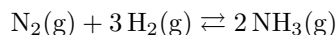


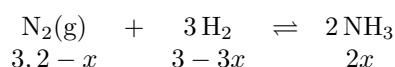
Nota: Las masas atómicas de los elementos que intervienen en cada uno de los problemas se consideran como datos suministrados en aquellos, cuando sean necesarios, por lo que sus valores pueden ser consultados.

1. (**Andalucía, Jun. 2016.**) En un recipiente de 14 L se introducen 3,2 moles de $N_2(g)$ y 3 moles de $H_2(g)$. Cuando se alcanza el equilibrio:



A una temperatura de $200^\circ C$, se obtienen 1,6 moles de amoníaco. Calcule: a) El número de moles de hidrógeno y nitrógeno en el equilibrio, así como la presión total. b) Los valores de K_c y K_p a $200^\circ C$. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot k^{-1} \cdot mol^{-1}$

Solución: a) En el equilibrio tendremos:



Del enunciado se deduce que $2x = 1,6$; por lo que $x = 0,8$. El número de moles de hidrógeno y de nitrógeno en el equilibrio serán, respectivamente:

$$n_{H_2} = 3 - 3 \cdot 0,8 = 0,6 \quad n_{N_2} = 3,2 - 0,8 = 2,4$$

La presión total se calcula aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot 14 = 4,6 \cdot 0,082 \cdot 473 \quad P = 12,74 \text{ atm}$$

b) Las constantes K_c y K_p serán, respectivamente:

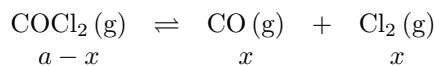
$$K_c = \frac{[1,6/14]^2}{[2,4/14][0,6/14]^3} = 967,9 \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 967,9(0,082 \cdot 473)^{-2} = 24,95$$

2. (**Aragón, Jun. 2016.**) Se introduce fosgeno ($COCl_2$) en un recipiente vacío de 2 L de volumen a una presión de 0,82 atm y una temperatura de $227^\circ C$, produciéndose su descomposición según el equilibrio:



Sabiendo que en estas condiciones el valor de K_p vale 0,189; calcule: a) La concentración inicial de fosgeno. b) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio. c) La presión parcial de cada uno de los componentes en el equilibrio. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot k^{-1} \cdot mol^{-1}$

Solución: a)



La concentración inicial de fosgeno se obtiene aplicando la ecuación de los gases:

$$0,82 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 500 \rightarrow n = 0,04 \text{ moles y } c = 0,04/2 = 0,02 \text{ M}$$

b) A partir de la constante K_p , podemos hallar K_c de la forma:

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,189}{0,082 \cdot 500} = 4,61 \cdot 10^{-3}$$

Utilizando este valor de K_c , tendremos:

$$4,61 \cdot 10^{-3} = \frac{(x/2)(x/2)}{(0,04 - x)/2}$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado, obtenemos: $x = 0,015$ moles.

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio serán:

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = \frac{0,015}{2} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \text{y} \quad [\text{COCl}_2] = \frac{0,04 - 0,015}{2} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

c) La presión parcial de cada uno de los componentes será, respectivamente:

$$p_{\text{COCl}_2} = \frac{0,04 - 0,015}{2} \cdot 0,082 \cdot 500 = 0,513 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}} = p_{\text{Cl}_2} = \frac{0,015}{2} \cdot 0,082 \cdot 500 = 0,308 \text{ atm}$$

3. (Aragón, Jun. 2016.) Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) Para un equilibrio, K_p nunca puede ser más pequeña que K_c . b) Para aumentar la concentración de NO_2 en el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$; $\Delta H = 58,2 \text{ kJ}$ tendremos que calentar el sistema. c) Un aumento de presión en el siguiente equilibrio: $2 \text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{CH}_4(\text{g})$ aumenta la producción de metano gaseoso.

Solución: a) Falso: puesto que $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, si $\Delta n < 0$, $K_p < K_c$.

b) Falso: Al calentar, el equilibrio se desplaza hacia donde la reacción sea endotérmica.

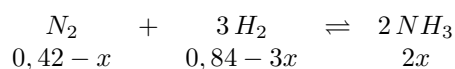
c) Falso: puesto que la constante de equilibrio K_c tiene la expresión:

$$K_c = \frac{\frac{n_{\text{CO}_2}}{V} \frac{n_{\text{CH}_4}}{V}}{\left(\frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V}\right)^2} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{CH}_4}}{(n_{\text{H}_2\text{O}})^2}$$

Su valor no depende del volumen, por lo que un aumento de presión (y la consiguiente disminución del volumen) no produce ningún desplazamiento del equilibrio.

4. (Aragón, Sept. 2016) En un matraz de 2 litros de capacidad se introducen 0,42 moles de nitrógeno y 0,84 moles de hidrógeno. Cuando se calienta a 527°C se encuentra que se han formado 0,06 moles de amoníaco, según el equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$. Calcule: a) La composición de la mezcla gaseosa en equilibrio. b) K_c y K_p a la citada temperatura. c) Las presiones parciales de todos los gases en el equilibrio. Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Solución: a) El equilibrio puede ser representado de la siguiente forma:



Puesto que en el equilibrio el número de moles de amoníaco es 0,06, podremos poner: $2x = 0,06$ y $x = 0,03$, siendo el número de moles de nitrógeno $n_{\text{N}_2} = 0,42 - 0,03 = 0,39$ moles, y el número de moles de hidrógeno, $n_{\text{H}_2} = 0,84 - 3 \cdot 0,03 = 0,75$.

b) Las constantes K_c y K_p serán, respectivamente:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{0,06}{2}\right)^2}{\left(\frac{0,39}{2}\right)\left(\frac{0,75}{2}\right)^3} = 0,0875$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,0875 (0,082 \cdot 800)^{-2} = 2,03 \cdot 10^{-5}$$

c) La presión total de la mezcla se obtiene de:

$$P \cdot 2 = (0,06 + 0,75 + 0,39) 0,082 \cdot 800 \longrightarrow P = 38,38 \text{ atm}$$

Aplicando la Ley de Dalton de las presiones parciales, tendremos:

$$p_{N_2} = 38,38 \frac{0,39}{1,2} = 12,47 \text{ atm}; \quad p_{H_2} = 38,38 \frac{0,75}{1,2} = 23,99 \text{ atm}$$

$$p_{NH_3} = 38,38 - (12,47 + 23,99) = 1,92 \text{ atm}$$

5. (**Asturias, Jun. 2016**) 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), $Pb(NO_3)_2$, sólido. Suponga que los volúmenes son aditivos y que el volumen del $Pb(NO_3)_2$ sólido puede despreciarse. Datos. $K_{ps}(PbSO_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}$.

