$

② $n_T = n_A + n_B + n_C \Rightarrow 0'29 = 0'1 - 2x + 0'1 - x + 0'1 + 2x \Rightarrow 0'29 = 0'3 - x \Rightarrow x = 0'01 \text{ moles}$

$n_A = 0'1 - 2 \cdot 0'01 = 0'08 \text{ moles}$ $n_B = 0'1 - 0'01 = 0'09 \text{ moles}$ $n_C = 0'1 + 2 \cdot 0'01 = 0'12 \text{ moles}$

③ $K_c = \frac{[C]^2}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{\left(\frac{0'12}{5}\right)^2}{\left(\frac{0'08}{5}\right)^2 \cdot \frac{0'09}{5}} = 125$ Como $Q < K$ La reacción va hacia los productos.

b) $[C] = \frac{0'12}{5} = 0'024 \text{ mol/L}$ $[B] = \frac{0'09}{5} = 0'018 \text{ mol/L}$ $[A] = \frac{0'08}{5} = 0'016 \text{ mol/L}$

c) $K_c = 125$

d) $P_A = \frac{n_A}{n_T} \cdot P_T = \frac{0'08}{0'29} \cdot 2'38 = 0'66 \text{ atm}$

$P_B = \frac{n_B}{n_T} \cdot P_T = \frac{0'09}{0'29} \cdot 2'38 = 0'74 \text{ atm}$

$P_C = \frac{n_C}{n_T} \cdot P_T = \frac{0'12}{0'29} \cdot 2'38 = 0'98 \text{ atm}$

2021 JULIO B.4

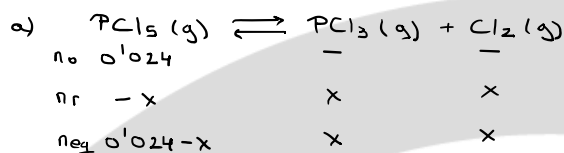
En un recipiente de 1,0 L a 300 °C se introducen 5,0 g de PCl_5 . La presión final cuando se alcanza el equilibrio $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$ es de 2,0 atm.

a) Calcule el grado de disociación del PCl_5 .

b) Determine la presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio.

c) Calcule K_c y K_p .

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: P = 31,0; Cl = 35,5.



$V = 1 \text{ L}$ $T = 300^\circ \text{C}$ $P = 2 \text{ atm}$

① $n = \frac{m}{M_m} = \frac{5}{208'5} = 0'024 \text{ moles}$

$M_m(PCl_5) = 1 \cdot 31 + 5 \cdot 35'5 = 208'5 \text{ g/mol}$

② $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 2'0 = n_T \cdot 0'082 \cdot (300 + 273) \Rightarrow n_T = \frac{2}{0'082 \cdot 573} = 0'0425 \text{ moles}$

③ $n_T = n_{PCl_5} + n_{PCl_3} + n_{Cl_2} \Rightarrow 0'0425 = 0'024 - x + x + x \Rightarrow x = 0'0186$

④ $\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{0'0186}{0'024} = 0'774$

b) $n_{PCl_5} = 0'024 - 0'0186 = 0'0054$ $n_{PCl_3} = 0'0186 = n_{Cl_2}$

$P_{PCl_5} = \frac{n_{PCl_5}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0'0054}{0'0425} \cdot 2 = 0'254 \text{ atm}$

$P_{PCl_3} = P_{Cl_2} = \frac{0'0186}{0'0425} \cdot 2 = 0'875 \text{ atm}$

c) $K_p = \frac{P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{0'875 \cdot 0'875}{0'254} = 3'01$

$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{3'01}{(0'082 \cdot 573)^{2-1}} = 0'641$

