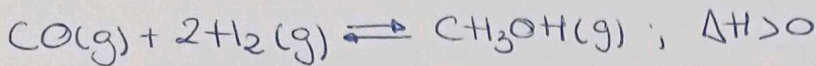


# Resolución ejercicios 0.4: Equilibrio Químico

1)



a)  $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

En este caso  $\Delta n = 1 - 3 = -2$ , por lo que  $K_p$  no será igual a  $K_c$ , esto solo ocurre cuando  $\Delta n = 0$ .

b) Cuando se alcanza el equilibrio químico, la reacción se sigue produciendo pero se igualan las velocidades de las reacciones directa e inversa, siendo constantes las concentraciones de las sustancias presentes en la reacción.

c) La adición de un catalizador no modifica la composición del sistema, afecta a la energía de activación de la reacción.

d) Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la temperatura favorece los procesos endotérmicos. En este caso la reacción directa es endotérmica, por lo que se favorecerá la formación de metanol.

2)

## Datos

$V = 5\text{L}$

$n_{\text{N}_2} = 2\text{mol}$

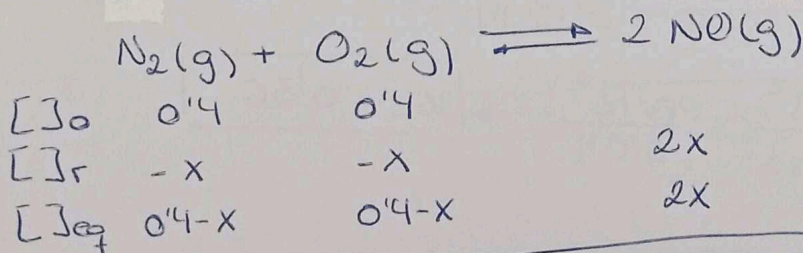
$n_{\text{O}_2} = 2\text{mol}$

$T = 1000\text{K}$

a)  $K_c = ?$

Si reacciona 10%  $\text{N}_2 \Rightarrow [\text{N}_2]_r = \frac{0.1 \cdot 2}{5} = 0.04\text{M} = x$

$[\text{N}_2]_0 = [\text{O}_2]_0 = \frac{2}{5} = 0.4\text{mol/L}$



$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$$

$$K_c = \frac{0.08^2}{0.36 \cdot 0.36}$$

$[\text{N}_2]_{eq} = 0.4 - 0.04 \rightarrow [\text{N}_2]_{eq} = 0.36\text{mol/L}$

$[\text{O}_2]_{eq} = 0.4 - 0.04 \rightarrow [\text{O}_2]_{eq} = 0.36\text{mol/L}$

$[\text{NO}]_{eq} = 2 \cdot 0.04 \rightarrow [\text{NO}]_{eq} = 0.08\text{mol/L}$

$$K_c = 4.94 \cdot 10^{-2}$$

$$b) M = \frac{n}{V} \rightarrow n = MV$$

$$n_{N_2} = n_{O_2} = 0'38 \cdot 5 = 1'8 \text{ mol}$$

$$n_{NO} = 0'08 \cdot 5 = 0'4 \text{ mol}$$

$$n_T = n_{N_2} + n_{O_2} + n_{NO} = 1'8 + 1'8 + 0'4 \rightarrow n_T = 4 \text{ moles}$$

$$PV = nRT \rightarrow P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{4 \cdot 0'082 \cdot 1000}{5} \rightarrow \boxed{P_T = 65'6 \text{ atm}}$$

c) Según el principio de Le Chatelier, la disminución de la reacción de un reactivo, desplaza el equilibrio hacia la formación de reactivos, para compensar la disminución. En esta reacción el equilibrio se desplazará hacia la izquierda (reacción inversa) para formar dinitrógeno.

