

Cinética. Equilibrios

Problemas resueltos

(Oviedo. 2018-2019/ 4.1)

Para la reacción química a $425\text{ }^{\circ}\text{C}$ $\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, $K_c = 54,8$ cuando las concentraciones se expresan en mol/L. En un recipiente cerrado de 5 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 13 g de I_2 , 2,02 g de H_2 y 20,04 g de HI. La mezcla se calienta a $425\text{ }^{\circ}\text{C}$.

- Indique, de forma razonada, el sentido en el que el sistema evolucionará espontáneamente para alcanzar el estado de equilibrio.
- Calcule el valor de la concentración en el equilibrio de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción.

Datos. Masas atómicas: I= 126,9 u; H=1,01 u.

Solución:

- Cálculo de los moles para las sustancias:

$$13 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 0,051 \text{ mol I}_2$$

$$2,02 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,02 \text{ g H}_2} = 1,000 \text{ mol H}_2$$

$$20,04 \text{ g HI} \cdot \frac{1 \text{ mol HI}}{127,9 \text{ g HI}} = 0,157 \text{ mol HI}$$

El cociente de reacción (expresión idéntica a la de la constante de equilibrio en la que se introducen concentraciones **que no son las de equilibrio**), será:

$$Q = \frac{[\text{HI}]_0^2}{[\text{I}_2]_0 [\text{H}_2]_0} = \frac{\left(\frac{0,0157}{\cancel{\chi}}\right)^2}{\frac{0,051}{\cancel{\chi}} \frac{1,000}{\cancel{\chi}}} = 0,48$$

Como $Q < K_c$ el sistema evolucionará en el sentido que permita hacer $Q = K_c$. Esto es, aumentará el numerador y disminuirá el denominador, luego **se consumirá I_2 e H_2 y se formará HI**.

- Por lo tanto, suponiendo que reaccionen x moles de yodo, en el equilibrio tendríamos:

	$\text{I}_2(\text{g})$	$+$	$\text{H}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2\text{HI}(\text{g})$
n_{ini}	0,051		1,000		0,157
$n_{\text{r/f}}$	x		x		2x
n_{eq}	0,051-x		1,000-x		0,157+2x

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2][\text{H}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{HI}}}{\cancel{\chi}}\right)^2}{\frac{n_{\text{I}_2}}{\cancel{\chi}} \frac{n_{\text{H}_2}}{\cancel{\chi}}} = \frac{n_{\text{HI}}^2}{n_{\text{I}_2} n_{\text{H}_2}} = \frac{(0,0157 + 2x)^2}{(0,051 - x)(1,000 - x)} = 54,8$$

$$x = 0,05$$

Concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{I}_2] = \frac{0,051 - x}{V} = \frac{(0,051 - 0,05) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{1,000 - x}{V} = \frac{(1,000 - 0,05) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,19 \text{ M}$$

$$[\text{HI}] = \frac{0,157 + 2x}{V} = \frac{(0,157 + 2 \cdot 0,05) \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

(Oviedo. 2018-2019/ 3.1)

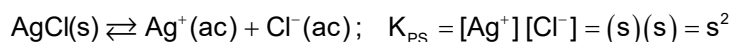
A 250 mL de agua se añade 1 mg de AgCl(s) a 25°C. Determine:

- Si se disolverá todo el sólido añadido.
- La [Ag⁺] en la disolución

Suponga que no se observa variación en el volumen al añadir el sólido al agua.

Datos. Masas atómicas: Ag= 107,9 u; Cl=35,45 u. $K_{PS}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$ **Solución:**

- Podemos calcular la solubilidad del cloruro de plata (concentración máxima de sal disuelta) a partir del equilibrio que se establece entre la parte sólida y la parte disuelta, escindida en iones:



$$s = \sqrt{K_{PS}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2} = 1,34 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Por tanto en 250 mL se pueden disolver, como máximo:

$$250 \text{ mL disol} \cdot \frac{1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{143,35 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 4,80 \cdot 10^{-4} \text{ g AgCl} = 0,48 \text{ mg AgCl}$$

Quedarán sin disolver : $(1 - 0,48) \text{ mg} = 0,52 \text{ mg}$

- La concentración de Ag⁺ coincidirá con la solubilidad, luego: $[\text{Ag}^+] = s = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

(Oviedo. 2018-2019/ 1.2)

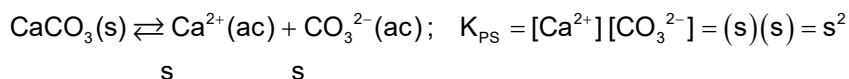
Experimentalmente se determinó que en 250 mL de una disolución acuosa saturada de carbonato de calcio, CaCO₃, a 25°C, hay 1,3 mg de sal disueltos.

- Calcule el valor de la constante del producto de solubilidad del CaCO₃ en agua a 25°C.
- Calcule la concentración máxima de Ca²⁺ que puede estar disuelto en una disolución acuosa que presenta una $[\text{CO}_3^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ a 25°C.

Suponga que no se observa variación en el volumen al añadir el sólido al agua.

Datos. Masas atómicas: Ca= 40 u; C=12 u; O=16 u**Solución:**

- Equilibrio entre la parte sólida y la parte disuelta y constante del producto de solubilidad:



La solubilidad del carbonato lo podemos calcular a partir de los datos suministrados en el enunciado:

$$s = \frac{1,3 \cdot 10^{-3} \text{ g CaCO}_3}{250 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 5,2 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Por tanto:

$$K_{PS} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = (s)(s) = s^2 = (5,2 \cdot 10^{-5})^2 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 = 2,7 \cdot 10^{-9} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2$$

- $K_{PS} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]; [\text{Ca}^{2+}] = \frac{K_{PS}}{[\text{CO}_3^{2-}]} = \frac{2,7 \cdot 10^{-9} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{1,5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

(Oviedo. 2017-2018/ 3.2)

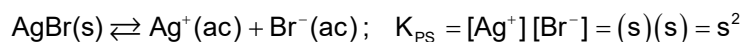
El valor de la constante del producto de solubilidad del bromuro de plata, AgBr, en agua a 25 °C es $2,8 \cdot 10^{-9}$.

- Calcule la solubilidad del bromuro de plata en agua a 25°C.
- Si se añaden 5 mg de bromuro de plata a la cantidad de agua necesaria para completar 100 mL de disolución a 25 °C ¿se disolverá todo el bromuro de plata añadido? Si la respuesta es negativa ¿qué porcentaje de bromuro de plata añadido quedará sin disolver?

Datos. Masas atómicas: Ag= 107,9 u; Br=79,9 u.

Solución:

- Podemos calcular la solubilidad a partir de la expresión de la constante del producto de solubilidad:



$$s = \sqrt{K_{\text{ps}}} = \sqrt{2,8 \cdot 10^{-9} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2} = 5,3 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- Para calcular la cantidad máxima de AgBr que se puede disolver, partimos de la solubilidad de la sal:

$$100 \text{ mL disol} \cdot \frac{5,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgBr}}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{187,8 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = 10^{-3} \text{ g AgBr} = 1 \text{ mg AgBr}$$

Quedarán sin disolver : 4 mg

$$\frac{4 \text{ mg sin}}{5 \text{ mg tot}} \cdot \frac{100 \text{ mg tot}}{100 \text{ mg tot}} = 80 \frac{\text{mg sin}}{100 \text{ mg tot}} = 80\%$$

(Oviedo. 2017-2018/ 3. 5A)

Para la reacción química general $A + B \rightarrow C + D$, la ley de velocidad está representada por la ecuación:

$v = k [A] [B]^2$. Determine las unidades de la constante de velocidad para esta ley de velocidad.

Solución:

$$v = k [A] [B]^2; \quad k = \frac{v}{[A] [B]^2} = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L}}}{\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3} = \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-2} \text{ s}^{-1}$$

(Oviedo. 2017-2018/ 2. 1)

En un recipiente de 20 L en el que se ha hecho el vacío se introducen 0,85 moles de PCl_5 y se calientan a 200 °C. A esta temperatura se alcanza el equilibrio:



En el equilibrio a 200 °C la presión total de la mezcla es de 2,5 atm. Calcule:

- El grado de disociación del PCl_5 a 200 °C.
- El valor de K_p a 200 °C.

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

Solución:

- Suponiendo que reaccionen x moles de yodo, en el equilibrio tendríamos:

	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	$+$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
n_{ini}	0,85		—		—
$n_{\text{r/f}}$	x		x		x
n_{eq}	0,85-x		x		x

Número de moles de gas en el equilibrio: $0,85 - x + x + x = 0,85 + x$

El número total de moles gaseosos lo podemos obtener a partir del dato de la presión total en el equilibrio:

$$P_{\text{Tot}} V = n_{\text{Tot}} RT; \quad n_{\text{Tot}} = \frac{P_{\text{Tot}} V}{RT} = \frac{2,5 \text{ atm} \cdot 20 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{K mol}} \cdot 473 \cancel{\text{ K}}} = 1,29 \text{ moles}$$

Luego: $0,85 + x = 1,29$; $x = 0,44$ moles.