2021 JUNIO COINCIDENTE A.5

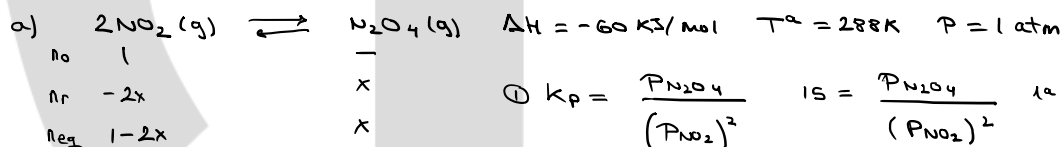
Se introduce 1 mol de NO_2 en un recipiente a 288 K y 1 atm, y se alcanza el equilibrio: $2 NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$, con $\Delta H^\circ = -60 \text{ kJ/mol}$.

a) Determine la fracción molar de cada gas en el equilibrio.

b) Calcule a qué presión se tiene la mezcla equimolar.

c) Justifique, sin hacer cálculos, cómo varían las fracciones molares calculadas en a) si aumenta la temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, $K_p = 15,0$.



① $K_p = \frac{P_{N_2O_4}}{(P_{NO_2})^2} = 15 = \frac{P_{N_2O_4}}{(P_{NO_2})^2}$ 1ª ECUACIÓN

② $P_{NO_2} + P_{N_2O_4} = P_T \Rightarrow P_{NO_2} + P_{N_2O_4} = 1$ 2ª ECUACIÓN

③ $\begin{cases} P_{N_2O_4} = 15 \cdot (P_{NO_2})^2 \\ P_{NO_2} + P_{N_2O_4} = 1 \end{cases} \Rightarrow P_{NO_2} + 15(P_{NO_2})^2 = 1 \Rightarrow 15(P_{NO_2})^2 + P_{NO_2} - 1 = 0$
 $\Rightarrow \frac{-1 \pm \sqrt{1^2 - 4 \cdot 15 \cdot (-1)}}{2 \cdot 15} = \frac{-1 \pm 7'81}{30} \Rightarrow \begin{cases} 0'227 \\ X \end{cases}$ $P_{NO_2} = 0'227 \text{ atm}$

$P_{N_2O_4} = 1 - 0'227 = 0'773 \text{ atm}$

$$c) P_{NO_2} = X_{NO_2} \cdot P_T \Rightarrow X_{NO_2} = \frac{P_{NO_2}}{P_T} = \frac{0'227}{1} = 0'227$$

$$P_{N_2O_4} = X_{N_2O_4} \cdot P_T \Rightarrow X_{N_2O_4} = \frac{P_{N_2O_4}}{P_T} = \frac{0'773}{1} = 0'773$$

b) Una mezcla es equimolar cuando $n_{NO_2} = n_{N_2O_4} \Rightarrow 1 - 2x = x \Rightarrow 3x = 1 \Rightarrow x = 0'333 \text{ moles}$.

• K_p no varía, porque no varía la Temperatura. • $n_T = 0'333 + 0'333 = 0'666 \text{ moles}$

$$K_p = \frac{P_{N_2O_4}}{(P_{NO_2})^2} \quad 15 = \frac{\frac{n_{N_2O_4}}{n_T} \cdot P_T}{\left(\frac{n_{NO_2}}{n_T} \cdot P_T\right)^2} \Rightarrow 15 = \frac{\frac{0'333}{0'666} \cdot P_T}{\frac{0'333^2}{0'666^2} \cdot P_T^2} \Rightarrow 15 = \frac{1}{\frac{0'333}{0'666} \cdot P_T}$$

$$\Rightarrow P_T = \frac{1}{\frac{0'333}{0'666} \cdot 15} = 0'2 \text{ atm}$$

c) Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la temperatura se está favoreciendo el sentido en el que la reacción es endotérmica. Como la entalpía $\Delta H = -60 \text{ kJ/mol}$, nos dice que esta reacción es exotérmica hacia la formación de productos y, por tanto, endotérmica hacia la formación de reactivos. Así que en este caso, aumentarán los moles del NO_2 y disminuirán los moles de N_2O_4 .

Aumentará la fracción molar del NO_2 y disminuirá la del N_2O_4 .

