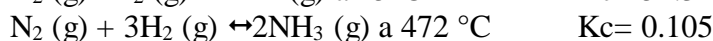
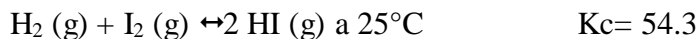


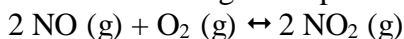
## Práctico 7 – Equilibrio químico

1.- Dadas las siguientes reacciones:



- a) Escribir la expresión de la constante de equilibrio ( $K_c$ ) para ambas reacciones.  
b) Analizar el valor de  $K_c$  e indicar, para cada caso, si hay predominio de productos o reactivos en la mezcla de reacción.

2.- Se ha estudiado el siguiente proceso en equilibrio a  $230^\circ\text{C}$ :



En un experimento se encontró que las concentraciones en equilibrio de las especies reactivas son  $[\text{NO}] = 0.0542 \text{ M}$ ;  $[\text{O}_2] = 0.127 \text{ M}$  y  $[\text{NO}_2] = 15.5 \text{ M}$ . Calcule la constante de equilibrio ( $K_c$ ) de la reacción a esta temperatura.

3.- En el proceso de formación del amoníaco, realizado a  $500^\circ\text{C}$  en un recipiente de 10 litros, se ha encontrado en el equilibrio la presencia de 6 moles de  $\text{N}_2$ , 4 moles de  $\text{H}_2$  y 1,12 moles de  $\text{NH}_3$ . ¿Cómo será el rendimiento de esa reacción a  $500^\circ\text{C}$ ?

4.- A una temperatura determinada, la  $K_c$  para la descomposición del fluoruro de hidrógeno:  $2\text{HF} (\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \text{F}_2 (\text{g})$ , es  $K_c = 1,0 \cdot 10^{-13}$ . Al cabo de cierto tiempo se encuentran las siguientes concentraciones:  $[\text{HF}] = 0,5 \text{ M}$ ;  $[\text{H}_2] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ;  $[\text{F}_2] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ . Indicar si el sistema se encuentra en equilibrio. En caso contrario, ¿Qué debe ocurrir para que se alcance dicho equilibrio?

5.- Al principio de una reacción hay 0,249 moles de  $\text{N}_2$ ,  $3,21 \cdot 10^{-2}$  moles de  $\text{H}_2$  y  $6,42 \cdot 10^{-4}$  moles de  $\text{NH}_3$  en un matraz de 3,5 L a  $375^\circ\text{C}$ . Si la constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción:  $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ , es 1,2 a esta temperatura, determine si el sistema está en equilibrio. Si no es así, prediga en qué dirección procederá la reacción neta.

6.- Para la reacción:  $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ , el valor de la constante de equilibrio a una determinada temperatura es  $K_c = 56,0$ . Si inicialmente se ponen 1,00 mol de A y 2,00 moles de B en un recipiente de 10 litros, ¿Cuál será la concentración de cada una de las especies cuando se alcance el equilibrio?

7.- Una mezcla de 0,5 moles de  $\text{H}_2$  y 0,5 moles de  $\text{I}_2$  se coloca en un recipiente de acero inoxidable de 1 L a  $430^\circ\text{C}$ . La constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción:

$\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{HI} (\text{g})$  es 54,3 a esta temperatura. Calcule las concentraciones de  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  y HI en el equilibrio.

### Ácido base-pH

1.- Calcular el pH y el pOH de las siguientes soluciones:

- a) 0,02 M de ácido nítrico.  
b) 2 gramos de NaOH contenidos en 500 ml de solución.  
c) 0,025 M de ácido sulfúrico (considerar ionización total).  
d) 200 ml preparados a partir de 0,5 ml de ácido clorhídrico 12 M.

2.- Completar el siguiente cuadro (a 25°C):

Solución	[H <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]	pH	pOH
Jugo de limón		5,01 · 10 <sup>-12</sup> M		
Soda			4,2	
Bicarbonato de sodio				4,8
Jugo gástrico	0,032 M			
Orina			6,0	
Limpiador amoniacal			12,1	
Jabón de tocador	1,58 · 10 <sup>-10</sup> M			
Destapa cañería		0,158 M		

3.- Ordenar las siguientes soluciones según su acidez creciente:

a) pH=2      b) [OH<sup>-</sup>]= 10<sup>-10</sup> M      c) pOH= 1

4.- Calcular los gramos de NaOH necesarios para preparar 5 litros de solución de pH=11.