Cálculo del grado de disociación (moles disociados/mol presente):

$$\frac{0,44 \text{ mol dis}}{0,85 \text{ moles}} \cdot \frac{100 \text{ moles}}{100 \text{ moles}} = 52\%; \quad \alpha = 0,52 \text{ (tanto por uno)}$$

(Oviedo. 2017-2018/ 1. 2)

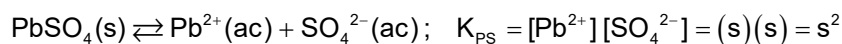
A 25°C la constante del producto de solubilidad del sulfato de plomo(II), PbSO_4 , es $16 \cdot 10^{-8}$. Calcule:

- La solubilidad del PbSO_4 en agua a 25°C , expresada en g de soluto/100 mL de disolución.
- El volumen mínimo de disolución acuosa en que se disuelven completamente 10 mg de PbSO_4 a 25°C .

Datos. Masas atómicas: Pb= 207,2 u; S=32 u; O=16 u.

Solución:

- Podemos calcular la solubilidad a partir de la expresión de la constante del producto de solubilidad:



$$\text{s} = \sqrt{K_{\text{PS}}} = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-8} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2} = 1,26 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

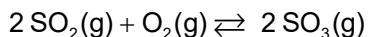
$$\frac{1,26 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol PbSO}_4}{1000 \text{ mL}} \cdot 303,2 \text{ g PbSO}_4}{1 \frac{\text{mol PbSO}_4}{303,2 \text{ g PbSO}_4}} \cdot \frac{100 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 3,82 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g PbSO}_4}{100 \text{ mL}} = 3,82 \frac{\text{mg PbSO}_4}{100 \text{ mL}}$$

- Para calcular el volumen mínimo de disolución necesario para disolver 10 mg hacemos uso de la solubilidad:

$$10 \cdot 10^{-3} \text{ g PbSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol PbSO}_4}{303,2 \text{ g PbSO}_4} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1,26 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol PbSO}_4}{\text{L}}} = 261,8 \text{ mL disol} \approx 262 \text{ mL disol}$$

(Oviedo. 2016-2017/ 4. 1)

En un recipiente cerrado de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío se introducen 0,5 moles de $\text{SO}_2(\text{g})$, 0,2 moles de $\text{O}_2(\text{g})$, y 0,5 moles de $\text{SO}_3(\text{g})$. La mezcla gaseosa se calienta a 1000 K, alcanzándose el equilibrio representado por la ecuación:



En el equilibrio la presión parcial del $\text{SO}_2(\text{g})$ es de 10 atm.

- Indique, de forma razonada, cómo evolucionará el sistema para alcanzar el equilibrio.
- Calcule el valor de Kc para la reacción en equilibrio a 1000 K, tal y como está escrita.

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

Solución:

- La presión parcial del SO_2 inicialmente sería:

$$P_{\text{SO}_2} V = n_{\text{SO}_2} R T; \quad P_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2} R T}{V} = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{K} \cdot \cancel{\text{ mol}}}}{2 \cancel{\text{ L}}} \cdot 1000 \cancel{\text{ K}} = 20,5 \text{ atm}$$

Como la presión parcial es mayor que la correspondiente al equilibrio **el sistema evolucionará en el sentido de disminuir esta presión, lo que se logrará disminuyendo el número de moles de SO_2 . Por lo tanto, se consumirá SO_2 y O_2 y aumentará la cantidad de SO_3 hasta que se alcance el equilibrio.**

b) Como el equilibrio se desplaza en el sentido de consumir SO₂, podremos escribir:

2 SO ₂ (g) + O ₂ (g) ⇌ 2 SO ₃ (g)			
n _{ini}	0,5	0,2	0,5
n _{r/f}	2x	x	2x
n _{eq}	0,5 - 2x	0,2 - x	0,5 + 2x

Para el equilibrio la presión parcial del SO₂ es 10 atm. Con este dato podemos calcular el número de moles de SO₂ en el equilibrio, y a partir de ahí, obtener el valor de x

$$P_{\text{SO}_2} V = n_{\text{SO}_2} R T; \quad n_{\text{SO}_2} = \frac{P_{\text{SO}_2} V}{R T} = \frac{10 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,244 \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_2} = 0,5 - 2x = 0,244; \quad x = 0,128 \text{ mol}$$

Una vez determinado el valor de x podemos saber las concentraciones en el equilibrio y, a partir de ellas, el valor de K_c:

$$\left. \begin{aligned} [\text{SO}_3] &= \frac{0,5 + 2x}{V} = \frac{0,5 + 2(0,128) \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,378 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ [\text{SO}_2] &= \frac{0,5 - 2x}{V} = \frac{0,5 - 2(0,128) \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,122 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ [\text{O}_2] &= \frac{0,2 - x}{V} = \frac{0,2 - (0,128) \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,036 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned} \right\} K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{0,378^2}{0,122^2 \cdot 0,036} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-1} = 266,7 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-1}$$

(Oviedo. 2016-2017/ 3. 1)

Para la reacción química general: A + B → C + D, a una temperatura determinada, la velocidad inicial de desaparición de A varía con las concentraciones iniciales de los reactivos en la forma que se indica en la tabla:

Experimento	[A ₀] (M)	[B ₀] (M)	Veloc. Inicial (M s ⁻¹)
1	0,2	0,2	2,32 · 10 ⁻⁴
2	0,8	0,2	9,28 · 10 ⁻⁴
3	1,2	1,2	8,35 · 10 ⁻³

- Determine la ecuación de velocidad para la reacción, indicando el orden de reacción parcial respecto del reactivo A y del reactivo B.
- Calcule el valor de la constante de velocidad, k, e indique sus unidades.

Solución:

Si nos fijamos en las experiencias 1 y 2 observamos que la concentración de B no se modifica y la de A se multiplica por cuatro. Como el valor de la velocidad también queda multiplicado por cuatro, deducimos que **el orden respecto de A es 1**.

Si nos fijamos ahora en las experiencias 1 y 3 observamos que la concentración de A se multiplica por seis y la de B, también. El valor de la velocidad en la experiencia tres es treinta y seis veces el de la experiencia 1. Por tanto:

$$\left. \begin{aligned} v_1 &= k [A] [B]^\beta \\ v_3 &= k [6 A] [6 B]^\beta \end{aligned} \right\} \frac{v_1}{v_3} = \frac{y_1}{36 y_1} = \frac{k [A] [B]^\beta}{k [6 A] [6 B]^\beta} = \frac{1 [A] \cdot 1 [B]^\beta}{6 [A] \cdot 6^\beta [B]^\beta} = \frac{1}{6^{\beta+1}}; \quad \frac{1}{36} = \frac{1}{6^{\beta+1}}; \quad 6^{\beta+1} = 36; \quad \beta = 1$$

Ecuación de velocidad: v = k [A] [B] . Orden 1 respecto de A. Orden 1 respecto de B.

b) $v = k [A] [B]$ Tomando, los datos de las experiencias 1 y 2, por ejemplo, tenemos:

$$k = \frac{v}{[A][B]} = \frac{2,32 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 5,8 \cdot 10^{-3} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^{-1} \text{s}^{-1}$$

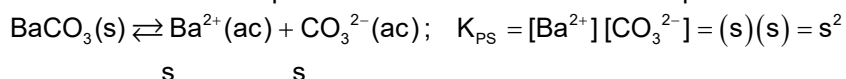
(Oviedo. 2016-2017/ 2.1)

En una disolución acuosa saturada de carbonato de bario, BaCO_3 , la concentración del anión carbonato es $8,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

- Calcule la constante del producto de solubilidad del carbonato de bario.
- Determine si se formará un precipitado de carbonato de bario al añadir a 100 mL de agua 30 mL de una disolución acuosa 10^{-3} M de nitrato de bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, y 20 mL de una disolución acuosa una 10^{-3} M de carbonato de sodio, Na_2CO_3 .