2021 JUNIO COINCIDENTE B.2

Considere la reacción endotérmica de descomposición: $A(s) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$.

a) Escriba la expresión de K_p en términos de presiones parciales y de fracciones molares.

b) Justifique si $A(s)$ es más estable a temperaturas altas o bajas.

c) Justifique si $A(s)$ se descompone más al aumentar la presión total.

d) Justifique cómo se desplaza el equilibrio al duplicar la cantidad de $A(s)$.

a) A no se incluye en la fórmula porque es un compuesto sólido.

$$K_p = P_C \cdot P_D \quad K_p = X_C \cdot P_T \cdot X_D \cdot P_T \Rightarrow K_p = X_C \cdot X_D \cdot P_T^2$$

b) Según Le Chatelier, si aumentamos la temperatura favorece la dirección en el que la reacción es endotérmica. Por tanto, al aumentar la temperatura se favorece la descomposición de A , mientras que si se baja la temperatura, se favorece la formación de $A(s)$.

c) Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la presión se reduce el volumen, así que para volver a la situación de equilibrio la reacción irá en el sentido en el que se produzcan menos moles gaseosos. En este caso el equilibrio se desplaza hacia la formación de $A(s)$.

d) Si aumentamos la concentración del reactivo $A(s)$, siguiendo el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará a la formación de productos para así contrarrestar ese aumento de A y volver de nuevo a la situación de equilibrio.

2021 JUNIO B.4

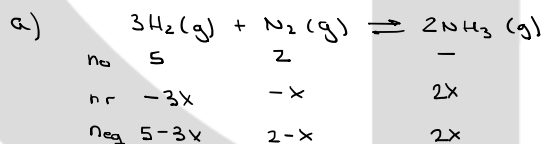
En un reactor de 25,00 L a 440 °C, se introducen 5,00 mol de hidrógeno y 2,00 mol de nitrógeno, obteniendo 50,0 g de $NH_3(g)$ cuando se alcanza el equilibrio $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$.

a) Exprese el número de moles en equilibrio de los reactivos y del producto, en función de x (cambio de concentración en mol), y calcule sus valores.

b) Obtenga K_c y K_p .

c) Razone cómo se modifica el equilibrio si la reacción transcurre a la misma temperatura, pero aumenta la presión total.

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



$$V = 25 \text{ L} ; T = 440^\circ \text{C} ; m_{eq} = 50 \text{ g de } NH_3$$

$$① n_{H_2} = 5-3x ; n_{N_2} = 2-x ; n_{NH_3} = 2x \quad \text{moles en función de } x.$$

$$② M_m(NH_3) = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$$

$$③ n = \frac{m}{M_m} = \frac{50}{17} = 2'94 \text{ moles } \text{NH}_3 \quad ④ 2x = 2'94 \Rightarrow x = \frac{2'94}{2} = 1'47$$

$$⑤ n_{\text{H}_2} = 5 - 3 \cdot 1'47 = 0'59 \text{ moles } \text{H}_2, \quad n_{\text{N}_2} = 2 - 1'47 = 0'53 \text{ moles } \text{N}_2$$

$$b) K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]} \Rightarrow K_c = \frac{\left(\frac{2'94}{25}\right)^2}{\left(\frac{0'59}{25}\right)^3 \cdot \frac{0'53}{25}} = 4'96 \cdot 10^4$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 4'96 \cdot 10^4 \cdot (0'082 \cdot 713)^{2-4} = 1'7 \cdot 10^3$$

c) Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la presión, se disminuye el volumen y el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles gaseosas para así contrarrestar el aumento de presión. En este caso, el equilibrio se desplaza hacia la **formación de productos.**

2021 MODELO A.2

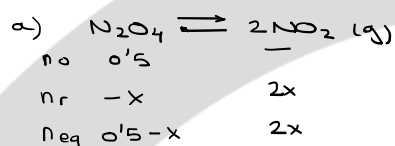
Se introducen 46,0 g de tetraóxido de dinitrógeno en un recipiente de 1,00 L a 359,5 K y se cierra. Cuando se alcanza el equilibrio, $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$, la presión parcial de NO_2 es 10,0 atm.

a) Calcule la presión total de la mezcla en el equilibrio.

b) Calcule K_p y K_c .

c) Si aumenta la presión, por disminución de volumen, ¿en qué sentido se desplaza el equilibrio?