Solución: La concentración de ion sulfato será:

$$[SO_4^{2-}] = \frac{0,1 \cdot 0,01}{0,2} = 5 \cdot 10^{-3} M$$

Mientras que la concentración del ion plomo (II) tendrá el valor:

$$[Pb^{2+}] = \frac{m/Pm}{V} = \frac{0,01/331,2}{0,2} = 1,51 \cdot 10^{-4}$$

El producto de ambas concentraciones será: $[Pb^{2+}][SO_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 1,51 \cdot 10^{-4} = 7,55 \cdot 10^{-7}$

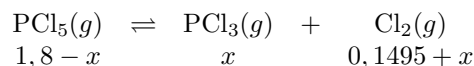
Al ser este producto de concentraciones superior a la constante del producto de solubilidad, **se producirá precipitado** de sulfato de plomo (II).

6. (**Asturias, Jul. 2016**) En un recipiente de 5 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 10,6 g de $Cl_2(g)$ y 375,0 g de $PCl_5(g)$. El conjunto se calienta a 200 °C, estableciéndose el equilibrio químico representado por la ecuación: $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$. a) Si en el equilibrio hay 30,0 g de $PCl_3(g)$, calcule las presiones parciales de $PCl_5(g)$, $PCl_3(g)$ y $Cl_2(g)$ en el equilibrio a 200 °C. b) Calcule los valores de K_p y K_c para el equilibrio a 200 °C. Datos. $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Solución: El número de moles iniciales de cloro y pentacloruro de fósforo es, respectivamente:

$$n_{PCl_5} = \frac{375}{208,25} = 1,8 \quad n_{Cl_2} = \frac{10,6}{70,9} = 0,1495$$

En el equilibrio, podemos poner:



a) El número de moles de PCl_3 en el equilibrio es:

$$n_{PCl_3} = \frac{30}{137,35} = 0,218 = x$$

El número total de moles en el equilibrio será: $n = 1,8 - 0,218 + 0,218 + 0,1495 + 0,218 = 2,1675$, mientras que la presión total se obtiene aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 5 = 2,1675 \cdot 0,082 \cdot 473 \quad P = 16,81 \text{ atm}$$

las presiones parciales serán:

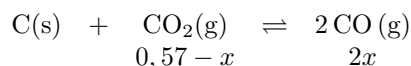
$$p_{PCl_5} = 16,81 \frac{1,582}{2,1675} = 12,27 \text{ atm}; \quad p_{PCl_3} = 16,81 \frac{0,218}{2,1675} = 1,62 \text{ atm}; \quad p_{Cl_2} = 16,81 \frac{0,3675}{2,1675} = 2,85 \text{ atm}$$

b) Los valores de K_p y K_c son, respectivamente:

$$K_p = \frac{2,85 \cdot 1,62}{12,27} = 0,376 \quad K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 0,376(0,082 \cdot 473)^{-1} = 9,69 \cdot 10^{-3}$$

7. (**Asturias, Jul. 2016**) 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 3 L, 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. a) 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. b) Calcule el valor de la constante K_p para la reacción en equilibrio a 1000 K. Dato: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Solución: a) El número de moles de CO_2 que se introducen en el recipiente es: $n = 25/44 = ,57$ En el equilibrio, podemos poner:



Sabiendo que K_c es:

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{3}\right)^2}{\frac{0,57-x}{3}} = 1,9$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado, se obtiene: $x = 0,436$ moles. La masa de CO_2 será entonces:

$$m_{CO_2} = 2 \cdot 0,436 \cdot 28 = 24,42 \text{ g}$$

Se consumen x moles de C, que equivalen a una masa: $m_C = 0,436 \cdot 12 = 5,23 \text{ g}$

b) La constante K_p se puede hallar de la siguiente forma:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 1,9 \cdot 0,082 \cdot 1000 = 155,8$$

8. (**Canarias, Jun. 2016**) En el siguiente equilibrio: $2 NO_2(g) \rightleftharpoons 2 NO(g) + O_2(g)$, responde razonando, cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas: a) Un aumento de la presión en el sistema favorece la formación del NO. b) Un aumento de la concentración de O_2 desplaza el equilibrio hacia la izquierda. c) $K_p = K_c$. d) La adición de un catalizador produce un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha.

Solución: a) Falso: un aumento de presión (y la consiguiente disminución del volumen) desplazará el equilibrio hacia donde haya menor número de moles gaseosos, como podemos ver a partir de la constante K_c :

$$K_c = \frac{\left(\frac{n_{NO}}{V}\right)^2 \frac{n_{O_2}}{V}}{\left(\frac{n_{NO_2}}{V}\right)^2} = \frac{n_{NO}^2 \cdot n_{O_2}}{(n_{NO_2})^2 V}$$

Una disminución del volumen provocará un desplazamiento hacia la formación de NO_2 para que el valor de K_c se mantenga.

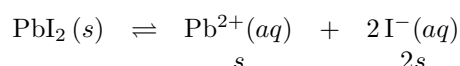
b) Verdadero: al aumentar la concentración de uno de los productos, el equilibrio se desplaza hacia la formación de reactivos.

c) Falso: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$. Al ser $\Delta n = 1$, $K_p \neq K_c$.

d) Falso: El catalizador no influye sobre el equilibrio, sino sobre la velocidad, tanto de la reacción directa como inversa.

9. (Canarias, Jun. 2016) a) Escribe el equilibrio de solubilidad del yoduro de plomo (II) (PbI_2). b) Calcula la solubilidad en agua del yoduro de plomo (II) en moles/L. c) Explica, justificando la respuesta, hacia dónde se desplaza el equilibrio de precipitación si añadimos a una disolución saturada de PbI_2 volúmenes de otra disolución de PbSO_4 . ¿Se disolverá más o menos el yoduro de plomo (II)? Datos: $K_{ps}(\text{PbI}_2) = 1,4 \cdot 10^{-8}$

Solución: El equilibrio es el siguiente:



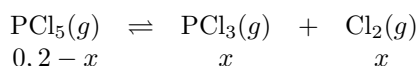
b) La constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = 1,4 \cdot 10^{-8} = s(2s)^2 = 4s^3 \quad \text{de donde:} \quad s = \sqrt[3]{\frac{1,4 \cdot 10^{-8}}{4}} = 1,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Si añadimos Pb^{2+} , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (precipita más yoduro de plomo). Por tanto, se disolverá menos PbI_2