③

Datos

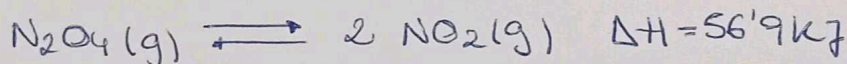
$$V = 5L$$

$$n_{N_2O_4} = 0'5 \text{ mol}$$

$$T = 100^\circ C = 373K$$

$$n_{eq} N_2O_4 = 0'2 \text{ mol}$$

a)  $K_C = ?$



$$[ ]_0 \quad 0'1 \quad \quad \quad -$$

$$[ ]_r \quad -x \quad \quad \quad 2x$$

$$[ ]_{eq} \quad 0'1 - x \quad \quad \quad 2x$$

$$[N_2O_4]_0 = \frac{0'5}{5} = 0'1 M$$

$$[N_2O_4]_{eq} = \frac{0'2}{5} = 0'04 M$$

$$[N_2O_4]_{eq} = 0'1 - x$$

$$0'1 - x = 0'04$$

$$x = 0'1 - 0'04 \rightarrow x = 0'06$$

$$[NO_2]_{eq} = 2x = 2 \cdot 0'06 = 0'12 M$$

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{0'12^2}{0'04} \rightarrow \boxed{K_C = 0'36}$$

b)  $P_T = ?$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V$$

$$n_{NO_2} = 0.12 \cdot 5 \rightarrow n_{NO_2} = 0.6 \text{ moles}$$

$$n_T = n_{N_2O_4} + n_{NO_2} = 0.2 + 0.6 \rightarrow n_T = 0.8 \text{ moles}$$

$$PV = nRT \rightarrow P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{0.8 \cdot 0.082 \cdot 373}{5} \rightarrow \boxed{P_T = 4.89 \text{ atm}}$$

c) Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza en sentido endotérmico (para que absorba calor). En este caso la reacción directa es endotérmica por lo que al aumentar la temperatura la reacción se desplazará hacia la formación de productos.

4)

Datos

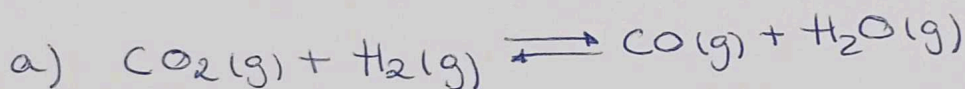
$$V = 2L$$

$$n_{CO_2} = 2.1 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = 1.6 \text{ mol}$$

$$T = 1800^\circ C = 2073 K$$

$$n_{eq} CO_2 = 0.9 \text{ mol}$$



$[ ]_0$	1.05	0.8	-	-
$[ ]_r$	-x	-x	x	x
$[ ]_{eq}$	1.05-x	0.8-x	x	x

$$[CO_2]_0 = \frac{2.1}{2} = 1.05 M$$

$$[H_2]_0 = \frac{1.6}{2} = 0.8 M$$

$$[CO_2]_{eq} = \frac{0.9}{2} = 0.45 M \quad \left. \begin{array}{l} 1.05 - x = 0.45 \\ x = 1.05 - 0.45 \rightarrow x = 0.6 \end{array} \right\}$$

$$[CO_2]_{eq} = 1.05 - x$$

$$\boxed{[CO_2]_{eq} = 0.45 M}$$

$$[H_2]_{eq} = 0.8 - 0.6 \rightarrow \boxed{[H_2]_{eq} = 0.2 M}$$

$$[CO]_{eq} = [H_2O]_{eq} = x \rightarrow \boxed{[CO]_{eq} = [H_2O]_{eq} = 0.6 M}$$

b)  $K_c = ?$

$K_p = ?$

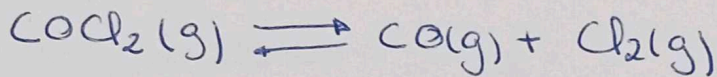
$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{0.6 \cdot 0.6}{0.45 \cdot 0.2} \rightarrow \boxed{K_c = 4}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} \rightarrow \Delta n = 2 - 2 = 0$$

$$K_p = K_c (RT)^0 \rightarrow K_p = K_c \rightarrow \boxed{K_p = 4}$$

5)