Datos. Masas atómicas: N = 14; O = 16. R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.



$$m_{\text{N}_2\text{O}_4} = 46 \text{ g}; V = 1 \text{ L}; T = 359'5 \text{ K}; P_{\text{NO}_2} = 10 \text{ atm}$$

$$① M_m(\text{N}_2\text{O}_4) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 16 = 92 \text{ g/mol.}$$

$$② n = \frac{m}{M_m} = \frac{46}{92} = 0'5 \text{ mol}$$

$$③ P_{\text{NO}_2} \cdot V = n_{\text{NO}_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{NO}_2} = \frac{P_{\text{NO}_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{10 \cdot 1}{0'082 \cdot 359'5} = 0'339 \text{ moles}$$

$$④ n_{\text{NO}_2} = 2x \Rightarrow 2x = 0'339 \Rightarrow x = \frac{0'339}{2} = 0'17$$

$$⑤ n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0'5 - x = 0'5 - 0'17 = 0'33. \quad P_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot V = n_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{0'33 \cdot 0'082 \cdot 359'5}{1} \\ \Rightarrow P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 9'73 \text{ atm} \quad ⑥ P_T = P_{\text{N}_2\text{O}_4} + P_{\text{NO}_2} = 9'73 + 0'339 = 10'07 \text{ atm}$$

$$b) K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{0'339^2}{9'73} = 0'0118$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{0'0118}{(0'082 \cdot 359'5)^{2-1}} = 4 \cdot 10^{-4}$$

c) Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la presión, la reacción se desplazará hacia donde haya menor número de moles gaseosas, así ocuparán menos y contrarrestarán ese aumento de presión. **Por tanto, el equilibrio se desplazará la formación del reactivo N_2O_4 .**

2020 SEPTIEMBRE B.4

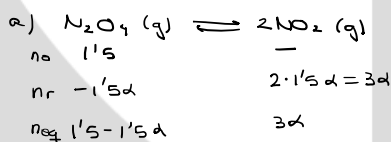
A 30 °C se introducen 138 g de N_2O_4 en un matraz de 50,0 L, transcurriendo la siguiente reacción: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$, con $K_p = 0,21$.

a) Escriba el equilibrio y exprese el número de moles en equilibrio de cada compuesto en función del grado de disociación.

b) Obtenga el grado de disociación.

c) Justifique, sin realizar cálculos, si el grado de disociación aumenta, disminuye o permanece constante cuando la reacción tiene lugar a la misma temperatura, pero a menor presión.

Datos. Masas atómicas: N = 14; O = 16. R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.



$$T^\circ = 30^\circ\text{C} = 303 \text{ K}; m_{\text{N}_2\text{O}_4} = 138 \text{ g}; V = 50 \text{ L}; K_p = 0'21$$

$$① M_m(\text{N}_2\text{O}_4) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 16 = 92 \text{ g/mol}$$

$$② n = \frac{m}{M_m} = \frac{138}{92} = 1'5 \text{ moles } \text{N}_2\text{O}_4$$

$$③ \text{Grado de disociación } \alpha = \frac{x}{n_o} \Rightarrow x = \alpha \cdot n_o \Rightarrow x = 1'5 \cdot \alpha$$

$$c) n_{N_2O_4} = 1'5 - 1'5\alpha \quad ; \quad n_{NO_2} = 3\alpha$$

$$b) \textcircled{1} n_T = 1'5 - 1'5\alpha + 3\alpha \Rightarrow n_T = 1'5 + 1'5\alpha$$

$$\textcircled{2} P_{NO_2} \cdot V = n_{NO_2} \cdot R \cdot T \rightarrow P_{NO_2} = \frac{3\alpha \cdot 0'082 \cdot 303}{50} = 1'491\alpha$$

$$\textcircled{3} P_{N_2O_4} \cdot V = n_{N_2O_4} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{N_2O_4} = \frac{(1'5 - 1'5\alpha) \cdot 0'082 \cdot 303}{50} = 0'745 - 0'745\alpha$$