10. (Canarias, Jul. 2016) En un matraz de 5 litros se introducen 0,2 moles de PCl_5 (g), se calienta hasta 300°C y se establece el siguiente equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ La presión en el interior del matraz cuando se alcanza el equilibrio es de 3,5 atm. Calcula: a) Las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio b) El grado de disociación Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$

Solución: a) En el equilibrio, tendremos lo siguiente:



El número total de moles en el equilibrio será: $n = 0,2 - x + x + x = 0,2 + x$. Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$3,5 \cdot 5 = (0,2 + x)0,082 \cdot 673$$

Despejando, obtenemos $x = 0,0117$ moles. Las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio serán las siguientes:

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = \frac{0,117}{5} = 2,34 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{PCl}_5] = \frac{0,2 - 0,117}{5} = 1,66 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

b) Puesto que:

$$C\alpha = \frac{x}{5} \quad \text{tendremos que:} \quad \alpha = 0,0234 = 2,34\%$$

11. (Cantabria, Jun. 2016) El producto de solubilidad del AgCl es $1,7 \cdot 10^{-10}$. a) Calcula los gramos de cloruro de plata que como mínimo es necesario adicionar a 100 mL de agua para obtener una disolución saturada de dicha sal. b) Razona si la adición de una sal soluble de plata a la disolución saturada anterior variará la solubilidad de AgCl .

Solución: a) El producto de solubilidad puede expresarse así:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2$$

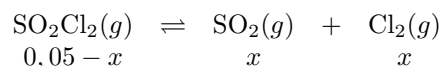
Siendo s la solubilidad, expresada en moles /L. Utilizando el valor de K_{ps} del enunciado, tendremos que $s = 1,30 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Para hallar la masa de AgCl, podemos poner:

$$1,30 \cdot 10^{-5} = \frac{m/143,3}{0,1} \quad \text{De donde se obtiene : } m = 1,87 \cdot 10^{-4} \text{ g}$$

b) La adición de una sal soluble de plata produce el desplazamiento del equilibrio hacia la formación de cloruro de plata, por lo que disminuye la solubilidad.

12. (Cantabria, Jun. 2016) Para la reacción en equilibrio $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, la constante $K_p = 2,4$; a 375 K. A esta temperatura, se introducen 0,05 moles de SO_2Cl_2 en un recipiente cerrado de 1 L de capacidad. En el equilibrio, calcula: a) Las presiones parciales de cada uno de los gases presentes. b) El grado de disociación del SO_2Cl_2 a esa temperatura. DATO: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Solución: a) En el equilibrio, tendremos:



Calculamos la constante de equilibrio K_c :

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{2,4}{(0,082 \cdot 375)} = 0,078$$

$$K_c = 0,078 = \frac{x^2}{0,05 - x}$$

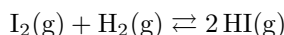
Resolviendo la ecuación de 2º grado, obtenemos: $x = 0,035$. Las presiones parciales serán, por tanto:

$$p_{\text{SOCl}_2} = \frac{0,05 - 0,035}{1} \cdot 0,082 \cdot 375 = 0,46 \text{ atm} \quad p_{\text{SO}_2} = p_{\text{Cl}_2} = \frac{0,035}{1} \cdot 0,082 \cdot 375 = 1,08 \text{ atm}$$

b) El grado de disociación se calcula así:

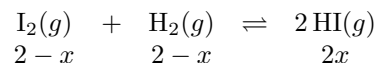
$$x = 0,035 = C\alpha = \frac{0,05}{1}\alpha \quad \text{Por lo que : } \alpha = 0,7 (70 \%)$$

13. (Castilla La Mancha, Jun. 2016) En un recipiente de 3 litros se introducen 2 moles de yodo gaseoso y 2 moles de hidrógeno gaseoso y se calienta a 500º C hasta alcanzar el siguiente equilibrio:



En el equilibrio, la fracción molar del yoduro de hidrógeno es 0,6. Calcula: a) las concentraciones de todos los compuestos en equilibrio; b) los valores de K_c y K_p ; c) la presión total en el recipiente cuando se alcanza el equilibrio. (Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$)

Solución: Una vez alcanzado el equilibrio, tendremos:



El número total de moles en el equilibrio es: $n = 2 - x + 2 - x + 2x = 4$. teniendo en cuenta que la fracción molar del HI es 0,6, podremos poner:

$$\chi_{\text{HI}} = 0,6 = \frac{2x}{4} \quad \text{De donde obtenemos : } x = 1,2 \text{ moles}$$

Las concentraciones en el equilibrio serán las siguientes:

$$[\text{I}_2] = [\text{H}_2] = \frac{2 - 1,2}{3} = 0,27 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{HI}] = \frac{2 \cdot 1,2}{3} = 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Las constantes de equilibrio serán:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2][\text{H}_2]} = \frac{0,8^2}{0,27^2} = 8,78 \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 8,78(0,082 \cdot 273)^0 = 8,78$$

14. **(Castilla y León, Jun. 2016)** La constante del producto de solubilidad del AgBr es $7,7 \cdot 10^{-13}$ a 25°C . Calcule la solubilidad del AgBr, en g/L: a) En agua pura. b) En una disolución de bromuro sódico 10^{-3} M. c) Compare los valores obtenidos y justifique la diferencia encontrada.

Solución: a) La solubilidad en agua pura es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = s^2 = 7,7 \cdot 10^{-13} \longrightarrow s = \sqrt{7,7 \cdot 10^{-13}} = 1,646 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Expresada en g/L:

$$s = 1,646 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 187,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,031 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

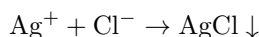
b) En una disolución de NaBr 10^{-3} M:

$$7,7 \cdot 10^{-13} = s \cdot 10^{-3} \longrightarrow s = 7,7 \cdot 10^{-10} \text{ Que equivale a : } 1,44 \cdot 10^{-7} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) La solubilidad es menor en el 2º caso debido al efecto del ion común, propiciado por la disolución de NaBr.

15. **(Castilla y León, Sept. 2016)** A 1 L de disolución de nitrato de plata (AgNO_3) de concentración $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ se le añade, gota a gota, una disolución 0,001 M de cloruro de sodio. Cuando se han añadido $1,8 \text{ cm}^3$ de esta disolución, comienza a precipitar un compuesto. Considere que los volúmenes son aditivos. a) Escriba la reacción que tiene lugar y especifique el compuesto que ha precipitado. b) Calcule la constante del producto de solubilidad del compuesto que ha precipitado.

Solución: a) La reacción es la siguiente:



Se ha producido un precipitado de cloruro de plata.