Solución:

- La **concentración del anión carbonato en una disolución saturada será la solubilidad de la sal**. Conocida la solubilidad podemos calcular la constante del producto de solubilidad:



$$K_{\text{PS}} = \text{s}^2 = (8,310^{-5})^2 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2 = 6,89 \cdot 10^{-9} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

- Para saber si se formará precipitado hemos de calcular el producto iónico, o producto de las concentraciones de los iones análogo al de la constante del producto de solubilidad pero con las concentraciones de la disolución (que notamos con el subíndice "0"), y lo comparamos con K_{PS}

$$Q = [\text{Ba}^{2+}]_0 [\text{CO}_3^{2-}]_0$$

Moles de Ba^{2+}

$$30 \text{ mL disol} \cdot \frac{10^{-3} \text{ moles Ba}(\text{NO}_3)_2}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}^{2+}}{1 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ moles Ba}^{2+}$$

Moles de CO_3^{2-}

$$20 \text{ mL disol} \cdot \frac{10^{-3} \text{ moles Na}_2\text{CO}_3}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_3^{2-}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ moles CO}_3^{2-}$$

Concentración en moles/L de Ba^{2+}

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{3,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles}}{150 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 2,33 \cdot 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Concentración en moles/L de CO_3^{2-}

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{2,0 \cdot 10^{-5} \text{ moles}}{150 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 1,33 \cdot 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

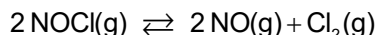
Valor de Q:

$$Q = [\text{Ba}^{2+}]_0 [\text{CO}_3^{2-}]_0 = (2,33 \cdot 10^{-4}) \frac{\text{mol}}{\text{L}} (1,33 \cdot 10^{-4}) \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 3,11 \cdot 10^{-8} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

Si comparamos Q con K_{PS} vemos que $Q > K_{\text{PS}}$. Por tanto habrá precipitado

(Oviedo. 2016-2017/ 1. 2)

En un recipiente cerrado de 2 L en el que se ha hecho el vacío se introducen 0,1 moles de NOCl(g), 0,1 moles de NO(g), y 0,05 moles de Cl₂(g). La mezcla gaseosa se calientan a 300 °C, alcanzándose el equilibrio :



En el equilibrio el número total de moles gaseosos ha disminuido un 7,2%. Calcule el valor de Kc para la reacción en equilibrio a 300°C tal y como está escrita.

Solución:

El número de moles iniciales es: (0,1+0,1+0,05) moles = 0,25 moles.

En el equilibrio el número de moles gaseosos ha disminuido un 7,2%. Es decir quedará un 92,8% de los moles iniciales. Esto es: 0,25 moles · 0,928= 0,232 moles.

El hecho de que nos digan que disminuye el número de moles gaseosos es suficiente para darnos cuenta de que la reacción, para alcanzar el equilibrio, se desplaza en el sentido de disminuir el número de moles gaseosos. Esto es, en el sentido de consumir NO y Cl₂ y dar NOCl.

	2 NOCl(g) ⇌ 2 NO(g) + Cl ₂ (g)		
n _{ini}	0,1	0,1	0,05
n _{rff}	2 x	2 x	x
n _{eq}	0,1+ 2 x	0,1 – 2 x	0,05 - x

Como sabemos el número de moles de gas que hay en el equilibrio, podemos calcular la “x” de la tabla:

$$\text{Moles totales en el equilibrio: } (0,1+2x) + (0,1-2x) + (0,05-x)=0,25 - x$$

$$\text{Por tanto: } 0,25 - x = 0,232; x= 0,018 \text{ moles.}$$

Cálculo de las concentraciones en el equilibrio y Kc:

$$\left. \begin{aligned} [\text{NOCl}] &= \frac{0,1+2x}{V} = \frac{0,1+2(0,018) \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,068 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ [\text{NO}] &= \frac{0,1-2x}{V} = \frac{0,1-2(0,018) \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,032 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ [\text{Cl}_2] &= \frac{0,05-x}{V} = \frac{0,05-(0,018) \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,016 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned} \right\} K_c = \frac{[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{0,032^2 \cdot 0,016 \text{ mol}}{0,068^2 \text{ L}} = 3,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

(Oviedo. 2015-2016/ 8. 5A)

Para la reacción química en equilibrio: 2 SO₂(g) + O₂(g) ⇌ 2 SO₃(g) ΔH < 0 , indique y justifique cómo afectan al valor de las concentraciones de las sustancias en equilibrio los siguientes cambios:

- a) Disminución del volumen del recipiente a temperatura constante.
- b) Aumento de la temperatura manteniendo el volumen constante.

Solución:

- a) Una disminución del volumen equivale a **un aumento de presión** y el sistema evolucionará en el sentido de anular la causa que produce la ruptura del equilibrio. Es decir, evolucionará en el sentido de **disminuir el número de moles gaseosos para, de esta forma, disminuir la presión. Por lo tanto se producirá SO₃ y se consumirá SO₂ y O₂.**
- b) Como la reacción es exotérmica cuando se produce de izquierda a derecha, **si se aumenta la temperatura el equilibrio se desplazará en el sentido de disminuir la temperatura.** Como la reacción es endotérmica (absorbe calor) cuando va de derecha a izquierda **el equilibrio se recuperará consumiendo SO₃ y produciendo SO₂ y O₂.**

(Oviedo. 2015-2016/ 7. 2)

Para la reacción química en equilibrio: $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2 CO(g)$, el valor de K_c a 1000 K es 1,9. En un recipiente de 3L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se introduce un exceso de carbono y 25,0 g de $CO_2(g)$. La temperatura del recipiente se eleva hasta 1000 K.

- Calcule la masa, en gramos, de $CO(g)$ que se produce en el recipiente y los gramos de carbono que se consumen a 1000 K.
- Calcule el valor de la constante K_p para la reacción en equilibrio a 1000 K.

Datos: Masas atómicas: C=12 u; O=16 u; R= 0,082 atm.L.mol⁻¹. K⁻¹

Solución:

$$a) \text{ Cálculo de los moles de } CO_2: 25 \cancel{\text{ g } CO_2} \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \cancel{\text{ g } CO_2}} = 0,568 \text{ moles } CO_2$$

La reacción transcurrirá hacia la derecha. Por tanto podemos escribir:

$C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2 CO(g)$			
n_{ini}	Exceso	0,568	—
n_{rf}	x	x	2 x
n_{eq}		0,568 - x	2 x

$$\left. \begin{array}{l} [CO_2] = \frac{0,568 - x}{V} \\ [CO] = \frac{2x}{V} \end{array} \right\} K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\frac{0,568 - x}{V}} = \frac{\frac{4x^2}{3}}{(0,568 - x)} = \frac{4x^2}{(1,740 - 3x)}$$

$$\frac{4x^2}{(1,740 - 3x)} = 1,9; \quad x = 0,438$$

Masa (en gramos) de CO producida:

$$\text{Moles CO} = 2x = 2 \cdot 0,438 \text{ moles} = 0,876 \text{ moles}$$

$$0,876 \cancel{\text{ moles CO}} \frac{28 \text{ g CO}}{1 \cancel{\text{ mol CO}}} = 24,5 \text{ g CO}$$

Masa (en gramos) de C consumido:

$$\text{Moles C} = x = 0,438 \text{ moles}$$

$$0,438 \cancel{\text{ moles C}} \frac{12 \text{ g C}}{1 \cancel{\text{ mol C}}} = 5,26 \text{ g C}$$

$$b) K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 1,9 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} \left(0,082 \frac{\text{atm } \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K mol}}} 1000 \cancel{\text{ K}} \right)^{(2-1)} = 155,8 \text{ atm}$$

(Oviedo. 2015-2016/ 6. 1)

En un recipiente de 5 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 10,6 g de Cl₂(g) y 375,0 g de PCl₅(g). El conjunto se calienta hasta 200°C, estableciéndose el equilibrio químico representado por la ecuación: PCl₅(g) ⇌ PCl₃(g) + Cl₂(g)

- a) Si en el equilibrio hay 30,0 g de PCl₃(g), calcule las presiones parciales de PCl₅(g), PCl₃(g) y Cl₂(g) en equilibrio a 200 °C.
- b) Calcule los valores de Kp y Kc para el equilibrio a 200 °C.

Datos: Masas atómicas: P=31 u; Cl=35,5 u; R= 0,082 atm.L.mol⁻¹. K⁻¹

Solución:

- a) Cálculo de los moles iniciales:

$$10,6 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71 \text{ g Cl}_2} = 0,15 \text{ mol Cl}_2$$

$$375,0 \text{ g PCl}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol PCl}_5}{208,5 \text{ g PCl}_5} = 1,80 \text{ mol PCl}_5$$

Por tanto:

PCl ₅ (g) ⇌ PCl ₃ (g) + Cl ₂ (g)			
n _{ini}	1,80	—	0,15
n _{r/f}	x	x	x
n _{eq}	1,80 - x	x	0,15 + x

Moles de PCl₃ en el equilibrio: $30,0 \text{ g PCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol PCl}_3}{137,5 \text{ g PCl}_3} = 0,22 \text{ mol PCl}_3$

Por tanto: x = 0,22 moles.

