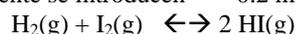


## EQUILIBRIO QUIMICO

- Se introduce en un matraz de 2 litros, una mezcla de 2 moles de  $\text{Cl}_2$  y 2 moles de  $\text{Br}_2$ . A cierta temperatura se produce la reacción:  $\text{Br}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{BrCl}(\text{g})$   
Cuando se establece el equilibrio se determina que se ha gastado el 9.8% del  $\text{Br}_2$ . Calcular la constante de equilibrio a esa temperatura.  
Sol.:  $K_c = K_p = 0.0472$
- El alcohol etílico y el ácido acético reaccionan según:  
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$   
Se mezcla un mol de alcohol y un mol de ácido acético y se alcanza el equilibrio cuando se han formado  $2/3$  moles de éster y  $2/3$  moles de agua. Calcular:
  - La constante de equilibrio.
  - Las concentraciones en el equilibrio cuando se mezclan 1 mol de ácido acético y 5 mol de etanol.
  - Las concentraciones en el equilibrio cuando se mezclan 1 mol de éster y 1 mol de agua
  - Las concentraciones cuando se mezclan 1 mol de éster, 10 moles de agua y 1 mol de alcohol.Sol: a)  $K_c = 4$ ;      b)  $[\text{AcEt}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0.945 \text{ M}$ ,  $[\text{AcH}] = 0.055 \text{ M}$ ,  $[\text{EtOH}] = 4.055 \text{ M}$ ;  
c)  $[\text{AcEt}] = [\text{H}_2\text{O}] = 2/3 \text{ M}$ ,  $[\text{AcH}] = [\text{EtOH}] = 1/3 \text{ M}$ ;  
d)  $[\text{AcEt}] = 0.404 \text{ M}$ ,  $[\text{H}_2\text{O}] = 9.404 \text{ M}$ ,  $[\text{AcH}] = 0.596 \text{ M}$ ,  $[\text{EtOH}] = 1.596 \text{ M}$ ;
- La  $K_c$  para la reacción  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$  es  $4.5 \text{ l/mol}$  a  $600^\circ\text{C}$ . En una vasija de un litro se coloca una cantidad A de  $\text{SO}_3$ . La temperatura es de  $600^\circ\text{C}$ . Se deja alcanzar el equilibrio y se observa que la cantidad de  $\text{O}_2$  contenida en la vasija es de un mol. ¿Cuál es la cantidad A introducida en la vasija?  
Sol.:  $6.243 \text{ moles}$
- A  $700 \text{ K}$  se tiene que  $K_p = 1.53$  para la reacción:  $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$   
Se calientan hasta  $700^\circ\text{C}$ ,  $25.4 \text{ g}$  de yodo y  $0.25 \text{ g}$  de hidrógeno en un matraz de 5 litros. ¿Cuáles son las concentraciones en el equilibrio expresadas en mol/l?  
Sol:  $[\text{HI}] = 1.28 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ ,  $[\text{H}_2] = 1.86 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ ,  $[\text{I}_2] = 1.36 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ .
- Sabiendo que la constante del equilibrio:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$  es igual a  $K_p = (72/11)^2$  a una  $T = 440^\circ\text{C}$ , calcular la composición del equilibrio cuando la mezcla inicial está formada por:
  - un mol de yodo y un mol de hidrógeno.
  - dos moles de yodo y un mol de hidrógeno.
  - por un mol de yodo, un mol de hidrógeno y dos moles de HI.Sol.: a)  $n_{\text{I}_2} = n_{\text{H}_2} = 0.234$ ,  $n_{\text{HI}} = 1.532$ ;      b)  $n_{\text{I}_2} = 1.074$ ,  $n_{\text{H}_2} = 0.074$ ,  $n_{\text{HI}} = 1.852$ ;  
c)  $n_{\text{I}_2} = n_{\text{H}_2} = 0.468$ ,  $n_{\text{HI}} = 3.064$ .
- A  $2000 \text{ K}$  la constante de formación del NO a partir de sus elementos según la ecuación:  
 $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$   
vale  $4 \cdot 10^{-4}$ . Si se determina que la presión del NO en el equilibrio es  $0.2 \text{ atm}$  y que la del  $\text{N}_2$  es igual a la del  $\text{O}_2$ , determinar las presiones en el equilibrio de los reaccionantes.  
Sol.:  $P_{\text{N}_2} = P_{\text{O}_2} = 10 \text{ atm}$ .