$[ ]_0$  0.2

$[ ]_r$  -x

$[ ]_{eq}$  0.2-x

x x

x x

$K_c = 0.083$

$V = 2L$

$n_0 COCl_2 = 0.4 \text{ mol}$

$$[COCl_2]_0 = \frac{n_0}{V} = \frac{0.4}{2} = 0.2 \text{ mol/L}$$

a)  $[ ]_{eq} = ?$

$$K_c = \frac{[CO][Cl_2]}{[COCl_2]} \rightarrow 0.083 = \frac{x \cdot x}{(0.2-x)}$$

$$0.083(0.2-x) = x^2$$

$$0.0167 - 0.083x = x^2$$

$$x^2 + 0.083x - 0.0167 = 0$$

$ax^2 + bx + c = 0$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot a \cdot c}}{2 \cdot a}$$

$$x = \frac{-0.083 \pm \sqrt{(0.083)^2 - 4(1)(-0.0167)}}{2 \cdot 1}$$

$$x = \frac{-0.083 \pm \sqrt{6.89 \cdot 10^{-3} + 0.0669}}{2}$$

$$x = \frac{-0.083 \pm 0.275}{2} \begin{cases} x_1 = \frac{-0.083 + 0.275}{2} \\ x_1 = 0.096 \end{cases}$$

$$x_2 = \frac{-0.083 - 0.273}{2}$$

$x_2 = -0.178$

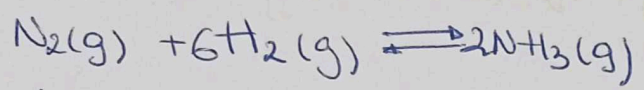
$$[\text{COCl}_2]_{\text{eq}} = 0.2 - 0.096 \rightarrow [\text{COCl}_2]_{\text{eq}} = 0.104 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}]_{\text{eq}} = [\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = x \rightarrow [\text{CO}]_{\text{eq}} = [\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = 0.096 \text{ mol/L}$$

b)  $\alpha = ?$

$$\alpha = \frac{n_{\text{eq}}}{n_0} = \frac{[\text{C}]_{\text{eq}}}{[\text{C}]_0} \rightarrow \alpha = \frac{0.104}{0.2} = 0.52 \quad \boxed{\alpha = 52\%}$$

6



$P_0$	0.432	0.928	
$P_r$	-x	-6x	+2x
$P_{\text{eq}}$	0.432-x	0.928-6x	2x

$$K_p = 1.45 \cdot 10^{-5}$$

$$T = 500^\circ\text{C} = 773\text{K}$$

$$P_{0\text{N}_2} = 0.432 \text{ atm}$$

$$P_{0\text{H}_2} = 0.928 \text{ atm}$$

*¡Ajustar reacción!*

a)  $P_T = ?$

$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^6} \rightarrow 1.45 \cdot 10^{-5} = \frac{(2x)^2}{(0.432-x)(0.928-6x)^6}$$

*Si  $C_0/P_0$  es 1000 veces mayor q  $K_c/K_p$  se desprecia la x*

$$1.45 \cdot 10^{-5} = \frac{4x^2}{0.432 \cdot 0.928^6}$$

$$1.45 \cdot 10^{-5} = \frac{4x^2}{0.276}$$

$$1.45 \cdot 10^{-5} \cdot 0.278 = 4x^2$$

$$4x^2 = 4 \cdot 10^{-6}$$

$$x^2 = \frac{4 \cdot 10^{-6}}{4}$$

$$x = \pm \sqrt{10^{-6}} \begin{cases} x_1 = 0.001 \\ x_2 = -0.001 \end{cases}$$

$$P_{\text{eq N}_2} = 0.432 - 0.001 = 0.431 \text{ atm}$$

$$P_{\text{eq H}_2} = 0.928 - 6 \cdot 0.001 = 0.922 \text{ atm}$$

$$P_{\text{eq NH}_3} = 2 \cdot 0.001 = 0.002 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{N}_2} + P_{\text{H}_2} + P_{\text{NH}_3} = 0.431 + 0.922 + 0.002 \rightarrow \boxed{P_T = 1.355 \text{ atm}}$$