Moles en el equilibrio:

$$n_{\text{PCl}_5} = 1,80 - x = 1,80 - 0,22 = 1,58 \text{ mol PCl}_5$$

$$n_{\text{PCl}_3} = 0,22 \text{ mol PCl}_3$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,15 + x = 0,15 + 0,22 = 0,37 \text{ mol Cl}_2$$

$$\text{Moles totales} = (1,58 + 0,22 + 0,37) \text{ moles} = 2,17 \text{ moles}$$

Podemos calcular la presión total en el equilibrio:

$$P_{\text{Tot}} V = n_{\text{Tot}} R T ; P_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{V} = \frac{2,17 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 473 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 16,8 \text{ atm}$$

Las presiones parciales en el equilibrio serán:

$$\left. \begin{aligned} P_{\text{PCl}_5} &= x_{\text{PCl}_5} P_{\text{Tot}} = \frac{1,58}{2,17} 16,8 \text{ atm} = 12,26 \text{ atm} \\ P_{\text{PCl}_3} &= x_{\text{PCl}_3} P_{\text{Tot}} = \frac{0,22}{2,17} 16,8 \text{ atm} = 1,68 \text{ atm} \\ P_{\text{Cl}_2} &= x_{\text{Cl}_2} P_{\text{Tot}} = \frac{0,37}{2,17} 16,8 \text{ atm} = 2,86 \text{ atm} \end{aligned} \right\} K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{1,68 \text{ atm} \cdot 2,86 \text{ atm}}{12,26 \text{ atm}} = 0,39 \text{ atm}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} ; K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,39 \text{ atm}}{\left(0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 473 \text{ K}\right)^{(2-1)}} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

(Oviedo. 2015-2016/ 5. 5A)

La reacción de descomposición: $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g})$ es un proceso endotérmico. Explique el efecto que sobre la concentración de $\text{NH}_3(\text{g})$ en el equilibrio tendrá:

- a) Elevar la temperatura de la reacción manteniendo el volumen constante.
- b) La adición de $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s})$ al sistema en equilibrio.

Solución:

- a) Como la reacción es endotérmica cuando se produce de izquierda a derecha, **si se aumenta la temperatura el equilibrio se desplazará en el sentido de disminuir la temperatura**. Como la reacción es endotérmica (absorbe calor) cuando va de izquierda a derecha **el equilibrio se recuperará consumiendo NH_4HS y produciendo NH_3 y H_2S** .
- b) **Las sustancias sólidas no intervienen en la constante de equilibrio, por consiguiente, la adición de NH_4HS no alterará el equilibrio y las concentraciones permanecerán inalteradas.**

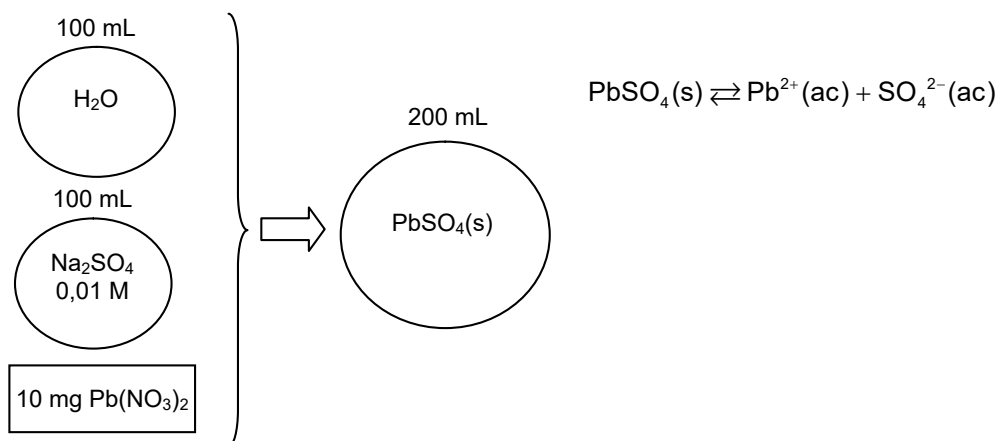
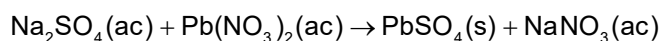
(Oviedo. 2015-2016/ 4. 1)

Determine si se formará precipitado cuando a 100 mL de agua destilada se añaden 100 mL de disolución acuosa 0,01 M de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , y 10 mg de nitrato de plomo(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, sólido. Suponga que los volúmenes son aditivos y que el volumen de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ puede despreciarse.

Datos: $K_{\text{PS}}(\text{PbSO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}$. Masas atómicas: $\text{Pb} = 207,2$ u; $\text{N} = 14$ u; $\text{O} = 16$ u

Solución:

Al mezclar las disoluciones se producirá un precipitado de sulfato de plomo(II)



Para saber si se formará precipitado hemos de calcular el producto iónico, o producto de las concentraciones de los iones, análogo al de la constante del producto de solubilidad pero con las concentraciones de la disolución (que notamos con el subíndice "0"), y lo comparamos con K_{PS}

$$Q = [\text{Pb}^{2+}]_0 [\text{SO}_4^{2-}]_0$$

Moles de Pb^{2+}

$$10 \cdot 10^{-3} \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ moles Pb}^{2+}$$

Moles de SO_4^{2-}

$$100 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,01 \text{ moles Na}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 10^{-3} \text{ moles SO}_4^{2-}$$

Concentración en moles/L de Pb^{2+}

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{3,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles}}{200 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 1,5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Concentración en moles/L de SO_4^{2-}

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-3} \text{ moles } \text{SO}_4^{2-}}{200 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Valor de Q:

$$Q = [\text{Pb}^{2+}]_0 [\text{SO}_4^{2-}]_0 = (1,5 \cdot 10^{-4}) \frac{\text{mol}}{\text{L}} (5 \cdot 10^{-3}) \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 7,5 \cdot 10^{-7} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

Si comparamos Q con K_{PS} vemos que $Q > K_{PS}$. Por tanto habrá precipitado.

(Oviedo. 2015-2016/ 3. 5A)

Calcule el número de moles de sulfato de calcio, CaSO_4 , disueltos en 100 mL de una disolución acuosa saturada de la sal a 25 °C

Datos: $K_{PS}(\text{CaSO}_4) = 9,1 \cdot 10^{-6}$

Solución:

Podemos calcular la solubilidad de la sal a partir de la expresión de la constante del producto de solubilidad:

$$\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \underset{\text{s}}{\text{Ca}^{2+}(\text{ac})} + \underset{\text{s}}{\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})}; \quad K_{PS} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (\text{s})(\text{s}) = \text{s}^2$$

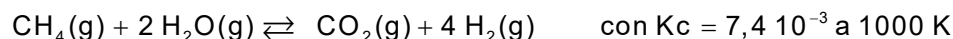
$$\text{s} = \sqrt{K_{PS}} = \sqrt{9,1 \cdot 10^{-6} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2} = 3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Por tanto en 100 ml habrá disueltos:

$$100 \text{ mL disol} \cdot \frac{3 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{CaSO}_4}{1000 \text{ mL disol}} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ moles } \text{CaSO}_4$$

(Oviedo. 2015-2016/ 2. 1)

En un matraz de 5 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se introducen 0,1 moles de cada uno de los siguientes gases: $\text{CH}_4(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$. Se eleva la temperatura del recipiente hasta 1000 K, alcanzándose el equilibrio:



- Justifique si la mezcla gaseosa se encuentra en equilibrio, o no, a 1000 K, y el sentido en el que evolucionará el sistema para alcanzar el equilibrio.
- Si la presión total de la mezcla gaseosa en equilibrio a 1000 K es de 7 atm, calcule su composición, en moles de cada gas.

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

Solución:

- Calculamos el cociente de reacción:

$$Q = \frac{[\text{CO}_2]_0 [\text{H}_2]_0^4}{[\text{CH}_4]_0 [\text{H}_2\text{O}]_0^2} = \frac{\left(\frac{0,1}{5} \right) \left(\frac{0,1}{5} \right)^4}{\left(\frac{0,1}{5} \right) \left(\frac{0,1}{5} \right)^2} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2 = 4 \cdot 10^{-4} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

Como $Q < K_c$ el sistema alcanzará el equilibrio aumentando el numerador y disminuyendo el denominador. Es decir, aumentará la concentración de CO_2 e H_2 y disminuirá la de CH_4 y H_2O .

$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$				
n_{ini}	0,1	0,1	0,1	0,1
n_{rff}	x	2 x	x	4 x
n_{eq}	0,1 - x	0,1 - 2x	0,1 + x	0,1 + 4 x

b) Los moles gaseosos totales en el equilibrio serán:

$$(0,1 - x) + (0,1 - 2x) + (0,1 + x) + (0,1 + 4 x) = 0,4 + 2 x$$

Como: $P_{\text{Tot}} V = n_{\text{Tot}} R T$; $n_{\text{Tot}} = \frac{P_{\text{Tot}} V}{R T} = \frac{7 \text{ atm } 5,0 \cancel{\text{ L}}}{0,082 \frac{\text{atm } \cancel{\text{ L}}}{\cancel{\text{ K}} \text{ mol}} 1000 \cancel{\text{ K}}} = 0,427 \text{ mol}$

Tenemos: $0,427 = 0,4 + 2 x$; $x = 0,0135 \text{ moles}$

Moles en el equilibrio:

$$n_{\text{CH}_4} = 0,1 - x = 0,1 - 0,0135 = 0,087 \text{ mol CH}_4$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,1 - 2 x = 0,1 - 2 \cdot 0,0135 = 0,073 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,1 + x = 0,1 + 0,0135 = 0,114 \text{ mol CO}_2$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,1 + 4 x = 0,1 + 4 \cdot 0,0135 = 0,154 \text{ mol H}_2$$

(Oviedo. 2014-2015/ 8. 5A)

Considere la reacción en equilibrio: $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Explique cómo afecta al rendimiento de NO(g) en el equilibrio una disminución del volumen del recipiente en el que ocurre la reacción a temperatura constante.