$$\textcircled{4} K_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}} \Rightarrow 0'21 = \frac{(1'491\alpha)^2}{0'745 - 0'745\alpha} \Rightarrow 0'21 \cdot (0'745 - 0'745\alpha) = 2'223\alpha^2$$

$$\Rightarrow 0'1565 - 0'1565\alpha = 2'223\alpha^2 \Rightarrow 2'223\alpha^2 + 0'1565\alpha - 0'1565 = 0 \quad \alpha = \frac{-0'1565 \pm \sqrt{0'1565^2 - 4 \cdot 2'223 \cdot (-0'1565)}}{2 \cdot 2'223}$$

$$\Rightarrow \alpha = \frac{-0'1565 \pm 1'219}{4'666} \quad \begin{cases} \alpha = \text{NO VALE} \\ \alpha = 0'23 \end{cases}$$

c) Según Le Chatelier, al disminuir la presión, el equilibrio se desplazará donde haya mayor número de moles gaseosos, para contrarrestar el cambio. En este se desplaza hacia la formación del producto y por tanto **aumenta** el grado de disociación.

2020 JULIO COINCIDENTE A.5

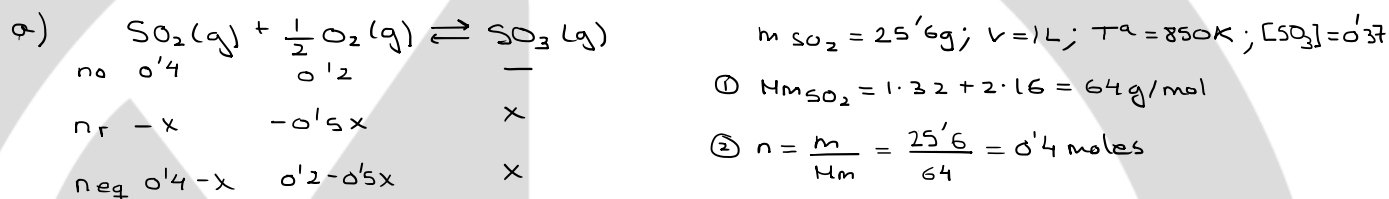
Se introducen 25,6 g de SO_2 y 0,2 mol de O_2 gaseosos en un recipiente de 1 L a 850 K. Tras alcanzarse el equilibrio $SO_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$, se encuentra que la concentración de producto es 0,37 M.

a) Determine la presión parcial de cada gas en el equilibrio.

b) Calcule K_p .

c) Explique cómo se modifica el equilibrio al disminuir la temperatura, sabiendo que se trata de una reacción exotérmica.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: O = 16; S = 32.



$$\textcircled{3} [SO_3] = \frac{n_{SO_3}}{V} \Rightarrow 0'37 = \frac{x}{1} \Rightarrow x = 0'37$$

$$\textcircled{4} n_{SO_2} = 0'4 - 0'37 = 0'03 \text{ mol}; n_{O_2} = 0'2 - 0'5 \cdot 0'37 = 0'015 \text{ mol}; n_{SO_3} = 0'37 \text{ mol}$$

$$\textcircled{5} P_{SO_2} \cdot V = n_{SO_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{SO_2} = 0'03 \cdot 0'082 \cdot 850 = 2'091 \text{ atm} = P_{SO_2}$$

$$P_{O_2} \cdot 1 = 0'015 \cdot 0'082 \cdot 850 \Rightarrow P_{O_2} = 1'05 \text{ atm}$$

$$P_{SO_3} \cdot 1 = 0'37 \cdot 0'082 \cdot 850 \Rightarrow P_{SO_3} = 25'79 \text{ atm}$$

$$b) K_p = \frac{P_{SO_3}}{(P_{O_2})^{1/2} \cdot P_{SO_2}} \Rightarrow K_p = \frac{25'79}{(1'05)^{1/2} \cdot 2'091} \Rightarrow K_p = 12'3$$

c) Según el principio de Le Chatelier, al disminuir la temperatura favorece la reacción en sentido exotérmico. Como esta reacción es exotérmica hacia la formación de productos, **el equilibrio se desplaza hacia la formación de SO_3 .**