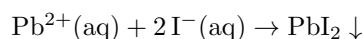
Las concentraciones de ambos iones cuando comienza a precipitar el Ag Cl son:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{10^{-4}}{1,0018} = 9,98 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{y} \quad [\text{Cl}^-] = \frac{1,8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,001}{1,0018} = 1,797 \cdot 10^{-6}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 9,98 \cdot 10^{-5} \cdot 1,797 \cdot 10^{-6} = 1,79 \cdot 10^{-10}$$

16. **(Cataluña, Jun. 2016)** El ioduro de plomo (II) (PbI_2) es una sal de color amarillo, muy insoluble en agua fría, que se puede obtener mezclando disoluciones acuosas de nitrato de plomo(II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) y de ioduro de potasio (KI). a) Escriba la reacción de precipitación del ioduro de plomo(II) y explica razonadamente, haciendo los cálculos necesarios, si precipitará ioduro de plomo(II) cuando mezclamos 0,25 L de disolución acuosa 0,15 M de ioduro de potasio con 0,25 L de disolución acuosa de nitrato de plomo(II) 0,15 M, a 25°C . Supón que los volúmenes son aditivos. Dato: Constante del producto de solubilidad del PbI_2 a 25°C : $K_{ps} = 7,9 \cdot 10^{-9}$.

Solución: La reacción de precipitación del ioduro de plomo será la siguiente:



Al mezclar 0,25 L de disolución 0,15 M de KI con 0,25 L de disolución 0,15 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ las nuevas concentraciones de los iones I^- y Pb^{2+} serán la mitad de las iniciales, pues el volumen total será el doble. Así pues, $[\text{I}^-] = [\text{Pb}^{2+}] = 0,075 \text{ M}$.

Puesto que:

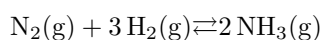
$$K_{ps} = [\text{P}^{2+}][\text{I}^-]^2 = 7,9 \cdot 10^{-9}$$

Tendremos que, para las disoluciones citadas en el enunciado :

$$[\text{P}^{2+}][\text{I}^-]^2 = 0,075 \cdot 0,075^2 = 4,22 \cdot 10^{-4} > K_{ps}$$

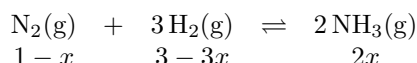
Al ser el producto $[\text{P}^{2+}][\text{I}^-]^2$ mayor que K_{ps} , precipitará el PbI_2

17. (Cataluña, Jun. 2016) La síntesis del amoníaco se produce por reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno, según la ecuación química siguiente:



Introducimos 1,0 mol de nitrógeno y 3,0 moles de hidrógeno en un reactor cerrado de 1,3 L. Cuando calentamos la mezcla gaseosa a 528 K, observamos que la presión en el equilibrio es de 80,0 atm. Calcula, a 528 K: a) El porcentaje de nitrógeno que ha reaccionado una vez se ha alcanzado el equilibrio. b) La constante de equilibrio K_c . Dato: Constante universal de los gases ideales: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Solución: a) En el equilibrio tendremos:



El número total de moles en el equilibrio será: $n = 1 - x + 3 - 3x + 2x = 4 - 2x$. Si aplicamos la ecuación de los gases:

$$80 \cdot 1,3 = (4 - 2x)0,082 \cdot 528$$

Obteniéndose: $x = 0,8 \text{ moles}$.

El porcentaje de nitrógeno que ha reaccionado será: $\% = (0,8/1) \cdot 100 = 80$.

b) La constante K_c tendrá el valor:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{(1,6/1,3)^2}{(0,2/1,3)(0,6/1,3)^3} = 100$$

18. (Cataluña, Sept. 2016) El metanol es el alcohol de cadena más corta que puede formularse. En la industria química, la síntesis del metanol se produce por hidrogenación del monóxido de carbono, según la siguiente reacción en fase gaseosa: $\text{CO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$ A 673 K, los gases de la reacción se encuentran en equilibrio y tienen las siguientes presiones parciales: 0,27 atm para el monóxido de carbono y 0,20 atm para el metanol. Se sabe que la presión total es de 1,00 atm. a) Calcule la constante de equilibrio en presiones (K_p) y la constante de equilibrio en concentraciones (K_c) a 673 K. b) Se desea aumentar la producción de metanol. ¿Se conseguirá tal cosa añadiendo un catalizador a la mezcla gaseosa en equilibrio? ¿Y si se incrementa la presión total? Justifique sus respuestas.

Solución: a) Conociendo la presión del CO (0,27 atm), del CH_3OH (0,20 atm) y la presión total (1,00 atm), tendremos que la presión del hidrógeno será: $p_{\text{H}_2} = 1 - (0,20 + 0,27) = 0,53 \text{ atm}$. la constante K_p tendrá el valor:

$$K_p = \frac{p_{\text{CH}_3\text{OH}}}{p_{\text{CO}} p_{\text{H}_2}^2} = \frac{0,20}{0,27 \cdot 0,53^2} = 2,637$$

La constante K_c será:

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 2,637(0,082 \cdot 673)^2 = 8,03 \cdot 10^4$$

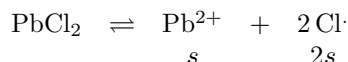
b) El catalizador no aumenta la cantidad de producto, sino la velocidad de la reacción (directa e inversa). Un aumento de la presión, y la consiguiente disminución del volumen afectará al equilibrio, pues:

$$K_c = \frac{\frac{n_{CH_3OH}}{V}}{\frac{n_{CO}}{V} \left(\frac{n_{H_2}}{V}\right)^2} = \frac{n_{CH_3OH} V^2}{n_{CO} n_{H_2}^2}$$

Con lo que, al aumentar la presión, para que K_c mantenga su valor, es necesario que aumente la concentración de metanol, por lo que un aumento de presión favorecerá el aumento en la producción de este compuesto.

19. **(Cataluña, Sept. 2016)** Un consumo demasiado elevado de plomo puede provocar una enfermedad denominada saturnismo, que genera anemia en quien la padece porque el plomo en la sangre bloquea la síntesis de la hemoglobina. En las aguas potables, la concentración máxima permitida del ion Pb^{2+} es $0,05 \text{ mg L}^{-1}$. a) Escriba el equilibrio de solubilidad del cloruro de plomo (II) y calcule la solubilidad de este compuesto en agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, expresada en g L^{-1} . b) ¿A partir de qué pH precipitará, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, el hidróxido de plomo (II) en un agua potable que tenga la concentración máxima permitida del ion Pb^{2+} Datos: Masas atómicas relativas: $Pb = 207,2$; $Cl = 35,5$. Constante de autoionización del agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$: $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$. Constantes del producto de solubilidad a $25 \text{ }^\circ\text{C}$: $K_{ps}(PbCl_2) = 1,6 \cdot 10^{-5}$; $K_{ps}(Pb(OH)_2) = 1,2 \cdot 10^{-15}$.