Solución:

Una disminución del volumen equivale a **un aumento de presión** y el sistema evolucionará en el sentido de anular la causa que produce la ruptura del equilibrio. Es decir, evolucionará en el sentido de **disminuir el número de moles gaseosos para, de esta forma, disminuir la presión. Por lo disminuirá la concentración de NO y H₂O, aumentando la de NH₃ y O₂**

(Oviedo. 2014-2015/ 7. 2)

A 523 K la constante de equilibrio para la reacción: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ vale $K_c = 3,8 \cdot 10^{-2}$. En un recipiente de 2,5 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0,5 moles de PCl₅(g), 0,25 moles de PCl₃(g) y 0,25 moles de Cl₂(g). La mezcla gaseosa se calienta a la temperatura de 523 K.

- Indique el sentido en el que debe de evolucionar el sistema para alcanzar el equilibrio.
- Calcule el número de moles de cada gas en la mezcla una vez alcanzado el equilibrio a 523 K.

Solución:

a) Calculamos el cociente de reacción:

$$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$

$$Q = \frac{[\text{PCl}_3]_0 [\text{Cl}_2]_0}{[\text{PCl}_5]_0} = \frac{\left(\frac{0,25}{2,5}\right) \left(\frac{0,25}{2,5}\right)}{\left(\frac{0,50}{2,5}\right)} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) = 5 \cdot 10^{-2} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)$$

Como $Q > K_c$ el sistema alcanzará el equilibrio disminuyendo el numerador y aumentando el denominador. Es decir, **umentará la concentración de PCl₅ y disminuirá la de PCl₃ y Cl₂**.

- b) Considerando que el sistema evoluciona hacia el equilibrio aumentando la concentración de PCl_5 , podemos plantear:

$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$			
n_{ini}	0,50	0,25	0,25
n_{rff}	x	x	x
n_{eq}	$0,50 + x$	$0,25 - x$	$0,25 - x$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{0,25 - x}{2,5}\right)^2}{\frac{0,50 + x}{2,5}} = 3,8 \cdot 10^{-2}; \quad x = 0,0265$$

Moles en el equilibrio:

$$n_{\text{PCl}_5} = 0,50 + x = 0,50 + 0,0265 = 0,5265 \text{ mol PCl}_5 \approx 0,53 \text{ mol PCl}_5$$

$$n_{\text{PCl}_3} = n_{\text{Cl}_2} = 0,25 - x = 0,25 - 0,0265 = 0,2235 \text{ mol PCl}_3 \approx 0,22 \text{ mol PCl}_3$$

(Oviedo. 2014-2015/ 6. 2).

En el proceso de fabricación de ácido sulfúrico es importante el equilibrio que se establece en la reacción del $\text{SO}_2(\text{g})$ con el $\text{O}_2(\text{g})$ para formar $\text{SO}_3(\text{g})$. En un recipiente de 2 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0,15 moles de $\text{SO}_2(\text{g})$ y 0,15 moles de $\text{O}_2(\text{g})$. La mezcla se calienta hasta 900 K. Cuando se alcanza el equilibrio se han formado 0,092 moles de $\text{SO}_3(\text{g})$. Calcule el valor de K_p para el equilibrio a 900 K.

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

Solución:

a)

$2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$			
n_{ini}	0,15	0,15	—
n_{rff}	2 x	x	2 x
n_{eq}	$0,15 - 2 x$	$0,15 - x$	$2 x = 0,092$

$$2 x = 0,092; \quad x = 0,046$$

Cálculo de las concentraciones en el equilibrio y de las constantes de equilibrio:

$$n_{\text{SO}_2} = 0,15 - 2 x = 0,15 - 2 \cdot 0,046 = 0,058 \text{ mol SO}_2; \quad [\text{SO}_2] = \frac{0,058 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,029 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0,15 - x = 0,15 - 0,046 = 0,104 \text{ mol O}_2; \quad [\text{O}_2] = \frac{0,104 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,052 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

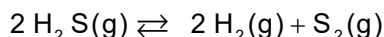
$$n_{\text{SO}_3} = 0,092 \text{ mol SO}_3; \quad [\text{SO}_3] = \frac{0,092 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,046 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{0,046^2}{0,029^2 \cdot 0,052} = 48,4 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-1}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 48,4 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-1} \left(0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot 1000 \text{ K}\right)^{(2-3)} = 0,66 \text{ atm}^{-1}$$

(Oviedo. 2014-2015/ 4. 2).

En un recipiente cerrado en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 1,0 g de H₂(g) y 1,06 g de H₂S(g). Se eleva la temperatura de la mezcla hasta 1670 K, alcanzándose el equilibrio:



En el equilibrio la fracción molar de S₂(g) en la mezcla gaseosa es 0,015. Calcule el valor de K_p para el equilibrio a 1670 K.

Datos: Masas atómicas: H=1; S=32 u; R= 0,082 atm.L.mol⁻¹. K⁻¹

Solución:

a) Cálculo de los moles iniciales:

$$1,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 0,50 \text{ mol H}_2 ; 1,06 \text{ g H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34 \text{ g H}_2\text{S}} = 0,031 \text{ mol H}_2\text{S}$$

2 H ₂ S(g) ⇌ 2 H ₂ (g) + S ₂ (g)			
n _{ini}	0,031	0,50	—
n _{rff}	2 x	2 x	x
n _{eq}	0,031 - 2 x	0,50 + 2 x	x

Moles totales en el equilibrio: (0,031 - 2 x) + (0,50 + 2 x) + (x) = 0,531 + x

$$\text{Fracción molar del S}_2: X_{\text{S}_2} = \frac{n_{\text{S}_2}}{n_{\text{Tot}}} = \frac{x}{0,531 + x} = 0,015 ; x = 0,008$$

Cálculo de las concentraciones en el equilibrio y de las constantes de equilibrio:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = 0,031 - 2x = 0,031 - 2 \cdot 0,008 = 0,015 \text{ mol H}_2\text{S} ; [\text{H}_2\text{S}] = \frac{0,015 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,030 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,50 + 2x = 0,50 + 2 \cdot 0,008 = 0,516 \text{ mol H}_2 ; [\text{H}_2] = \frac{0,516 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 1,032 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n_{\text{S}_2} = 0,008 \text{ mol S}_2 ; [\text{S}_2] = \frac{0,008 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,016 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^2 [\text{S}_2]}{[\text{H}_2\text{S}]^2} = \frac{1,032^2 \cdot 0,016}{0,030^2} = 18,93 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^{-1}$$

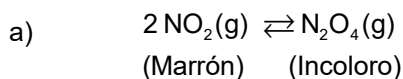
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 18,93 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^{-1} \left(0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} 1670 \text{ K} \right)^{(3-2)} = 2592,3 \text{ atm}$$

(Oviedo. 2014-2015/ 3. 3).

Un erlenmeyer, provisto de cierre hermético contiene una mezcla en equilibrio a 25 °C de NO₂ (gas marrón-amarillento) y de N₂O₄ (gas incoloro). Se observa que al calentar el erlenmeyer a 80 °C el color de la mezcla cambia a marrón intenso, mientras que cuando se enfría a -10 °C la mezcla se vuelve casi incolora.

- Escriba la ecuación química que representa el equilibrio entre los dos óxidos de nitrógeno.
- Indique y justifique el carácter endotérmico o exotérmico de la reacción de descomposición de N₂O₄(g) para dar NO₂(g)

Solución:



- b) Al calentar el sistema evoluciona en el sentido de dar más NO₂. Como el sistema recupera el equilibrio intentando anular la perturbación introducida (calor), esto nos indica que **la reacción de descomposición del N₂O₄ para dar NO₂ es un proceso endotérmico (absorbe calor).**

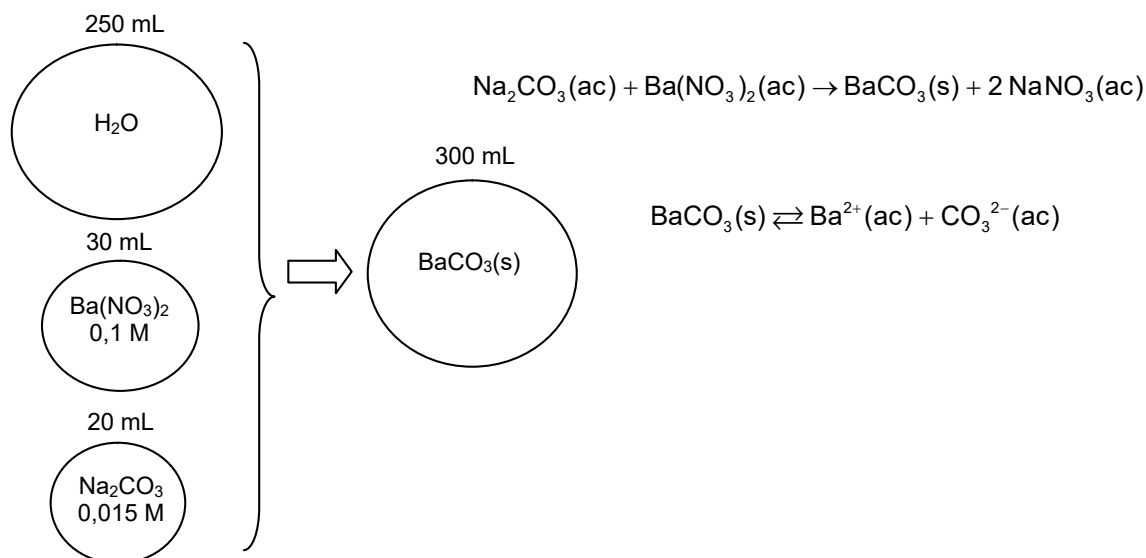
(Oviedo. 2014-2015/ 2. 1)