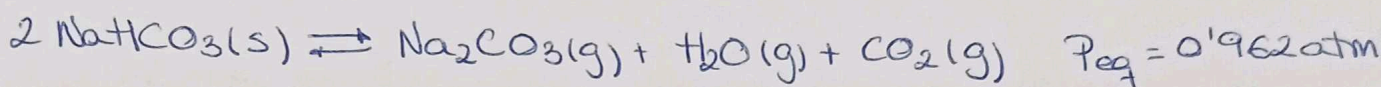
b)  $K_c = ?$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$1'45 \cdot 10^{-5} = K_c (0'082 \cdot 773)^{(1-2)}$$

$$K_c = \frac{1'45 \cdot 10^{-5}}{0'016} \rightarrow \boxed{K_c = 0'058}$$

7



$P_0$	—	—	—
$P_r$	x	x	x
$P_{\text{eq}}$	x	x	x

a)  $K_p = ?$

$$P_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{CO}_2} = x = 0'962$$

$$K_p = P_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{CO}_2} = 0'962 \cdot 0'962 \cdot 0'962 \rightarrow \boxed{K_p = 0'89}$$

b)

$$PV = nRT$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{PV}{RT} = \frac{0'962 \cdot 2}{0'082 \cdot 373} \rightarrow n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0'063 \text{ mol}$$

$$V = 2 \text{ L}$$

$$T = 100^\circ\text{C} = 373 \text{ K}$$

$$0'063 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 0'126 \text{ mol NaHCO}_3$$

$$M_m(\text{NaHCO}_3) = 23 + 1 + 12 + 3 \cdot 16 = 84 \text{ g/mol}$$

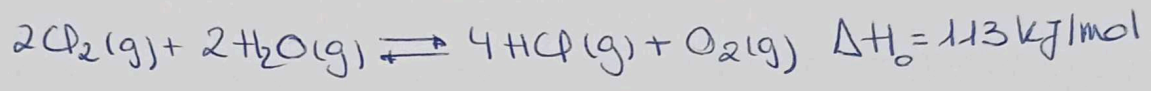
$$0'126 \text{ mol NaHCO}_3 \cdot \frac{84 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = \boxed{10'584 \text{ g NaHCO}_3}$$

8

- a) Falso, la constante de equilibrio sólo indica en qué sentido está más desplazada la reacción, pero no da información sobre su cinética.
- b) Falso, la  $K_c$  depende de la temperatura a la que tiene lugar la reacción.
- c) Verdadero.

9

Principio de Le Chatelier: si un sistema en equilibrio es perturbado, el sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio.



- a) Al añadir oxígeno (producto) el equilibrio se desplazará hacia la formación de reactivos. Aumentan los moles de agua.
- b) Al disminuir el volumen la reacción se desplaza hacia donde haya menor número de moles de gas, en este caso hacia la formación de reactivos. Aumentan los moles de agua.
- c) Al disminuir la temperatura se favorece el proceso exotérmico, al ser la reacción directa endotérmica en este caso se favorece la formación de reactivos. Aumentan los moles de agua.
- d) El añadir un catalizador no afecta al equilibrio químico, afecta a la velocidad (cinética) de la reacción.
- e) Al añadir un gas noble, no afecta a la reacción pero sí al volumen que tienen las sustancias para realizar las reacciones. En este caso disminuiría el volumen total por lo que la reacción se desplazaría hacia los reactivos (hay menos números de moles). Aumentan los moles de agua.