



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 4B

JUNIO 2025

EQUILIBRIO QUÍMICO



VÍDEOS ÚTILES PARA REPASAR

En estos vídeos podrás repasar temas interesantes para preparar este examen.

No dejes de revisar mi canal, pues iré añadiendo nuevos.



PAU Junio 2021
Comunidad Valenciana



PAU Septiembre 2020
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2020
Comunidad Valenciana



PAU Junio 2021
Comunidad Valenciana



PAU Septiembre 2020
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2020
Comunidad Valenciana

PROBLEMAS
EQUILIBRIO
QUÍMICO



Equilibrio
químico
DESDE CERO

PRINCIPIO DE
LE CHATELIER

EJERCICIO 4B

4B) En un recipiente de 2,50 L se introducen 0,0200 mol de N_2 y 0,0300 mol de H_2 . Se eleva la temperatura hasta 400 °C, y la reacción $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ alcanza el equilibrio, obteniéndose $\Delta H_r < 0$ y una concentración de $NH_3(g)$ de $0,00375 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

- a) (1 punto) Calcule las presiones parciales de cada sustancia en el equilibrio y la presión total.
- b) (0,5 puntos) Obtenga K_p y K_c .
- c) (0,5 puntos) Justifique si el rendimiento del proceso aumenta realizándolo a menor temperatura.
- d) (0,5 puntos) Razone cómo varía la concentración de N_2 cuando se añade al equilibrio un gas inerte como el Ar a volumen y temperatura constantes.

Dato. $R = 0,0820 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$.

A partir de la concentración de amoníaco en el equilibrio se calculan los moles de cada especie y, posteriormente, sus presiones parciales mediante la ecuación de estado de los gases ideales.

Se calcula la cantidad de moles de amoníaco que hay en el equilibrio.

$$[NH_3] = \frac{n_{NH_3}}{V} \longrightarrow n_{NH_3} = [NH_3] \cdot V = 0,00375 \cdot 2,50 = 0,009375 \text{ mol de } NH_3$$

Se calcula la cantidad, en moles, de N_2 que han reaccionado.

$$0,009375 \text{ mol de } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } NH_3} = 0,00469 \text{ mol de } N_2 \text{ han reaccionado}$$

Se calcula la cantidad, en moles, de H_2 que han reaccionado.

$$0,009375 \text{ mol de } NH_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3} = 0,0141 \text{ mol de } H_2 \text{ han reaccionado}$$

EJERCICIO 4B

a) Calcule las presiones parciales de cada sustancia en el equilibrio y la presión total. $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$

Se calcula la cantidad, en moles, de N_2 que hay en el equilibrio.

$$n_{N_2}(\text{equilibrio}) = n_{N_2}(\text{iniciales}) - n_{N_2}(\text{que han reaccionado})$$

$$n_{H_2}(\text{equilibrio}) = 0,0200 - 0,00469 = 0,0153 \text{ mol de } N_2 \text{ en el equilibrio}$$

Se calcula la cantidad, en moles, de H_2 que hay en el equilibrio.

$$n_{H_2}(\text{equilibrio}) = n_{H_2}(\text{iniciales}) - n_{H_2}(\text{que han reaccionado})$$

$$n_{H_2}(\text{equilibrio}) = 0,0300 - 0,0141 = 0,0159 \text{ mol de } H_2 \text{ en el equilibrio}$$

EJERCICIO 4B

a) Calcule las presiones parciales de cada sustancia en el equilibrio y la presión total. $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$

Se aplica la ecuación de estado de los gases ideales. $p_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T \longrightarrow p_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V}$

Se recuerda que: $T = 400\text{ }^{\circ}\text{C} = 673\text{ K}$ y $V = 2,50\text{ L}$

$$p_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,0153 \cdot 0,082 \cdot 673}{2,50} = 0,338\text{ atm} \quad p_{H_2} = \frac{n_{H_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,0159 \cdot 0,082 \cdot 673}{2,50} = 0,351\text{ atm}$$

$$p_{NH_3} = \frac{n_{NH_3} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,009375 \cdot 0,082 \cdot 673}{2,50} = 0,207\text{ atm}$$

La presión total se obtiene sumando las presiones parciales.

$$p_{Total} = p_{N_2} + p_{H_2} + p_{NH_3} = 0,338 + 0,351 + 0,207 = 0,896\text{ atm}$$

Solución: $p_{N_2} = 0,338\text{ atm}$; $p_{H_2} = 0,351\text{ atm}$; $p_{NH_3} = 0,207$; $p_{Total} = 0,896\text{ atm}$

EJERCICIO 4B

b) Obtenga K_p y K_c . $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$

Se calcula K_p a partir de las presiones parciales: $K_p = \frac{(p_{NH_3})^2}{p_{N_2} \cdot (p_{H_2})^3} = \frac{(0,207)^2}{0,338 \cdot (0,351)^3} = 2,93$

Calculo el valor de K_c a partir de la ecuación correspondiente.

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \longrightarrow K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{2,93}{[(0,082 \cdot (673))]^{2-(1+3)}} = 8,92 \cdot 10^3$$

Solución: $K_p = 2,93$; $K_c = 8,92 \cdot 10^3$

EJERCICIO 4B

c) Justifique si el rendimiento del proceso aumenta realizándolo a menor temperatura.

El **Principio de Le Châtelier** establece que si un sistema en equilibrio químico sufre una perturbación (cambio de concentración, presión o temperatura), el sistema se desplazará en la dirección que contrarreste esa alteración para alcanzar un nuevo estado de equilibrio, oponiéndose al cambio impuesto desde el exterior

Al disminuir la temperatura se retira calor, según el principio de Le Châtelier el equilibrio se desplaza hacia donde se desprende calor. Puesto que el proceso directo es exotérmico ($\Delta H_r < 0$), el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos, **luego el rendimiento es mayor.**

EJERCICIO 4B

d) Razone cómo varía la concentración de N_2 cuando se añade al equilibrio un gas inerte como el Ar a volumen y temperatura constantes.

Antes de contestar, debemos razonar brevemente acerca de la posible variación de la presión parcial o de la concentración molar de los gases al añadir Ar.

En primer lugar, podemos decir que no hay cambio en las concentraciones de reactivos y productos. Al ser el volumen constante, la concentración molar de cada reactivo y producto ($M = n/V$) permanece inalterada, ya que ni el número de moles de las especies reaccionantes ni el volumen del recipiente han cambiado.

En cuanto a las presiones parciales podemos afirmar que, aunque la presión total del sistema aumenta debido a la presencia del gas inerte, las presiones parciales de N_2 , H_2 y NH_3 no varían, pues dependen únicamente de sus propios moles, el volumen y la temperatura.

$$p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

En conclusión, aunque la presión total del sistema aumenta por la presencia del gas inerte, el equilibrio químico no se ve afectado, por lo que **la concentración de N_2 no varía.**