2020 JULIO COINCIDENTE B.2

Considere el equilibrio $A(s) + 2B(g) \rightleftharpoons C(l) + 3D(g)$ con $\Delta H > 0$.

a) Escriba la expresión de K_p .

b) Justifique cómo afecta a la cantidad de C un aumento de la temperatura.

c) Razone cómo repercute en el equilibrio un aumento de la presión total del sistema.

d) Justifique cómo se modifica el valor de K_p si se aumenta la cantidad de B.

a) $K_p = \frac{(P_D)^3}{(P_R)^2}$ (Solo los que están en estado gaseoso)

b) Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la temperatura se favorece la reacción endotérmica. En este caso, la reacción es endotérmica hacia la formación de productos ($\Delta H > 0$). Así que el equilibrio se desplaza a la formación de productos.

c) Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza hacia donde hay un menor número de moles gaseosos, para contrarrestar este aumento de presión. En este caso, el equilibrio se desplaza hacia la formación de reactivos.

d) La constante K_p solo se ve afectada por un cambio de temperatura, por lo que un aumento de B no le afectará.

2020 JULIO A.4

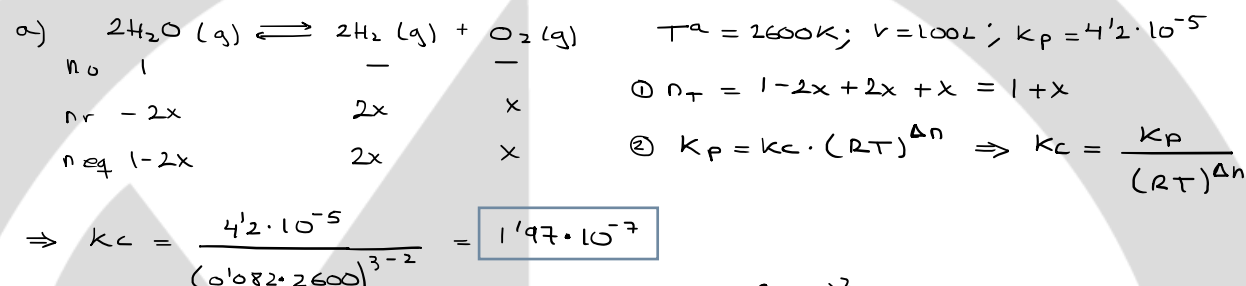
A 2600 K se introduce 1 mol de agua en un recipiente vacío de 100 L, alcanzándose el siguiente equilibrio: $2 H_2O (g) \rightleftharpoons 2 H_2 (g) + O_2 (g)$, con $K_p = 4,2 \times 10^{-5}$.

a) Calcule K_c .

b) Calcule el número de moles de O_2 en el equilibrio.

c) Justifique cómo se modifica el equilibrio al aumentar la presión total por disminución de volumen.

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



b) $K_c = \frac{[O_2] \cdot [H_2]^2}{[H_2O]^2} \Rightarrow 1,97 \cdot 10^{-7} = \frac{\frac{x}{100} \cdot \left(\frac{2x}{100}\right)^2}{\left(\frac{1-2x}{100}\right)^2} \Rightarrow 1,97 \cdot 10^{-7} = \frac{4x^3}{(1-2x)^2}$

$1,97 \cdot 10^{-5} = \frac{4x^3}{(1-2x)^2}$ • Como x es más pequeño que 1 (porque debe ser menor a n_0) podemos aproximar $1-2x$ a 1 $\Rightarrow 1-2x \approx 1$

$1,97 \cdot 10^{-5} = 4x^3 \Rightarrow x^3 = \frac{1,95 \cdot 10^{-5}}{4} \Rightarrow x = \sqrt[3]{\frac{1,95 \cdot 10^{-5}}{4}} = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ moles } O_2$

c) Según el principio de Le Chatelier, al disminuir el volumen, se aumenta la presión y para contrarrestar este cambio, el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles. En este caso, el equilibrio se desplaza hacia el reactivo.

