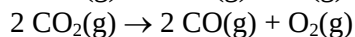
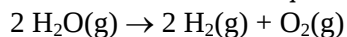
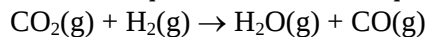


83. Las constantes de equilibrio de las reacciones:



son K_{p1} y K_{p2} respectivamente.

Demostrar que la constante de equilibrio de la reacción:



es $K_{p3} = (K_{p2}/K_{p1})^{1/2}$.

84. Para la reacción $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$. Calcular a qué temperatura $K_p = 100$. $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2(\text{g})) = -296.8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_3(\text{g})) = -395.7 \text{ kJ/mol}$. $S_f^\circ(\text{SO}_2(\text{g})) = 248.1 \text{ J/K/mol}$. $S_f^\circ(\text{SO}_3(\text{g})) = 256.7 \text{ J/K/mol}$. $S_f^\circ(\text{O}_2(\text{g})) = 205.0 \text{ J/K/mol}$.

85. Calcular el volumen de NH_3 necesario para preparar una disolución 0.25 M en un matraz aforado de 100 ml a partir de amoníaco comercial, de riqueza 25 % y densidad 0.9 g/ml. Peso molecular del $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$

b) Calcular el pH de la disolución del apartado anterior. (Constante de basicidad del NH_3 , $K_b = 1.6 \cdot 10^{-5}$)

c) Si a 100 ml de la disolución del apartado a) le añadimos un volumen igual de disolución 0.20 M de NH_4Cl , calcular el pH.

86. Un accidente en una fábrica provocó un escape de gas amoníaco. El gas se recogió inmediatamente sobre un embalse con 500 m^3 de agua. Como consecuencia de ello, el pH en el embalse aumentó desde $\text{pH}=7$ hasta $\text{pH}=11$.

Teniendo en cuenta que: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ $K_b = 1.3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$

a) ¿Cuál es la concentración de NH_3 y de iones amonio NH_4^+ en el embalse tras el vertido suponiendo que se alcanza el equilibrio?

b) ¿Cuántos gramos de HCl habría que añadir al embalse para que reaccionen con todo el amoníaco? (Es decir, para que se alcance el punto de equivalencia según la reacción $\text{NH}_3 + \text{HCl} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$).

c) ¿Cuál será el pH en dicho punto de equivalencia? (Suponer que el volumen del líquido en el embalse no aumenta al añadir el NH_3 ni el HCl)

Datos: Masa molecular del HCl : 37.5 g/mol

87. Calcular el volumen de HCl comercial de densidad 1.19 g/cm^3 y riqueza 35% en peso, necesario para preparar una disolución 0.25 M en un matraz aforado de 100 ml. Peso molecular del $\text{HCl} = 36.5 \text{ g/mol}$.

b) pH del tampón formado por 10 ml de ácido acético y 10 ml de acetato de sodio, ambos 0.5 M.

c) Supongamos que 2 ml de la disolución 0.25 M de HCl se añaden a una disolución tampón formada por 10 ml de ácido acético y 10 ml de acetato de sodio, ambos 0.5 M. Suponiendo que todo el HCl añadido neutraliza iones acetato, calcular el pH de la mezcla resultante.

Dato: K_a (ácido acético) = $1.8 \cdot 10^{-5}$

88. Calcular la solubilidad del yodato de plomo ($K_s = 3.2 \times 10^{-13}$) en una solución de yodato potásico 0.02 M.

89. Se deja que una muestra de 0.0240 moles de N_2O_4 alcance el equilibrio con $\text{NO}_2(\text{g})$ en una matraz de 0.372 l a 25°C . Calcular la cantidad de ambas sustancias presentes en el equilibrio. $K_c = 4.61 \cdot 10^{-3}$ a esa temperatura.

90. Se dispone de una disolución de ácido acético al que se le mide el pH dando un valor de $\text{pH}=2.72$

a) Escribe la reacción de disociación del ácido y calcula las concentraciones de las especies presentes en el equilibrio.

b) Proponer un compuesto que forme un tampón con este ácido. Qué volumen y concentración de este compuesto añadirías a 100 ml de ácido para obtener el tampón? Calcular el pH de dicho tampón.

Dato K_a (ácido acético) = $1.8 \cdot 10^{-5}$