Solución: a) El equilibrio será el siguiente:



La solubilidad se obtiene de K_{ps} :

$$K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-5} = s(2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = 0,016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Que, expresada en g/L será:

$$s = 0,016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}(207,2 + 2 \cdot 35,5) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4,45 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Cuando la concentración de Pb^{2+} sea $0,05 \cdot 10^3 / (207,2) = 2,41 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, tendremos que:

$$1,2 \cdot 10^{-15} = 2,41 \cdot 10^{-7} [OH^-]^2 \rightarrow [OH^-] = 7,06 \cdot 10^{-5}$$

Con lo que el pH será:

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log 7,06 \cdot 10^{-5} = 9,85$$

20. **(Extremadura, Jun. 2016)** A 20°C , el pH de una disolución saturada de $AgOH$ es 10,1. a) Calcular la solubilidad, expresada en g/L, a esta temperatura. b) Calcular el producto de solubilidad de este compuesto a 20°C .

Solución: a) Si el pH de la disolución es 10,1, la concentración de ion OH^- será: $[OH^-] = 10^{-3,9} = 1,26 \cdot 10^{-4}$. Este valor corresponderá a la solubilidad del $AgOH$, expresada en mol/L. Para expresarla en g/L, tendremos:

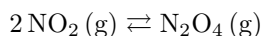
$$s = 1,26 \cdot 10^{-4} = \frac{m/126,7}{1}$$

Obteniéndose $m = 0,016 \text{ g}$.

b) El producto de solubilidad será:

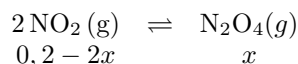
$$K_{ps} = [Ag^+][OH^-] = (1,26 \cdot 10^{-4})^2 = 1,59 \cdot 10^{-8}$$

21. (Extremadura, Jun. 2016) Sea el equilibrio siguiente:



Si a 25°C se introducen 9,2 g de dióxido de nitrógeno en un recipiente de 36 L y se deja alcanzar el equilibrio, la presión final en el recipiente es de 0,1 atm. Calcular: a) Las fracciones molares de la mezcla en el equilibrio. b) Las constantes K_c y K_p . Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución: a) El número de moles de dióxido de nitrógeno será: $n = 9,2/46 = 0,2$. En el equilibrio tendremos:



El número total de moles en el equilibrio será: $n = 0,2 - 2x + x = 0,2 - x$. Si aplicamos la ecuación de los gases:

$$0,1 \cdot 36 = (0,2 - x)0,082 \cdot 298$$

Obteniéndose: $x = 0,053$. Las fracciones molares de cada una de las especies son, respectivamente:

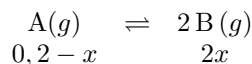
$$\chi_{\text{NO}_2} = \frac{0,2 - 2 \cdot 0,053}{0,2 - 0,053} = 0,64 \quad \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{0,053}{0,2 - 0,053} = 0,36$$

b) Las constantes serán:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{0,053/36}{[(0,2 - 2 \cdot 0,053)/36]^2} = 215,9 \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 215,9(0,082 \cdot 298)^{-1} = 8,83$$

22. (Extremadura, Jul. 2016) En un recipiente de 500 mL se introducen 0,2 moles del gas A. Se aumenta la temperatura hasta los 100°C y se alcanza el siguiente equilibrio: $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{B}(\text{g})$. Cuando la presión llega a 15 atm, calcular: a) K_c y K_p a 100°C . b) Grado de disociación de A. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Solución: a) En el equilibrio:



a) Aplicando la ecuación de los gases:

$$15 \cdot 0,5 = (0,2 - x + 2x)0,082 \cdot 373 \quad x = 0,045 \text{ moles}$$

Los valores respectivos de valor de K_c y K_p serán:

$$K_c = \frac{\left(\frac{2 \cdot 0,045}{0,5}\right)^2}{\left(\frac{0,2 - 0,045}{0,5}\right)} = 0,105 \quad K_p = K_c RT = 0,105 \cdot 0,082 \cdot 373 = 3,197$$

b) El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{0,2} = \frac{0,045}{0,2} = 0,225$$

23. (Extremadura, Jul. 2016) a) Razonar si se formará precipitado de AgCl al mezclar 50 mL de KCl $2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ con 50 mL de AgNO_3 $3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. b) Determinar la solubilidad del AgCl , expresada en g/L. Dato: $K_{ps}(\text{AgCl}) = 10^{10}$

Solución: a) Los números de moles de KCl y AgNO_3 serán, respectivamente:

$$n_{\text{KCl}} = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 10^{-4} \quad n_{\text{AgNO}_3} = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 3 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-4}$$

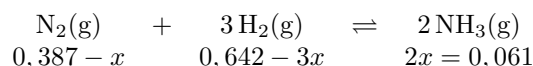
El producto de las concentraciones de los iones plata y cloruro será: $[Ag^+][Cl^-] = 10^{-4} \cdot 1,5 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-8}$. Al ser este valor superior a K_{ps} , se producirá precipitado de AgCl.

b) la solubilidad del AgCl es:

$$s = \sqrt{K_{ps}} = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow 143,5 \cdot 10^{-5} = 1,435 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

24. **(Galicia, Jun. 2016)** En un matraz de un litro de capacidad se introducen 0,387 moles de nitrógeno y 0,642 moles de hidrógeno, se calienta a 800 K y se establece el equilibrio: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ encontrándose que se formaron 0,061 moles de amoníaco. Calcule: a) La composición de la mezcla gaseosa en equilibrio. b). K_c y K_p a dicha temperatura.