5.- La concentración molar de OH<sup>-</sup> de una solución de HCl es 4 · 10<sup>-12</sup> M. Calcular el pH de la solución y la masa de ácido que hay disuelta en 7,5 litros de la solución.

6.- A un litro de agua destilada se agrega una gota (0,05 ml) de ácido sulfúrico concentrado (densidad 1,84 g/ml y pureza 95% P/P). Calcular el pOH de la solución (considere ionización total).

7.- Considere 100 ml de una solución acuosa de ácido nítrico con pOH=11. Calcular los gramos de ácido disueltos en la solución.

8.- Calcular el pH y [OH<sup>-</sup>] de una solución de ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) 0,01 M y su porcentaje de disociación, si la constante del ácido es 1,8 · 10<sup>-5</sup>.

Considere: CH<sub>3</sub>COOH(ac) ↔ CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>(ac) + H<sup>+</sup>(ac)

9.- El zumo de limón normalmente tiene un pH=2,1, si todo el ácido del zumo es ácido cítrico (K<sub>a</sub>= 8,4 · 10<sup>-4</sup>), ¿cuál es la concentración del ácido cítrico?. Determine el porcentaje de disociación.

Ayuda: Este ácido es poliprótico, pero supondremos en este caso que solo es importante el primer hidrógeno: H<sub>3</sub>A(ac) ↔ H<sup>+</sup>(ac) + H<sub>2</sub>A<sup>-</sup>(ac)

10.- Calcule el pH y porcentaje de disociación de una solución de ácido nitroso con concentración 0,3 M. Dato: K<sub>a</sub>= 5,1 · 10<sup>-4</sup>

11.- Calcular el grado de disociación y la molaridad de una disolución de ácido acético en agua cuya concentración de protones es 1,34 · 10<sup>-3</sup> M y la constante de disociación ácida K<sub>a</sub>= 1,8 · 10<sup>-5</sup>

12.- La anilina es una base débil que da origen a diversos colorantes orgánicos. Calcular el pH de una solución 0.004 M de anilina si se sabe que la constante es K<sub>b</sub> = 4,2 · 10<sup>-10</sup>

Considere: C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub>(ac) + H<sub>2</sub>O(l) ↔ C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>3</sub><sup>+</sup>(ac) + OH<sup>-</sup>(ac)

**13.-** Se tiene una solución acuosa de pH=11 compuesta por 0,4 moles de una base débil en 0,5 litros de solución. Calcular:

- a) La concentración inicial de la base en esta disolución.
- b) La concentración de iones OH<sup>-</sup> de la misma.
- c) La constante de la base Kb.

Considere:  $\text{BOH}(\text{ac}) \leftrightarrow \text{B}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$

**14.-** Se tiene una solución acuosa de pH=12,5 compuesta por 0,7 moles de una base débil de fórmula A(OH)<sub>3</sub> en 5 litros de solución. Calcular la constante de la base Kb y su porcentaje de disociación.

### **Equilibrio de solubilidad**

**1.-** Escribir la expresión para el producto de solubilidad de cada compuesto:

- a) AgBr
- b) Ca(OH)<sub>2</sub>
- c) Ag<sub>2</sub>S
- d) Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>

**2.-** Calcular Kps y pKps para las solubilidades dadas:

- a) AgBr       $s = 8,8 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- b) PbCrO<sub>4</sub>     $s = 1,3 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- c) Ba(OH)<sub>2</sub>     $s = 0,11 \text{ M}$

**3.-** Calcular la solubilidad a 25°C en moles por litro de cada compuesto, empleando los datos de tabla.

- a) Ag<sub>2</sub>S
- b) CuS
- c) CaCO<sub>3</sub>
- d) PbCl<sub>2</sub>

**4.-** La fluoración de los suministros urbanos de agua produce una concentración de F<sup>-</sup>(ac) cercana a 0,05 mM. ¿Es posible que precipite CaF<sub>2</sub> en agua dura con una concentración de Ca<sup>+2</sup> de 0,2 mM?

**5.-** ¿Cuál es el pH de una solución saturada de hidróxido de cinc?

**6.-** El pH de una solución saturada de un hidróxido metálico M(OH)<sub>3</sub> es 9,68. Calcular la Kps del compuesto.

**7.-** Calcular la solubilidad de una sal A<sub>3</sub>B<sub>2</sub>, poco soluble en agua, cuyo producto de solubilidad es  $K_{ps} = 1,08 \cdot 10^{-23}$

**8.-** El producto de solubilidad del oxalato de plata, Ag<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> es  $3,4 \cdot 10^{-11}$ . Calcular cuántos gramos hay que añadir a 250 ml de agua para obtener una disolución saturada de dicha sal.