2020 MODELO A.3

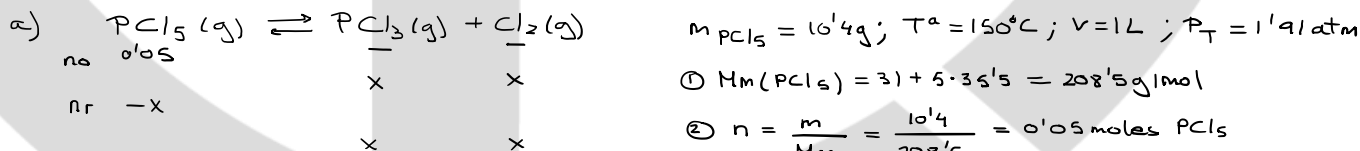
Se establece el equilibrio $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$ calentando 10,4 g de pentacloruro de fósforo a 150 °C en un recipiente de 1 L y se observa que la presión total que se alcanza en el equilibrio es 1,91 atm.

a) Calcule las concentraciones molares de todas las especies en el equilibrio.

b) Calcule las constantes del equilibrio K_c y K_p .

c) Justifique cómo afecta a la disociación de PCl_5 un aumento de la presión del sistema, por reducción de volumen, a temperatura constante.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $P = 31,0$; $Cl = 35,5$.



$$n_{eq} = 0,05 - x$$

$$③ P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 1,91 \cdot 1 = n_T \cdot 0,082 \cdot (150 + 273) \Rightarrow n_T = \frac{1,91}{0,082 \cdot 423} = 0,0551 \text{ moles}$$

$$④ n_T = n_{PCl_5} + n_{PCl_3} + n_{Cl_2} \Rightarrow n_T = 0,05 - x + x + x \Rightarrow n_T = 0,05 + x$$

$$⑤ 0,05 + x = 0,0551 \Rightarrow x = 0,0051$$

$$⑥ n_{PCl_5} = 0,05 - 0,0051 = 0,0449 \text{ mol} ; n_{PCl_3} = 0,0051 \text{ mol} ; n_{Cl_2} = 0,0051 \text{ mol}$$

$$⑦ [PCl_5] = \frac{0,0449}{1} = 0,0449 \text{ M} ; [PCl_3] = [Cl_2] = \frac{0,0051}{1} = 0,0051 \text{ M}$$

$$b) K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{0,0051 \cdot 0,0051}{0,0449} = 5,79 \cdot 10^{-4}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 5,79 \cdot 10^{-4} \cdot (0,082 \cdot 423)^{2-1} = 2,008$$

c) Según el principio de Le Chatelier, un aumento de presión hace que el equilibrio se desplace donde hay menor número de moles gaseosos, para así contrarrestar ese aumento de presión. En este caso, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos, por lo que disminuye la disociación del PCl₅.

2020 MODELO B.3

Para la reacción endotérmica: $Sb_2O_5 (g) \rightleftharpoons Sb_2O_3 (g) + O_2 (g)$, explique cómo evoluciona el equilibrio en cada caso.

a) Disminución de la presión a temperatura constante.

b) Adición de Sb_2O_3 a volumen y temperatura constantes.

c) Adición de un catalizador a presión y temperatura constantes.

d) Aumento de la temperatura.

a) Según el principio de Le Chatelier, un aumento de presión supone que el equilibrio se desplace hacia donde hay menor número de moles gaseosos, así que el equilibrio se desplaza al reactivo.

b) Según el principio de Le Chatelier, si aumenta la concentración de un producto, el equilibrio se desplaza para contrarrestar ese aumento, así que se desplaza hacia el reactivo.

c) Al añadir un catalizador (entendemos que positivo), se aumentará la velocidad de la reacción. No afecta al equilibrio de la reacción.

d) Según el principio de Le Chatelier, un aumento de la temperatura favorece las reacciones endotérmicas. Como esta reacción es endotérmica en el sentido de formación de productos, el equilibrio se desplaza hacia los productos.