Solución: a) partiendo del equilibrio:



De lo anterior se deduce que $x = 0,0305$ y, por tanto, en el equilibrio:

$$[N_2] = \frac{0,387 - 0,0305}{1} = 0,356 \text{ M} \quad [H_2] = \frac{0,642 - 3 \cdot 0,0305}{1} = 0,551 \text{ M} \quad [NH_3] = \frac{0,061}{1} = 0,061 \text{ M}$$

b)

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{0,061^2}{0,356 \cdot 0,551^3} = 0,062 \quad K_p = K_c(RT)^{-2} = \frac{0,062}{(0,082 \cdot 800)^2} = 1,44 \cdot 10^{-5}$$

25. **(Galicia, Jun 2016)** Se dispone de una disolución que contiene una concentración de Cd^{2+} de 1,1 mg/L. Se quiere eliminar parte del Cd^{2+} precipitándolo con un hidróxido, en forma de $Cd(OH)_2$. Calcule: a) El pH necesario para iniciar la precipitación. b). La concentración de Cd^{2+} , en mg/L, cuando el pH es igual a 12. Dato: $K_{ps}(Cd(OH)_2) = 1,2 \cdot 10^{-14}$. **Solución:** a) Teniendo en cuenta

que la concentración de Cd^{2+} es: $[Cd^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-3} / 112,4 = 9,78 \cdot 10^{-6}$ M, la constante del producto de solubilidad será:

$$1,2 \cdot 10^{-14} = [Cd^{2+}][OH^-]^2 = 9,78 \cdot 10^{-6} [OH^-]^2$$

Con lo cual:

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{1,2 \cdot 10^{-14}}{9,78 \cdot 10^{-6}}} = 3,50 \cdot 10^{-5}$$

El pH será:

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log 3,50 \cdot 10^{-5} = 9,54$$

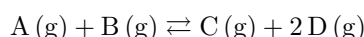
b) Cuando el pH sea igual a 12, tendremos que $[OH^-] = 10^{-2}$, por lo que:

$$1,2 \cdot 10^{-14} = [Cd^{2+}][OH^-]^2 = [Cd^{2+}](10^{-2})^2 \quad \text{y} \quad [OH^-] = 10^{-10} \text{ M}$$

Que equivale a:

$$10^{-10} \cdot 112,4 \cdot 10^3 = 1,124 \cdot 10^{-5} \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

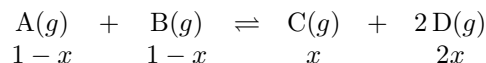
26. **(La Rioja, Jun. 2016)** Un recipiente cerrado de 2 L de capacidad que contiene 1 mol de una gas A y 1 mol de otro gas B, se calienta a 65°C hasta que se alcanza el siguiente equilibrio:



Una vez alcanzado el equilibrio a esa temperatura, la mezcla de gases contiene 0,75 moles de C. a) Calcule las concentraciones de cada una de las especies presentes en el equilibrio. b) Determine el valor de la constante de equilibrio K_c a esa temperatura. c) Explique razonadamente en qué sentido se desplazará el equilibrio si se añade más cantidad de B. d) Explique razonadamente en qué sentido

se desplazará el equilibrio si se reduce el volumen del recipiente. e) Explique razonadamente en qué sentido se desplazará el equilibrio si se aumenta la presión de D.

Solución: a) Una vez alcanzado el equilibrio, tendremos:



Teniendo en cuenta que el número de moles de C será 0,75, tendremos: $x = 0,75$; siendo las concentraciones:

$$[A] = [B] = \frac{1-0,75}{2} = 0,125 \text{ M} \quad [C] = \frac{0,75}{2} = 0,375 \text{ M} \quad [D] = \frac{0,75 \cdot 2}{2} = 0,75 \text{ M}$$

b) La constante K_c tendrá el valor:

$$K_c = \frac{[C][D]^2}{[A][B]} = \frac{(0,75/2)(1,5/2)^2}{(1-0,75)/2(1-0,75)/2} = 3,375$$

c) Al aumentar la cantidad de uno de los reactivos, el equilibrio se desplaza hacia la **formación de productos**, al mantenerse constante el valor de K_c

d) Como puede deducirse de la constante K_c :

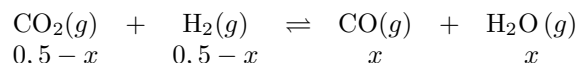
$$K_c = \frac{\frac{n_C}{V} \left(\frac{n_D}{V}\right)^2}{\frac{n_A}{V} \frac{n_B}{V}} = \frac{n_C \cdot n_D^2}{n_A \cdot n_B \cdot V}$$

Una disminución de V desplaza el equilibrio hacia la izquierda (formación de reactivos).

e) Un aumento en la presión de D significa un aumento en la concentración de uno de los productos de la reacción, por lo que el equilibrio se desplazará hacia la izquierda (formación de reactivos)

27. (**La Rioja, Jun. 2016**) Para el equilibrio: $\text{CO}_2(g) + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$, la constante de equilibrio K_p a 690 K tiene un valor de 0,1. Si en un recipiente de 5 L de capacidad se introducen 0,5 moles de dióxido de carbono y 0,5 moles de hidrógeno y se calienta a 690 K hasta que se alcanza el equilibrio: a) calcule las presiones parciales de cada uno de los gases en el equilibrio. b) Calcule la presión total de la mezcla de gases en el equilibrio, expresada en mm de Hg.

Solución: a) En el equilibrio podemos escribir:



El número total de moles en el equilibrio será: $n = 0,5 - x + 0,5 - x + x + x = 1$. Aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 5 = 1 \cdot 0,082 \cdot 690 \quad \text{de donde se obtiene:} \quad P = 11,33 \text{ atm}$$

Siendo las fracciones molares:

$$\chi_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{H}_2} = \frac{0,5-x}{1} \quad \chi_{\text{CO}} = \chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{x}{1}$$

Tomando la constante de equilibrio, K_p :

$$0,1 = \frac{(11,33x)^2}{[11,33(0,5-x)]^2} = \frac{x^2}{(0,5-x)^2}$$

Resolviendo la ecuación, obtenemos $x = 0,12$ moles, con lo que las presiones parciales en el equilibrio serán:

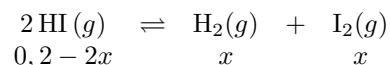
$$p_{CO_2} = p_{H_2} = 11,33(0,5 - 0,12) = 4,30 \text{ atm} \quad p_{CO} = p_{H_2O} = 11,33 \cdot 0,12 = 1,36 \text{ atm}$$

b) La presión total, expresada en mm de Hg será:

$$P = 11,33 \cdot 760 = 8610,8 \text{ mm Hg}$$

28. (Madrid, Jun. 2016) En un reactor de 5 L se introducen 0,2 mol de HI y se calientan hasta 720 K, estableciéndose el equilibrio: $2 \text{ HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$, con $K_c = 0,02$. La reacción directa es exotérmica. a) Calcule las concentraciones de todos los gases en el equilibrio. b) Calcule las presiones parciales de todos los gases en el equilibrio y el valor de K_p a 720 K. c) ¿Cómo se modificaría el equilibrio al disminuir la temperatura? ¿Y si se duplicara el volumen del reactor? Dato. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución: a) En el equilibrio:



Tomando la constante de equilibrio K_c :

$$0,02 = \frac{(x/5)^2}{[(0,2 - 2x)/5]^2}$$

Lo que nos da un valor de $x = 0,0227$. Las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{0,0227}{5} = 4,54 \cdot 10^{-4} \text{ M} = \quad [\text{HI}] = \frac{0,2 - 2 \cdot 0,0227}{5} = 0,030 \text{ M}$$

b) Las presiones parciales serán las siguientes:

$$p_{H_2} = p_{I_2} = \frac{0,0227}{5} 0,082 \cdot 720 = 0,27 \text{ atm} \quad p_{HI} = \frac{0,2 - 0,0227}{5} 0,082 \cdot 720 = 1,82 \text{ atm}$$

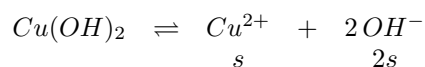
La constante K_p tendrá el valor:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,02(0,082 \cdot 720)^0 = 0,02$$

c) Al ser exotérmica la reacción, una disminución de temperatura tiende a desplazar el equilibrio hacia donde la reacción sea exotérmica, esto es, hacia la derecha (formación de iodo e hidrógeno). Un aumento de volumen no afecta al equilibrio por ser la constante K_c independiente del volumen.

29. (Madrid, Sept.. 2016) La solubilidad del hidróxido de cobre(II) en agua es $9,75 \times 10^{-6} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. a) Escriba el equilibrio de solubilidad del hidróxido de cobre (II) en agua. b) Calcule su solubilidad molar. c) Calcule el producto de solubilidad del hidróxido de cobre (II). d) Justifique cómo varía la solubilidad del hidróxido de cobre (II) si se añade una disolución de hidróxido de sodio. Datos. Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Cu = 63,5.

Solución: a) El equilibrio es el siguiente:



b) La solubilidad molar será:

$$s = \frac{9,75 \cdot 10^{-6}}{63,5 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

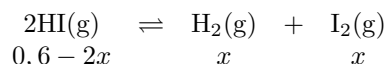
c) El producto de solubilidad será:

$$K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (10^{-7})^3 = 4 \cdot 10^{-21}$$

d) La solubilidad disminuirá debido al efecto de ion común (OH^-).

30. (Madrid, Sept.. 2016) El yoduro de hidrógeno se descompone de acuerdo con la ecuación: $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$, siendo $K_c = 0,0156$ a 400°C . Se introducen $0,6$ mol de HI en un matraz de 1 L de volumen y se calientan hasta 400°C , dejando que el sistema alcance el equilibrio. Calcule: a) La concentración de cada especie en el equilibrio. b) El valor de K_p . c) La presión total en el equilibrio. Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Solución: a) El equilibrio puede ser representado por:



Aplicando K_c :

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{x^2}{(0,6 - 2x)^2} = 0,0156$$

Resolviendo la ecuación de 2° grado resultante, se obtiene: $x = 0,082$ moles. Las concentraciones en el equilibrio serán:

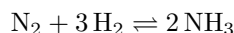
$$[\text{HI}] = \frac{0,6 - 2 \cdot 0,082}{1} = 0,436 \text{ M} \quad [\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{0,082}{1} = 0,082 \text{ M}$$

b) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,0156 (0,082 \cdot 673)^0 = 0,0156$

c) Aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 1 = (0,436 + 0,082 + 0,082) 0,082 \cdot 673 \quad \text{De donde obtenemos: } P = 33,11 \text{ atm}$$

31. (Navarra, Jun. 2016) a) Razone si es veraz la expresión: «Una reacción química se para cuando se alcanza el equilibrio». b) Sabiendo que K_c a 400°C de la reacción siguiente:



vale $0,5 \text{ L}^2\cdot\text{mol}^{-2}$, calcule K_p en las mismas condiciones. Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solución: a) La afirmación es incorrecta, ya que en el equilibrio se igualan las velocidades de las reacciones directa e inversa, por lo que ninguna de ellas deja de producirse.

b) La constante K_p tendrá el valor:

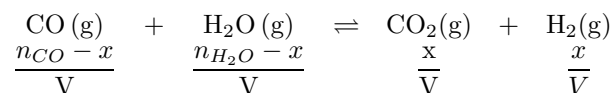
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,5 (0,082 \cdot 673)^{-2} = 1,64 \cdot 10^{-4}$$

32. (Navarra, Sept. 2016) Muchos procesos industriales de fabricación de metales, y también cuando se produce una combustión incompleta de sustancias que contengan carbono, se generan importantes cantidades de monóxido de carbono, que es altamente tóxico. Una forma de eliminar este contaminante es emplearlo en la obtención de hidrógeno, útil a su vez como combustible o agente reductor, según la reacción:



a) Calcule la cantidad de hidrógeno que se producirá a 1000 K cuando se traten 200 kg de CO con la misma cantidad de agua. b) Discuta cómo influirá la temperatura y el volumen del reactor en la cantidad de hidrógeno obtenida. Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ **Solución:** a) El equilibrio

anterior puede ser expresado así:



Siendo:

$$n_{\text{CO}} = \frac{2 \cdot 10^5}{28} = 7,143 \cdot 10^3 \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2 \cdot 10^5}{18} = 1,11 \cdot 10^4$$

Aplicando la constante de equilibrio:

$$K_c = 1,4 = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{x}{V}}{\frac{7,143 \cdot 10^3 - x}{V} \cdot \frac{1,11 \cdot 10^4 - x}{V}}$$

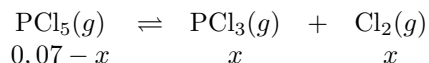
Resolviendo la ecuación de 2º grado resultante, obtenemos que $x = 5766,7$ mol H_2 .

b) Al tratarse de una reacción exotérmica, el rendimiento aumentará al disminuir la temperatura. El volumen del reactor, como puede verse en la expresión de la constante K_c no afecta al rendimiento.

33. (**País Vasco, Jun. 2016**) En un matraz de 2 L se introducen 0,07 moles de pentacloruro de fósforo y se calientan a 200º C. El pentacloruro de fósforo se convierte en vapor y se disocia parcialmente según:



Sabiendo que en el equilibrio la presión es de 1,854 atm, calcular: a) La concentración de las diferentes especies en el equilibrio. b) El valor de las constantes K_c y K_p a 200º C. c) Si se aumenta la presión, ¿en qué sentido se desplaza el equilibrio? ¿Cómo afectaría eso al grado de disociación del PCl_5 ? **Solución:** a) En el equilibrio, la reacción puede escribirse así:



El número total de moles será: $n = 0,07 - x + x + x = 0,07 + x$. Aplicando la ecuación de los gases:

$$1,584 \cdot 2 = (0,07 + x)0,082 \cdot 473$$

Obteniéndose $x = 0,012$ moles. La concentración de cada especie en el equilibrio será:

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = \frac{0,012}{2} = 0,006 \text{ M} \quad [\text{PCl}_5] = \frac{0,07 - 0,012}{2} = 0,058 \text{ M}$$

b) La constante K_c será:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,006^2}{0,058} = 6,21 \cdot 10^{-4}$$

Mientras que K_p tendrá el valor:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 6,21 \cdot 10^{-4} \cdot 0,082 \cdot 473 = 0,024$$

c) Un aumento de presión implica un desplazamiento del equilibrio hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, en nuestro caso, a la izquierda. Al producirse un aumento de la concentración de PCl_5 , disminuirá el grado de disociación de este compuesto.