Determine si se formará precipitado cuando se mezclan 250 mL de agua destilada con 30 mL de disolución acuosa 0,1 M de nitrato de bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, y con 20 mL de disolución acuosa de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , 0,015 M. Suponga que los volúmenes son aditivos

Datos: $K_{PS}(\text{BaCO}_3) = 5 \cdot 10^{-9}$

Solución:

a) Al mezclar las disoluciones se producirá un precipitado de carbonato de bario:



Para saber si se formará precipitado hemos de calcular el producto iónico, o producto de las concentraciones de los iones, análogo al de la constante del producto de solubilidad pero con las concentraciones de la disolución (que notamos con el subíndice "0"), y lo comparamos con K_{PS}

$$Q = [\text{Ba}^{2+}]_0 [\text{CO}_3^{2-}]_0$$

Moles de Ba^{2+}

$$30 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,1 \text{ moles Ba}(\text{NO}_3)_2}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}^{2+}}{1 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ moles Ba}^{2+}$$

Moles de CO_3^{2-}

$$20 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,015 \text{ moles Na}_2\text{CO}_3}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_3^{2-}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ moles CO}_3^{2-}$$

Concentración en moles/L de Ba^{2+}

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{3 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{300 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 0,01 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Concentración en moles/L de CO_3^{2-}

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{3 \cdot 10^{-4} \text{ moles SO}_4^{2-}}{300 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 10^{-3} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Valor de Q:

$$Q = [\text{Ba}^{2+}]_0 [\text{CO}_3^{2-}]_0 = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (10^{-3}) \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 10^{-5} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

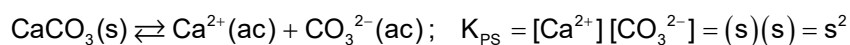
Si comparamos Q con K_{PS} vemos que $Q > K_{PS}$. Por tanto habrá precipitado.

(Oviedo. 2014-2015/ 1. 5A)

Calcule los moles de carbonato de calcio sólido, CaCO_3 , que se obtienen al evaporar a sequedad 100 mL de una disolución acuosa saturada de carbonato de calcio.

Datos: $K_{\text{PS}}(\text{CaCO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-9}$

Solución:



$$s = \sqrt{K_{\text{PS}}} = \sqrt{4,5 \cdot 10^{-9} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2} = 6,7 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$100 \text{ mL disol} \cdot \frac{6,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol CaCO}_3}{1000 \text{ mL disol}} = 6,7 \cdot 10^{-6} \text{ moles CaCO}_3 = 6,7 \text{ } \mu\text{moles CaCO}_3$$

(Oviedo. 2013-2014/ 8. 5A)

Para la reacción: $3 \text{Fe}(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H^0 = -150 \text{ kJ}$

Explique el efecto de cada uno de los siguientes factores en la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$ presente en la mezcla en equilibrio:

- Elevar la temperatura de la mezcla.
- Duplicar el volumen del recipiente que contiene la mezcla manteniendo la temperatura constante.

Solución:

- Como el sistema recupera el equilibrio intentando anular la perturbación introducida (calor), la reacción se desplazará en el sentido en el que consuma calor (reacción endotérmica). Esto es, **se consumirá $\text{H}_2(\text{g})$** .
- El duplicar el volumen equivale a una disminución a la mitad de la presión. Para recuperar el equilibrio el sistema se desplazará en la dirección que se provoque un aumento de presión, lo que se consigue aumentando el número de moles de gas. En este caso el número de moles de gas es el mismo en ambos miembros de la ecuación. Por tanto, **la presión no perturba el equilibrio y la concentración de $\text{H}_2(\text{g})$ permanecerá inalterada**.

(Oviedo. 2013-2014/ 7. 1)

Se analiza una muestra de 10 mL de una disolución acuosa que contiene ion cloruro, Cl^- , mediante la adición de una gota (0,2 mL) de disolución acuosa de nitrato de plata, AgNO_3 , 0,1 M. Calcule el número mínimo de gramos de ion cloruro que debe estar presente en la disolución para que se forme precipitado de cloruro de plata, AgCl . Suponga que los volúmenes son aditivos.

Datos: Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$. $K_{\text{PS}}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$

Solución:

En la reacción entre el cloruro y el nitrato de plata se formará un precipitado de cloruro de plata:



En una disolución que ya contenga Ag^+ , aparecerá precipitado si la concentración de Cl^- es como mínimo:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{K_{\text{PS}}}{[\text{Ag}^+]}$$

Cálculo de la $[\text{Ag}^+]$

$$0,2 \text{ mL dis} \cdot \frac{0,1 \text{ moles AgNO}_3}{1000 \text{ mL dis}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ moles AgNO}_3} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol Ag}^+$$

$$\frac{2 \cdot 10^{-5} \text{ moles Ag}^+}{10,2 \text{ mL dis}} \cdot \frac{1000 \text{ mL dis}}{1 \text{ L dis}} = 2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Por tanto:

$$[Cl^-] = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]} = \frac{1,8 \cdot 10^{-10} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 9 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Gramos de Cl⁻: $10,2 \text{ mL dis} \cdot \frac{9 \cdot 10^{-8} \text{ moles Cl}^-}{1000 \text{ mL dis}} \cdot \frac{35,5 \text{ g Cl}^-}{1 \text{ mol Cl}^-} = 3,3 \cdot 10^{-8} \text{ g Cl}^-$

(Oviedo. 2013-2014/ 6. 2)

En un recipiente en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 2,0 moles de PCl₅(g) y se calienta hasta 450 °C, alcanzándose e equilibrio:



En el equilibrio la presión total de la mezcla gaseosa es 1 atm y el PCl₅(g) se encuentra disociado en un 36%. Calcule los valores de K_c y K_p para el equilibrio a 450 °C.

Datos: R= 0,082 atm.L.mol⁻¹. K⁻¹

Solución:

PCl ₅ (g) ⇌ PCl ₃ (g) + Cl ₂ (g)			
n _{ini}	2,0	—	—
n _{rff}	x	x	x
n _{eq}	2 - x	x	x

$$x = 2,0 \text{ moles} \cdot \frac{36 \text{ moles dis}}{100 \text{ moles}} = 0,72 \text{ moles dis}$$

Moles en el equilibrio:

$$n_{PCl_5} = 2,0 - x = 2,0 - 0,72 = 1,28 \text{ mol PCl}_5 ; n_{PCl_3} = n_{Cl_2} = x = 0,72 \text{ mol}$$

$$\text{Moles totales} = (1,28 + 0,72 + 0,72) \text{ moles} = 2,72 \text{ moles}$$

Cálculo de las presiones parciales:

$$\left. \begin{aligned} P_{PCl_5} &= x_{PCl_5} P_{Tot} = \frac{1,28}{2,72} \cdot 1,0 \text{ atm} = 0,471 \text{ atm} \\ P_{PCl_3} &= P_{Cl_2} = x_{PCl_3} P_{Tot} = \frac{0,72}{2,72} \cdot 1,0 \text{ atm} = 0,265 \text{ atm} \end{aligned} \right\} K_p = \frac{P_{PCl_3} P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{0,265^2 \text{ atm}^2}{0,471 \text{ atm}} = 0,149 \text{ atm}$$

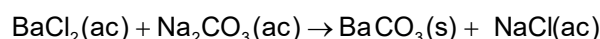
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} ; K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,149 \text{ atm}}{\left(0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 473 \text{ K}\right)^{(2-1)}} = 4,04 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

(Oviedo. 2013-2014/ 5. 3)

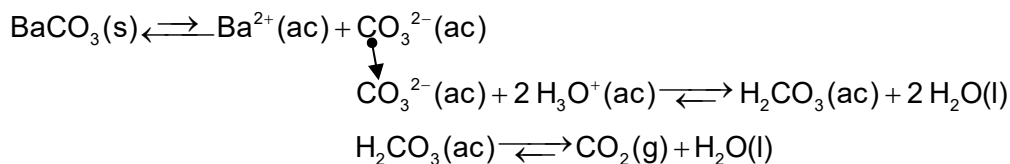
En un tubo de ensayo se vierten 5 mL de disolución acuosa de cloruro de bario, BaCl₂, a la que se añaden gotas de disolución acuosa de carbonato de sodio, Na₂CO₃, hasta la formación de un precipitado claramente visible. Escriba la fórmula química del compuesto que precipita. Una vez formado el precipitado, se añade, gota a gota, una disolución acuosa de ácido clorhídrico (HCl). Indique y explique el cambio que se observa.