7. En un recipiente de 4 litros en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce cierta cantidad de hidrógeno de forma que la presión de este gas sea de 0.82 atm a 900 K. Seguidamente se introducen 0.2 moles de HI. El equilibrio que se establece es:



A 800 K la constante  $K_p$  para este equilibrio vale 37.2. Calcular a 800 K:

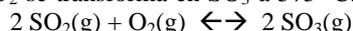
- La presión total en el equilibrio.
- El grado de disociación del HI.
- Las presiones parciales de los tres gases en el equilibrio.

Sol.:  $P_T = 4.01 \text{ atm}$ , 13.7 %,  $P_{\text{H}_2} = 0.95 \text{ atm}$ ,  $P_{\text{I}_2} = 0.23 \text{ atm}$ ,  $P_{\text{HI}} = 2.83 \text{ atm}$

8. A 1000 °C,  $K_p = 31.18$  para el equilibrio:  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$   
Tenemos un recipiente de 10 litros que contiene solamente  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$  en equilibrio. Si la presión total en el recipiente es de 5.5 atm y hay 3.9 g de  $\text{O}_2$  en el equilibrio. ¿Cuáles deben ser las presiones parciales del  $\text{SO}_2$  y  $\text{SO}_3$ ?

Sol.:  $P_{\text{SO}_3} = 3.65 \text{ atm}$ ,  $P_{\text{SO}_2} = 0.58 \text{ atm}$

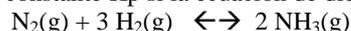
9. Una mezcla del 10 % en volumen de  $\text{SO}_2$  y 90 % de  $\text{O}_2$  se hace pasar a través de Pt en un aparato de contacto en el cual el 90 % de  $\text{SO}_2$  se transforma en  $\text{SO}_3$  a 575 °C. Calcúlese la constante de equilibrio de la reacción:



si se expresan las concentraciones en presiones parciales y la presión total es de 1 atm.

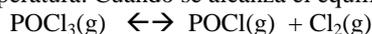
Sol.:  $K_p = 90.5$

10. Una mezcla de hidrógeno y nitrógeno, en la relación volumétrica y molar de 1 a 3, se calienta a 400 °C y se comprime a 50 atm. En la mezcla gaseosa en equilibrio existe un 15.11 % de  $\text{NH}_3$ . Calcular la constante  $K_p$  si la ecuación de dicho proceso es:



Sol.:  $K_p = 1.7 \cdot 10^{-4} \text{ atm}^{-2}$

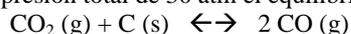
11. Una muestra que contiene 0.8 moles de  $\text{POCl}_3$  se introduce en recipiente de 0.5 litros a una determinada temperatura. Cuando se alcanza el equilibrio en la reacción de disociación:



se determina que se ha disociado el 32.4%. Calcular la constante de equilibrio.

Sol.:  $K_c = 0.25 \text{ mol/L}$

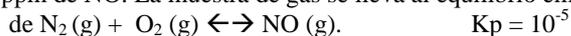
12. A 1000 °C y a la presión total de 30 atm el equilibrio correspondiente al proceso:



es tal que el 17 % en volumen de los gases están constituidos por  $\text{CO}_2$ . ¿Cuál sería el tanto por ciento de éste último si la presión fuera de 20 atm? ¿Están los resultados de acuerdo con el principio de Le Chatelier? Explícalo.

Sol: 13 %  $\text{CO}_2$ , 87%  $\text{CO}$ .

13. Una muestra de 1 L de aire a 1.5 atm y 900°C se compone de 78% de  $\text{N}_2$ , 21 % de  $\text{O}_2$  y 3200 ppm de  $\text{NO}$ . La muestra de gas se lleva al equilibrio empleando un catalizador heterogéneo:



¿Cuáles son las concentraciones de  $\text{N}_2(\text{g})$ ,  $\text{O}_2(\text{g})$  y  $\text{NO}(\text{g})$  en el equilibrio?