34. (**País Vasco, Jul. 2016**) En una disolución saturada de sulfato de plata (Ag_2SO_4), la concentración de ion plata es $0,016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcula: a) la concentración de ion sulfato y el producto de solubilidad del sulfato de plata. b) ¿Cuántos litros de agua se necesitan para disolver 0,5 g de sulfato de plata?.

Solución: a) El producto de solubilidad puede expresarse como:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}]^2 = (2s)^2 s = 4s^3$$

Teniendo en cuenta que $[\text{Ag}^+] = 0,016 = 2s$, la concentración de ion sulfato será: $[\text{SO}_4^{2-}] = s = 0,008 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y el producto de solubilidad:

$$K_{ps} = 4s^3 = 4 \cdot 0,008^3 = 2,05 \cdot 10^{-6}$$

b) La solubilidad del sulfato de plata será:

$$0,008 = \frac{0,5 / (2 \cdot 107,9 + 32 + 4 \cdot 16)}{V}$$

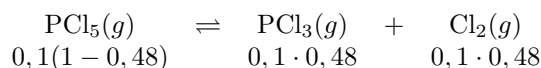
Obteniéndose un volumen $V = 0,2 \text{ L}$.

35. (País Vasco, Jul. 2016) Teniendo en cuenta el sistema:



En un matraz de 1 L se introducen 0,1 moles de PCl_5 y se calienta a 250°C . A dicha temperatura, el grado de disociación del pentacloruro de fósforo es 0,48. Calcular: a) El número total de moles y la presión en el interior del matraz. b) La fracción molar y la presión parcial de cada componente en el equilibrio. c) Las constantes K_c y K_p

Solución: a) El equilibrio puede ser representado por:



El número de moles coincide con la concentración al ser el volumen de 1 L.

a) El número total de moles será:

$$n = 0,1 - 0,048 + 0,1 \cdot 0,48 + 0,1 \cdot 0,48 = 0,148 \text{ moles}$$

La presión en el interior del matraz se obtiene aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 1 = 0,148 \cdot 0,082 \cdot 523 = 6,35 \text{ atm}$$

b) Las fracciones molares y las correspondientes presiones parciales son:

$$\chi_{\text{PCl}_5} = \frac{0,052}{0,148} = 0,351 \text{ atm} \quad p_{\text{PCl}_5} = 6,35 \cdot 0,351 = 2,23 \text{ atm}$$

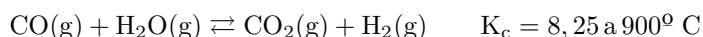
$$\chi_{\text{PCl}_3} = \chi_{\text{Cl}_2} = \frac{0,048}{0,148} = 0,324 \text{ atm} \quad p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = 6,35 \cdot 0,324 = 2,06 \text{ atm}$$

c) Las constantes serán:

$$K_p = \frac{2,06^2}{2,23} = 1,90$$

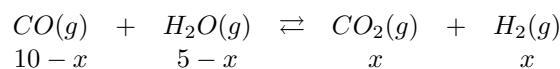
$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 1,90(0,082 \cdot 523)^{-1} = 0,044$$

36. (Comunidad Valenciana, Jun. 2016) En un recipiente de 25 L de volumen en el que se ha hecho previamente el vacío, se depositan 10 moles de CO y 5 moles de H_2O a la temperatura de 900°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Calcule, una vez se alcance el equilibrio: a) La concentración, expresada en mol/L de cada uno de los componentes. b) La presión total de la mezcla. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}$.

Solución: a) En el equilibrio, la reacción puede ser escrita de la forma:



Aplicando la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(x/25)^2}{(10-x)(5-x)/25^2}$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado, se obtiene $x = 4,54$ moles, con lo que la concentración de cada una de las especies en el equilibrio será:

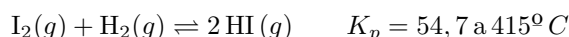
$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{4,54}{25} = 0,182 \text{ M} \quad [\text{CO}] = \frac{10 - 4,54}{25} = 0,281 \text{ M} \quad [\text{H}_2\text{O}] = \frac{5 - 4,54}{25} = 0,018 \text{ M}$$

b) Aplicando la ecuación de los gases:

$$P \cdot 25 = (10 - 4,54 + 5 - 4,54 + 4,54 + 4,54)0,082 \cdot 1173$$

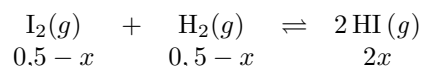
Obteniéndose $P = 57,71 \text{ atm}$

37. (Comunidad Valenciana, Jul. 2016) A 415°C el yodo reacciona con el hidrógeno según el siguiente equilibrio:



En un recipiente cerrado, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,5 moles de yodo y 0,5 moles de hidrógeno. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total en el interior del recipiente es de 1,5 atmósferas. Calcule: a) La presión parcial de cada uno de los gases presentes en el equilibrio a 415°C . b) El porcentaje en peso de yodo que ha reaccionado. Datos- Masa atómica relativa: I (126,9). $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$

Solución: a) En el equilibrio tendremos:



Las presiones parciales serán:

$$p_{\text{I}_2} = p_{\text{H}_2} = 1,5 \frac{0,5 - x}{1}; \quad p_{\text{HI}} = 1,5 \frac{2x}{1}$$

Teniendo en cuenta la constante K_p :

$$54,7 = \frac{(1,5 \cdot 2x)^2}{[1,5(0,5 - x)]^2}$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado, obtenemos $x = 0,393$ moles. Las presiones parciales serán, por tanto:

$$p_{\text{I}_2} = p_{\text{H}_2} = 1,5 \frac{0,5 - 0,393}{1} = 0,16 \text{ atm} \quad p_{\text{HI}} = 1,5 \frac{2 \cdot 0,393}{1} = 1,18 \text{ atm}$$

b) El porcentaje de yodo que ha reaccionado es:

$$\% = \frac{x}{0,5} 100 = \frac{0,393}{0,5} 100 = 78,6$$