Solución:

En la reacción entre el cloruro de bario y el carbonato de sodio se formará un precipitado de carbonato de bario:



El carbonato de bario se disuelve al añadir HCl, pues el CO_3^{2-} termina formando $\text{CO}_2(\text{g})$, provocando que el equilibrio se desplace hacia la derecha hasta la disolución total del precipitado si se añade suficiente ácido.

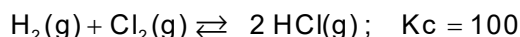


Ecuación molecular global:



(Oviedo. 2013-2014/ 4. 1)

En un recipiente cerrado de 100 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0,2 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ y 0,2 moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$. Se eleva la temperatura de la mezcla hasta 2400 K alcanzándose el equilibrio:



Calcule:

- La presión total de la mezcla gaseosa en el equilibrio y el tanto por ciento de $\text{Cl}_2(\text{g})$ que se convertirá en $\text{HCl}(\text{g})$.
- El valor de K_p para el equilibrio.

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

Solución:

$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}(\text{g})$			
n_{ini}	0,2	0,2	—
$n_{\text{r/f}}$	x	x	2 x
n_{eq}	0,2 - x	0,2 - x	2 x

- a) Moles totales en el equilibrio: $(0,2 - x) + (0,2 - x) + 2 x = 0,4$ moles

Cálculo de la presión total:

$$P_{\text{Tot}} V = n_{\text{Tot}} R T; \quad P_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{V} = \frac{0,40 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot 2400 \text{ K}}{100 \text{ L}} = 0,79 \text{ atm}$$

Cálculo de las concentraciones en el equilibrio y de "x":

$$\left. \begin{aligned} [\text{H}_2] = [\text{Cl}_2] &= \frac{0,2 - x}{100} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ [\text{HCl}] &= \frac{2x}{100} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned} \right\} K_c = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]} = \frac{4 x^2}{(0,2 - x)^2} = 100; \quad x = 0,167$$

Por tanto el tanto por ciento de $\text{Cl}_2(\text{g})$ que se convertirá en $\text{HCl}(\text{g})$, será:

Moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$ que reaccionan: $x = 0,167$:

$$\frac{0,167 \text{ moles reac}}{0,2 \text{ moles tot}} \cdot \frac{100 \text{ moles tot}}{100 \text{ moles tot}} = 83,5 \frac{\text{moles reac}}{100 \text{ moles tot}} = 83,5\%; \quad \alpha = 0,835$$

b) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 100 \left(\frac{0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot 2400 \text{ K} \right)^{(2-2)} = 100$

(Oviedo. 2013-2014/ 2. 1)

En un recipiente de 1 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se introduce carbono sólido y 0,1 moles de H₂O(g). Se eleva la temperatura del recipiente se eleva hasta 800 °C, alcanzándose el equilibrio:



- Calcule los valores de las presiones parciales de H₂O(g), CO(g) e H₂(g) en el equilibrio a 800 °C.
- Calcule la cantidad mínima, en gramos, que hay que introducir en el recipiente para que se alcance el equilibrio en estas condiciones.

Datos: Masas atómicas: C=12 u; R= 0,082 atm.L.mol⁻¹. K⁻¹

Solución:

a)

C(s) + H ₂ O(g) ⇌ CO(g) + H ₂ (g)				
n _{ini}	¿	0,1	—	—
n _{rff}	x	x	x	x
n _{eq}	¿	0,1 - x	x	x

Moles **gaseosos** totales en el equilibrio: (0,1 - x) + (x) + (x) = 0,1 + x

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}; \quad K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{14,1 \text{ atm}}{\left(0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} 1073 \text{ K}\right)^{(2-1)}} = 0,160 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Cálculo de las concentraciones en el equilibrio y de "x"

$$\left. \begin{aligned} [\text{CO}] = [\text{H}_2] &= \frac{x \text{ mol}}{1 \text{ L}} = x \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ [\text{H}_2\text{O}] &= \frac{0,1 - x \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1 - x \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned} \right\} K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 0,160; \quad x = 0,07 \text{ moles}$$

Cálculo de la presión total:

$$P_{\text{Tot}} V = n_{\text{Tot}} R T; \quad P_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{V} = \frac{0,17 \text{ moles } 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} 1073 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 15,0 \text{ atm}$$

Cálculo de las presiones parciales

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = x_{\text{H}_2\text{O}} P_{\text{Tot}} = \frac{0,1 - 0,07}{0,17} 15,0 \text{ atm} = 2,65 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}} = P_{\text{H}_2} = x_{\text{CO}} P_{\text{Tot}} = \frac{0,07}{0,17} 15,0 \text{ atm} = 6,18 \text{ atm}$$

- La cantidad mínima de carbono necesario será igual a los moles de H₂O que reaccionan, luego 0,07 moles.**

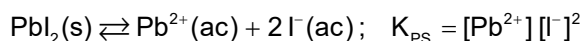
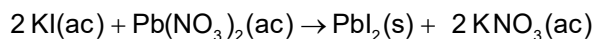
(Oviedo. 2012-2013/ 8. 1)

Determine si se formará precipitado cuando se añaden 3 gotas de una disolución de KI 0,20 M a 100 mL de una disolución acuosa de nitrato de plomo(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 0,01 M. Suponga que una gota de disolución equivale a 0,05 mL y que los volúmenes son aditivos.

Datos: $K_{\text{PS}}(\text{PbI}_2) = 7,1 \cdot 10^{-9}$

Solución:

Cuando se mezclan las disoluciones de KI y $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ aparece un precipitado (amarillo) de PbI_2



Para saber si se formará precipitado hemos de calcular el producto iónico, o producto de las concentraciones de los iones análogo al de la constante del producto de solubilidad, pero con las concentraciones de la disolución (que notamos con el subíndice "0"), y lo comparamos con K_{PS}

$$Q = [\text{Pb}^{2+}]_0 [\text{I}^{-}]_0^2$$

Moles de Pb^{2+}

$$100 \text{ mL disol} \frac{0,01 \text{ moles } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2}{1000 \text{ mL disol}} \frac{1 \text{ mol } \text{Pb}^{2+}}{1 \text{ mol } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 10^{-3} \text{ moles } \text{Pb}^{2+}$$

Moles de I^{-}

$$0,15 \text{ mL disol} \frac{0,20 \text{ moles KI}}{1000 \text{ mL disol}} \frac{1 \text{ mol } \text{I}^{-}}{1 \text{ mol KI}} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ moles } \text{I}^{-}$$

Concentración en moles/L de Pb^{2+}

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{10^{-3} \text{ moles}}{100,15 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 10^{-2} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Concentración en moles/L de CO_3^{2-}

$$[\text{I}^{-}] = \frac{3 \cdot 10^{-5} \text{ moles } \text{I}^{-}}{100,15 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 3 \cdot 10^{-4} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Valor de Q:

$$Q = [\text{Pb}^{2+}]_0 [\text{I}^{-}]_0^2 = (10^{-2}) \frac{\text{mol}}{\text{L}} (3 \cdot 10^{-4})^2 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2 = 9 \cdot 10^{-10} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3$$

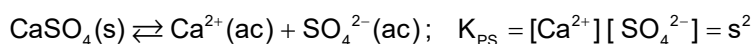
Si comparamos Q con K_{PS} vemos que $Q < K_{\text{PS}}$. Por tanto no habrá precipitado.

(Oviedo. 2012-2013/ 7. 5A)

La solubilidad del sulfato de calcio, CaSO_4 , en agua a 25°C es de 0,20 g de CaSO_4 en 100 mL de disolución. Calcule el valor de la constante del producto de solubilidad del CaSO_4 a 25°C

Datos: Masas atómicas: Ca=40 u; S=32 u; O=16 u.

Solución:



Cálculo de la solubilidad en moles/L

$$\frac{0,20 \text{ g } \text{CaSO}_4}{100 \text{ mL}} \frac{1 \text{ mol } \text{CaSO}_4}{136 \text{ g } \text{CaSO}_4} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 1,47 \cdot 10^{-2} \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

$$K_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = s^2 = (1,47 \cdot 10^{-2})^2 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2 = 2,16 \cdot 10^{-4} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

(Oviedo. 2012-2013/ 6. 2)

La reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ tiene una $K_c = 50,2$ a 445°C . En un recipiente de $3,5 \text{ L}$ en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen $0,30 \text{ g}$ de $\text{H}_2(\text{g})$, $38,07 \text{ g}$ de $\text{I}_2(\text{g})$ y $19,18 \text{ g}$ de $\text{HI}(\text{g})$ a 445°C . Calcule las concentraciones de $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{I}_2(\text{g})$ y $\text{HI}(\text{g})$ en el equilibrio.