Sol:  $1.2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$  de  $\text{N}_2$ ,  $3.3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  de  $\text{O}_2$  y  $2.0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$  de  $\text{NO}$

14. Un matraz de 0.75L contiene 0.971 moles de  $N_2O_4$  y 0.0580 moles de  $NO_2$  a una temperatura de 25 °C. Determinar la presión parcial de cada gas, la presión total y la constante de equilibrio,  $K_p$ , de la reacción  $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2 NO_2(g)$   
 A la misma temperatura se conecta este matraz con otro, en el que previamente se ha hecho el vacío y se deja que la mezcla de gases se expanda ocupando ambos matraces. ¿Cuál es la composición de la mezcla gaseosa cuando se restablece el equilibrio en el sistema formado por los dos matraces  
 Sol:  $[N_2O_4]= 0.4316M$  ;  $[NO_2]= 0.0258M$
15. La siguiente reacción se utiliza en algunos dispositivos para respirar como fuente de  $O_2(g)$   
 $4KO_2(s) + 2 CO_2(g) \leftrightarrow 2K_2CO_3(s) + 3 O_2(g)$   $K_p(25^\circ C) = 28.5$   
 Suponga que se añade una muestra de  $CO_2(g)$  a un matraz conteniendo  $KO_2(s)$  en el que se ha hecho previamente el vacío y que se establece el equilibrio. Si la presión parcial del  $CO_2(g)$  es 0.0721 atm. Determinar la presión parcial del oxígeno y la presión total en el equilibrio.  
 Sol: 0.525 atm, 0.597 atm
16.  $K_p$  es 0.05 atm<sup>2</sup> a 20 °C para la reacción:  $NH_4SH(s) \leftrightarrow H_2S(g) + NH_3(g)$   
 Se introducen 0.06 moles de  $NH_4SH$  sólido en un frasco de 2.4 litros a dicha temperatura.  
 a) Calcúlese el porcentaje de sólido descompuesto en el equilibrio.  
 b) Calcúlese el número de moles de  $NH_3$  que hay que introducir en la vasija para reducir la descomposición del sólido al 1 %.  
 Sol: 37.2 %,  $n_{NH_3} = 0.83$ .
17. En un recipiente que contiene un exceso de azufre se ha introducido CO hasta una presión de 2 atm. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 1.03 atm.  
 a) Calcular  $K_p$  para el equilibrio:  $S(s) + 2 CO(g) \leftrightarrow SO_2(g) + 2 C(s)$   
 b) Si a la misma temperatura se hacen pasar 2 moles de  $SO_2$  sobre carbón en exceso, manteniendo la presión de equilibrio a 2 atm. Calcular el peso de azufre en el equilibrio.  
 Sol:  $K_p = 269.44$  , 1.378 g S.
18. El  $FeSO_4$  experimenta la siguiente reacción de descomposición:  
 $2 FeSO_4 \leftrightarrow Fe_2O_3(s) + SO_2(g) + SO_3(g)$ . A 929 K, la presión total es 0.9 atm.  
 a) Calcular  $K_p$  a esta temperatura.  
 b) b) Calcular la presión total que se obtendrá en el equilibrio si a esta temperatura se introduce  $FeSO_4$  en exceso en un recipiente con una presión inicial de  $SO_2$  de 0.6 atm.  
 Sol:  $K_p = 0.20$ ,  $P_T = 1.08$  atm.
19. Considerar el equilibrio:  $N_2(g) + 3 H_2(g) \leftrightarrow 2 NH_3(g)$   
 En las tablas termodinámicas se encuentran los valores:  $K_p = 5.97 \cdot 10^5$  y  $\Delta H^\circ = -22.04$  kcal a 298 K. Calcular la constante de equilibrio a 1000 K suponiendo que  $\Delta C_p^\circ$  es muy pequeño entre 298 y 1000 K.  
 Sol:  $K_p(298) = 2.69 \cdot 10^{-6}$ ,  $K_p(1000) = 3.96 \cdot 10^{-7}$
20. A 298K  $K_p$  tiene el valor de  $10^{-5}$  para el equilibrio:  $CO_2(g) + H_2(g) \leftrightarrow CO(g) + H_2O(g)$  y  $\Delta S^\circ$  es -10 cal ( $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  no varían prácticamente con la temperatura). Se introducen 1 mol de CO, 2 mol de  $H_2$  y 3 moles de  $CO_2$  en un recipiente de 5 litros a 298 K. Calcular:  
 a)  $\Delta G^\circ$  y  $\Delta H^\circ$  a 298 K. b) La presión total y los moles de cada especie en el equilibrio.  
 c)  $K_p = a$  100 °C.  
 Sol: a) 6.82 kcal/mol, 3.84 kcal/mol, b)  $P_T=29.32$  atm,  $n_{H_2O}=6 \cdot 10^{-5}$ ,  $n_{CO}=1$ ,  $n_{CO_2} = 3$ ,  $n_{H_2} = 2$ ,  
 c)  $K_{373} = 3.68 \cdot 10^{-5}$