

ALGUNOS PROBLEMAS RESUELTOS: TEMA 2: CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICOS.**Apdo 2.8:**

- 4.- Cuando reacciona hidrógeno gaseoso con yodo gaseoso en un recipiente cerrado, y calentamos a una determinada temperatura, se establece el siguiente equilibrio: $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$ una vez analizado éste, sabemos que hay 0,3 moles de yoduro de hidrógeno presentes, en equilibrio con 0,8 moles de hidrógeno y 0,8 moles de yodo. Calcula la constante de equilibrio K_c , a esa temperatura, si el volumen de recipiente es de 0,5 litros.

La expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones viene dada por la ley de acción de masas, que en el caso de la reacción $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$ quedará

$$K_c = \frac{[HI]_{eq}^2}{[H_2]_{eq} \cdot [I_2]_{eq}} = \frac{\left[\frac{0,3 \text{ mol}}{0,5 \text{ l.}}\right]^2}{\left[\frac{0,8 \text{ mol}}{0,5 \text{ l.}}\right] \cdot \left[\frac{0,8 \text{ mol}}{0,5 \text{ l.}}\right]} = 0,141$$

- 6.- Se sabe que la constante K_c para el equilibrio: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ vale $4,7 \cdot 10^{-3}$ a una temperatura de 400°C . Si se mezclan a dicha temperatura 0,1 moles de $N_2O_4(g)$ con 0,05 moles de NO_2 en un recipiente de 1 litro de capacidad, ¿en qué sentido evolucionará el proceso?

Nos proporcionan las cantidades iniciales de las sustancias que intervienen, tanto reactivos como productos. Para dilucidar en qué sentido evolucionará el sistema, calculamos el cociente de reacción Q

$$Q = \frac{[NO_2]_0^2}{[N_2O_4]_0} = \frac{\left[\frac{0,05 \text{ mol}}{1 \text{ l.}}\right]^2}{\left[\frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ l.}}\right]} = 0,025 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad \text{Observamos que } Q > K_c. \text{ Esto significa que la}$$

concentración inicial de productos es mayor que la que existiría en el equilibrio. Por lo tanto, el sistema evoluciona hacia la izquierda, consumiendo NO_2 .

Apdo 2.9:

- 1.- A 400°C , la constante K_p para el equilibrio $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$ vale 59,4. Un matraz de 2,5 litros de capacidad, a 25°C y 1 atm, se llena de HI y se calienta hasta alcanzar la temperatura de 400°C . Calcula la composición de la mezcla en equilibrio.

Datos: $K_p = 59,4$ $V = 2,5 \text{ l.}$ Condiciones iniciales: $P = 1 \text{ atm}$, $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$

En primer lugar, dado que os dicen que el recipiente está lleno de HI, única sustancia que tenemos en ese momento, calculamos su n° de moles, aplicando la ecuación de los gases ideales

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} = 0,04 \text{ moles HI}$$

Dado que inicialmente únicamente tenemos HI, el sistema evolucionará hacia la derecha, consumiendo HI y produciendo yodo e hidrógeno, hasta alcanzar el equilibrio.

n° moles	I_2	H_2	HI
Inicial	0	0	0,04
Reac.	x	x	-2x
Equ.	x	x	0,04-2x

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \rightarrow K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = K_p \cdot (RT)^0 = K_p = 59,4$$

Aplicando la ley de acción de masas:

$$K_c = \frac{[HI]_{eq}^2}{[H_2]_{eq} \cdot [I_2]_{eq}} \rightarrow \frac{\left[\frac{0,04-2x}{2,5}\right]^2}{\left[\frac{x}{2,5}\right] \cdot \left[\frac{x}{2,5}\right]} = 59,4 \rightarrow x = 0,0041 \text{ mol}$$

Sustituyendo, calculamos que la mezcla en el equilibrio está formada por:

$$0,0041 \text{ moles de } I_2 \quad 0,0041 \text{ moles de } H_2 \quad 0,0318 \text{ moles HI}$$

- 2.- Si a 35°C , la constante K_p para la disociación del N_2O_4 en NO_2 es 0,32, calcula la presión a la cual el tetraóxido de dinitrógeno está disociado en un 25%.

Datos: $K_p = 0,32 \text{ atm}$ $\alpha = 25\% = 0,25$ en el equilibrio

Trabajaremos con presiones parciales, en lugar de hacerlo con moles, ya que todos los datos que nos suministran, y los que debemos calcular, están referidos a presiones. Además, no nos dan el volumen del recipiente, para poder calcular las concentraciones.

El grado de disociación es de 0,25. Esto significa que, a partir de una cantidad inicial de N_2O_4 que ejerce una presión P_0 , habrá reaccionado una cantidad que ejercerá una presión $P_0 \cdot \alpha = 0,25 \cdot P_0$

Trabajando con la estequiometría de la reacción: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$

Pres. parcial	N_2O_4	NO_2
Inicial	P_0	0
Reac.	$-0,25 \cdot P_0$	$0,5 \cdot P_0$
Equ.	$0,75 \cdot P_0$	$0,5 \cdot P_0$

Aplicando la ley de acción de masas:

$$K_P = \frac{P_{NO_2 eq}^2}{P_{N_2O_4 eq}} \rightarrow \frac{[0,5 \cdot P_0]^2}{0,75 \cdot P_0} = 0,32 \rightarrow P_0 = 0,96 \text{ atm}$$

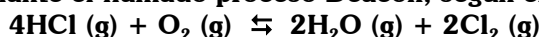
Sustituyendo, calculamos las presiones parciales en el equilibrio:

$$P_{N_2O_4} = 0,72 \text{ atm} \quad P_{NO_2} = 0,48 \text{ atm}$$

Por lo que la presión total en el equilibrio, suma de las presiones parciales en equilibrio, será

$$P_{eq} = 0,72 \text{ atm} + 0,48 \text{ atm} = \underline{1,2 \text{ atm}}$$

5.- El cloro se obtiene mediante el llamado proceso Deacon, según el equilibrio:



Si a la temperatura de 390°C, se mezclan 0,08 moles de HCl con 0,1 moles de oxígeno, se observa la formación de 0,0332 moles de cloro a la presión total de 1 atm. Calcula la constante K_p correspondiente al equilibrio y el volumen del recipiente.