Datos: Masas atómicas: $\text{H}=1 \text{ u}$; $\text{I}=126,9 \text{ u}$

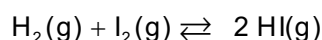
Solución:

Cálculo del número de moles iniciales:

$$0,30 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 0,15 \text{ mol H}_2 ; 38,07 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 0,15 \text{ mol I}_2$$

$$19,18 \text{ g HI} \cdot \frac{1 \text{ mol HI}}{127,9 \text{ g HI}} = 0,15 \text{ mol HI}$$

Calculamos el cociente de reacción:



$$Q = \frac{[\text{HI}]_0^2}{[\text{H}_2]_0 [\text{I}_2]_0} = \frac{\left(\frac{0,15}{3,5}\right)^2}{\left(\frac{0,15}{3,5}\right)\left(\frac{0,15}{3,5}\right)} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) = 1,00 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)$$

Como $Q < K_c$ el sistema alcanzará el equilibrio aumentando el numerador y disminuyendo el denominador. Es decir, **aumentará la concentración de HI y disminuirá la de H_2 e I_2 .**

Considerando que el sistema evoluciona hacia el equilibrio aumentando la concentración de HI, podemos plantear:

$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$			
n_{ini}	0,15	0,15	0,15
$n_{\text{r/f}}$	x	x	2 x
n_{eq}	0,15 - x	0,15 - x	0,15 + 2 x

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{0,15 + 2x}{3,5}\right)^2}{\left(\frac{0,15 - x}{3,5}\right)\left(\frac{0,15 - x}{3,5}\right)} = \frac{(0,15 + 2x)^2}{(0,15 - x)^2} = 50,2; \quad x = 0,10$$

En el equilibrio:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{0,15 - x}{V} = \frac{0,15 - 0,10}{3,5} = 0,014 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{HI}] = \frac{0,15 + 2x}{V} = \frac{0,15 + 2 \cdot 0,10}{3,5} = 0,10 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

(Oviedo. 2012-2013/ 4. 5A)

El metanol se puede obtener mediante la reacción: $\text{CO(g)} + 2 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH(g)}$ con $\Delta H^0 < 0$. Se desea incrementar al máximo el rendimiento en la producción de metanol en el equilibrio. Para ello ¿qué utilizaría?:

- a) Una temperatura alta o baja.
- b) Una presión alta o baja.

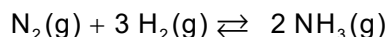
Justifique su respuesta.

Solución:

- a) **Para maximizar la obtención de metanol deberemos de procurar que el equilibrio se encuentre desplazado hacia la derecha.** En ese sentido la reacción es exotérmica (desprende calor). Por tanto **deberemos de mantener la temperatura baja**, ya que a temperaturas altas el equilibrio se desplazará en el sentido de disminuir la temperatura (absorbiendo calor). Esto es, en el sentido en el que la reacción es endotérmica, disminuyendo la concentración de etanol.
- b) Si se aumenta la presión el equilibrio se desplazará en el sentido de disminuir la presión, lo que se logrará disminuyendo el número de moles gaseosos. Esto se conseguirá desplazando el equilibrio en el sentido de aumentar la concentración de etanol. **Por tanto deberemos de trabajar a presiones altas.**

(Oviedo. 2012-2013/ 3. 2)

En un recipiente de 2 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0,30 moles de $\text{H}_2\text{(g)}$, 0,20 moles de $\text{NH}_3\text{(g)}$ y 0,10 moles de $\text{N}_2\text{(g)}$. se calienta a 400°C estableciéndose el equilibrio:



La presión total de la mezcla gaseosa en equilibrio es de 20 atm.

- a) Indique el sentido en el que evolucionará el sistema inicial para alcanzar el equilibrio. Justifique su respuesta.
- b) Calcule el valor de la constante K_c para el equilibrio a 400°C .

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

Solución:

- a) Número total de moles gaseosos al principio: $0,30 + 0,20 + 0,10 = 0,60$ moles

Presión total al inicio:

$$P_{\text{Tot}} V = n_{\text{Tot}} R T ; P_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{V} = \frac{0,60 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}}{\text{K mol}} \cdot 673 \text{ K}}{2,0 \text{ L}} = 16,6 \text{ atm}$$

Como la presión total es inferior a la del equilibrio (20 atm), el sistema se desplazará en el sentido de alcanzar la presión de equilibrio aumentando el número de moles gaseosos. Esto se consigue consumiendo NH_3 y aumentando la concentración de H_2 y N_2 . Por tanto:

$\text{N}_2\text{(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3\text{(g)}$			
n_{ini}	0,10	0,30	0,20
n_{rff}	x	3 x	2 x
n_{eq}	$0,10 + x$	$0,30 + 3 x$	$0,20 - 2 x$

Número total de moles gaseosos en el equilibrio: $(0,10 + x) + (0,30 + 3 x) + (0,20 - 2 x) = 0,60 + 2 x$

Podemos calcular el número total de moles gaseosos en el equilibrio:

$$P_{\text{Tot}} V = n_{\text{Tot}} R T ; n_{\text{Tot}} = \frac{P_{\text{Tot}} V}{R T} = \frac{20 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm}}{\text{K mol}} \cdot 673 \text{ K}} = 0,725 \text{ mol}$$

Por tanto en el equilibrio: $0,60 + 2x = 0,725$; $x = 0,0625$ moles

Cálculo de Kc:

$$[N_2] = \frac{0,10 + x}{V} = \frac{0,10 + 0,0625}{2} = 0,081 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

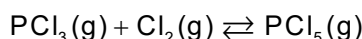
$$[H_2] = \frac{0,30 + 3x}{V} = \frac{0,30 + 3 \cdot 0,0625}{2} = 0,244 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[NH_3] = \frac{0,20 - 2x}{V} = \frac{0,20 - 2 \cdot 0,0625}{2} = 0,038 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(0,038)^2}{(0,081)(0,244)^3} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-2} = 1,23 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-2}$$

(Oviedo. 2012-2013/ 2. 1)

En un recipiente de 2,0 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 1,5 moles de $PCl_5(g)$, 0,5 moles de $PCl_3(g)$ y 1 mol de $Cl_2(g)$. La mezcla se calienta a 200°C , alcanzándose el equilibrio:



Si en el equilibrio el número total de moles gaseosos es 2,57, calcule los valores de Kc y Kp para el equilibrio a 200°C .

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

Solución:

a) Número de moles iniciales: $1,5 + 0,5 + 1,0 = 3,0$

En el enunciado se dice que el número de moles gaseosos en el equilibrio es 2,7. Por tanto el sistema no está en equilibrio y evolucionará hacia él disminuyendo el número de moles gaseosos, lo que se conseguirá si disminuye el número de moles de PCl_3 y de Cl_2 y aumenta el de PCl_5 . Por tanto podemos plantear:

$PCl_3(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons PCl_5(g)$			
n_{ini}	0,5	1	1,5
n_{rff}	x	x	x
n_{eq}	$0,5 - x$	$1,0 - x$	$1,5 + x$

Número de moles gaseosos en el equilibrio: $(1,5 + x) + (0,5 - x) + (1,0 - x) = 3 - x$

Como el número de moles de gas en el equilibrio ha de ser 2,7: $3 - x = 2,7$; $x = 0,43$ moles.

Cálculo de Kc y Kp:

$$[PCl_5] = \frac{1,5 + x}{V} = \frac{1,5 + 0,43}{2} = 0,965 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[PCl_3] = \frac{0,5 - x}{V} = \frac{0,5 - 0,43}{2} = 0,035 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[Cl_2] = \frac{1,0 - x}{V} = \frac{1 - 0,43}{2} = 0,285 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]} = \frac{(0,965)}{(0,035)(0,285)} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-1} = 96,7 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{-1}$$

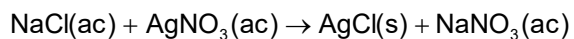
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 96,7 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \left(0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} 473 \text{ K}\right)^{(1-2)} = 2,49 \text{ atm}$$

(Oviedo. 2012-2013/ 1. 3)

En un tubo de ensayo se vierten 5 mL de disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl, a la que se añaden gotas de disolución acuosa de nitrato de plata, AgNO₃, hasta la formación de un precipitado claramente visible. Escriba la fórmula química del compuesto que precipita. Se añade a continuación, gota a gota, disolución acuosa de amoníaco. Indique el cambio que se observa.

Solución:

En la reacción **se formará un precipitado (blanco) de cloruro de plata, AgCl:**



Si se añade amoníaco se formará un complejo con el ion Ag⁺ que retirará este ion de la disolución. En consecuencia, el equilibrio entre la parte sólida (no disuelta) y la parte disuelta (en forma de iones) se desplazará hacia la derecha **disolviéndose el precipitado si se añade la cantidad suficiente de amoníaco.**