- Condiciones iniciales: $T = 390^\circ C = 663 \text{ K}$ 0,08 moles HCl, 0,1 moles O_2 .

La reacción evoluciona hacia la derecha, consumiendo HCl y oxígeno, hasta llegar al equilibrio.

- Datos del equilibrio: se forman 0,0332 moles de Cl_2 . Presión total en eq: 1 atm.

Trabajaremos con n° de moles, pasando luego a presiones usando la ecuación de los gases ideales.

A partir de las cantidades iniciales, trabajando con la estequiometría de la reacción:

n° moles	HCl	O_2	H_2O	Cl_2
Inicial	0,08	0,1	0	0
Reac.	- 4x	- x	2x	2x
Equ.	0,08- 4x	0,1- x	2x	2x

En el equilibrio, tenemos 0,0332 moles Cl_2 , por lo que:

$$0,0332 = 2x \rightarrow x = 0,0166 \text{ moles}$$

El número de moles de cada componente en el equilibrio será:

$$HCl: 0,0136 \text{ moles} \quad H_2O: 0,0332 \text{ moles}$$

$$O_2: 0,0834 \text{ moles} \quad Cl_2: 0,0332 \text{ moles}$$

Y el número de moles total será de: $0,0136 + 0,0834 + 0,0332 + 0,0332 = 0,1634$ moles de gas.

Aplicando la ecuación de los gases ideales, teniendo en cuenta que la presión total en el equilibrio es de 1 atm:

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = 8,88 \text{ litros} \quad \text{volumen del recipiente.}$$

Para calcular K_p , necesitamos conocer primero K_c :

$$K_C = \frac{[H_2O]_{eq}^2 \cdot [Cl_2]_{eq}^2}{[HCl]_{eq}^4 \cdot [O_2]_{eq}} \rightarrow \frac{\left[\frac{0,0332}{8,88}\right]^2 \cdot \left[\frac{0,0332}{8,88}\right]^2}{\left[\frac{0,0136}{8,88}\right]^4 \cdot \left[\frac{0,0834}{8,88}\right]} = 3781,2 \left(\frac{\text{mol}}{l}\right)^{-1}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = K_c \cdot (RT)^{-1} = 69,55 \text{ atm}^{-1}$$

13.- Al pasar vapor de agua sobre hierro al rojo se da la reacción: $3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4H_2(g)$ A 200°C, en el equilibrio, la presión de vapor del agua es de 4,6 mmHg y la del hidrógeno 95,9 mmHg.

a) Indica cuánto valdrá la presión parcial del hidrógeno cuando la del agua valga 9,3 mmHg.

b) Calcula la presión parcial del agua y la del hidrógeno cuando la presión total sea de 760 mmHg.

Nos encontramos ante un equilibrio heterogéneo, en el que intervienen sustancia sólidas y gaseosas. Dado que la concentración de las sustancias sólidas no cambia durante la reacción, sólo aparecerán las sustancias gaseosas en la expresión de la constante de equilibrio.

Dado que todos los datos y cuestiones son referidos a presiones, trabajaremos con K_p y presiones parciales.

Las presiones parciales que nos dan están referidas a una situación de equilibrio:

$$P_{H_2O} = 4,6 \text{ mmHg} = 6,05 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = 95,9 \text{ mmHg} = 0,126 \text{ atm}$$

Calculamos la constante de equilibrio K_p , que relaciona las presiones parciales en el equilibrio.

$$K_P = \frac{P_{H_2 eq}^4}{P_{H_2O eq}^4} \rightarrow \frac{0,126^4}{0,00605^4} = 1,88 \cdot 10^5$$

- a) Con una presión parcial de vapor de agua diferente (9,3 mmHg = 0,0122 atm), también tendremos una presión parcial de hidrógeno distinta de los datos anteriores, pero sabemos que K_P será la misma, mientras no modifiquemos la temperatura.

$$K_P = \frac{P_{H_2 eq}^4}{P_{H_2O eq}^4} \rightarrow P_{H_2 eq}^4 = K_P \cdot P_{H_2O eq}^4 \rightarrow P_{H_2 eq} = (1,88 \cdot 10^5 \cdot 0,0122^4)^{\frac{1}{4}} = 0,254 \text{ atm}$$

- b) Ahora nos indican que, para otra situación de equilibrio, la presión total es de 760 mmHg = 1 atm. Entonces, la suma de las presiones parciales en el equilibrio será de 1 atm.

$$P_{H_2} + P_{H_2O} = P_{tot} = 1 \text{ atm}$$

$$\text{Por la expresión de } K_P \rightarrow P_{H_2}^4 = 1,88 \cdot 10^5 \cdot P_{H_2O}^4 \rightarrow P_{H_2} = 20,82 \cdot P_{H_2O}$$

$$\text{Sustituyendo: } 20,82 \cdot P_{H_2O} + P_{H_2O} = 1 \rightarrow P_{H_2O} = 0,0458 \text{ atm}$$

$$\text{Y la presión parcial de hidrógeno será } P_{H_2} = 0,954 \text{ atm}$$