

PROBLEMAS ÁCIDOS Y BASES. CALCULO DE pH. GRADO DE DISOCIACIÓN

Ejemplo 1

El ácido yódico tiene una constante $K=0.19$. Se disuelven 100 g de ácido en 1200 ml de agua, resultando una disolución de densidad $d=1,1g/ml$. Calcular el pH de la disolución y el grado de disociación del ácido. Si a la disolución anterior le añadimos 300 ml de agua calcular el nuevo pH y el grado de disociación de la nueva disolución.

Lo primero que debemos de saber es la concentración molar del ácido. Conocemos los gramos de ácido, pero no el volumen de la disolución. Dado el dato de la densidad, creemos que es fácil ver:

$$m_{dón} = m_s + m_{H_2O} = 100 + 1200 = 1300 \text{ g dón}$$

$$V_{dón} = \frac{m_{dón}}{d_{dón}} = \frac{1300}{1.1} = 1181.82 \text{ ml} = \mathbf{1.18 \text{ l}}$$

Calculamos la molaridad:

$$1 \text{ mol } HIO_3 = 175.9 \text{ g} \rightarrow n_{HIO_3} = 100 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{175.9 \text{ g}} = 0.57 \text{ moles} \rightarrow$$

$$M = \frac{n}{V(l)} = \frac{0.57}{1.18} = \mathbf{0.48 \text{ M}}$$

La reacción de disociación es:

	HIO_3	\leftrightarrow	H^+	$+$	IO_3^-
Concentra. iniciales	0.48		0		0
Equilibrio	0.48-x		x		x

$$K_c = 0.19 = \frac{x^2}{0.48 - x}$$

Cuando la constante es muy pequeña el ácido se disocia muy poco y podemos hacer la aproximación de despreciar **x como sumando** y entonces diríamos que **0.48-x es aproximadamente 0.48**. Pero en nuestro caso la constante no es “especialmente” pequeña. No nos vamos a arriesgar

entonces y vamos a resolver la ecuación de segundo grado que resulta. Después haremos la aproximación y veremos la diferencia:

$$0.19 \cdot (0.48 - x) = x^2 \rightarrow x^2 + 0.19x - 0.0912 = 0 \rightarrow$$

$$x = \frac{-0.19 \pm \sqrt{0.19^2 - 4(-0.0912)}}{2} = \mathbf{0.21}$$

Donde claramente hemos cogido el valor de x positivo.

Si hubiéramos despreciado el valor de x como sumando:

$$0.19 = \frac{x^2}{0.48} \rightarrow x = \mathbf{0.30}$$

Y, como se ve, hubiéramos cometido un error apreciable. Aconsejamos entonces resolver la ecuación de segundo grado cuando el valor de la constante no sea muy pequeña, mayor que la centésima es un buen criterio.

El pH y el grado de disociación ya lo podemos calcular, pues depende de x

$$\mathbf{pH} = -\log[H^+] = -\log x = -\log 0.21 = \mathbf{0.67}$$

$$x = c\alpha \rightarrow 0.21 = 0.48 \cdot \alpha \rightarrow \alpha = \mathbf{0.4375 = 43.75\%}$$

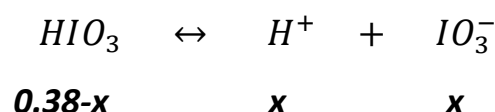
Por lo tanto, el ácido se disocia un **43.75 %**.

Ahora añadimos **300 ml de agua**, por lo que la nueva molaridad es:

$$\mathbf{M} = \frac{0.57}{1.48} = \mathbf{0.38 M}$$

Donde se ha tenido en cuenta que el número de moles de ácido no han cambiado y los volúmenes son aditivos, **1181.82+300 ml=1.48 l**

El proceso ahora es exactamente igual



$$\mathbf{K_c} = \mathbf{0.19} = \frac{x^2}{\mathbf{0.38 - x}} \rightarrow$$

$$0.19 \cdot (0.38 - x) = x^2 \rightarrow x^2 + 0.19x - 0.0722 = 0 \rightarrow$$

$$x = 0.19 \rightarrow x = [H^+] \rightarrow \mathbf{pH} = -\log 0.19 = \mathbf{0.72}$$

El pH es menos ácido, se ha acercado más al valor de siete, el pH neutro. Es claro que debe de ser así puesto que la disolución es más diluida. El grado de disociación es:

$$x = c\alpha \rightarrow 0.19 = 0.38\alpha \rightarrow \alpha = \mathbf{0.5} = \mathbf{50\%}$$

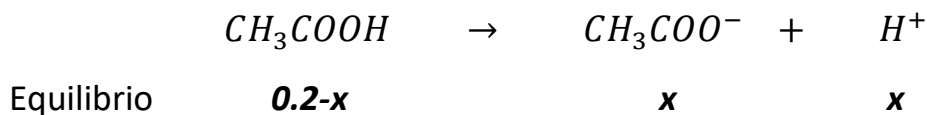
Ejemplo 2

Se prepara una disolución de ácido acético con 6 gramos de él y añadiendo agua hasta un volumen de 500 ml. El pH de la disolución es 2.72. Calcular la constante de disociación del ácido acético. Calcular la concentración de ácido sulfúrico para que tenga el mismo pH que la disolución de ácido acético.

Calculamos la molaridad del ácido acético para plantear después la reacción de disociación:

$$n = \frac{m}{MOL} = \frac{6}{60} = 0.1 \rightarrow M = \frac{0.1}{0.5} = \mathbf{0.2}$$

Donde, en vez de utilizar factores de conversión, hemos utilizado la fórmula que nos relaciona la masa y el número de moles.



Dado que conocemos el pH, vamos a poder deducir el valor de x y, a partir de él, el valor de la constante como nos preguntan:

$$pH = \mathbf{2.72} = -\log[H^+] = -\log x \rightarrow$$

$$\log x = -2.72 \rightarrow x = 10^{-2.72} = \mathbf{0.002}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0.2 - x} = \frac{4 \cdot 10^{-6}}{0.2 - 0.002} \cong \frac{4 \cdot 10^{-6}}{0.2} = 2 \cdot 10^{-5}$$

Para contestar a la segunda pregunta, concentración de ácido sulfúrico con el mismo pH que la del ácido acético, hemos de tener en cuenta que el ácido sulfúrico es un ácido muy fuerte que se disocia totalmente:



C. Inicial x

C. Equilibrio $2x$ x

$$pH = 2.72 \rightarrow [H^+] = 10^{-2.72} = 2 \cdot 10^{-3} \rightarrow 2x = 2 \cdot 10^{-3} \rightarrow$$

$$x = 10^{-3} M$$

Ejemplo 3

Se mezclan dos disoluciones de amoníaco, 500 ml 0.3M y 1000 ml 0.1M. Sabiendo que el grado de disociación del amoníaco en la disolución resultante es el 1% calcular: a) la constante de basicidad del amoníaco, b) el pH de la disolución.

Como en cualquier problema de este tipo, lo primero que tenemos que hacer es calcular la concentración molar. Como hemos mezclado dos disoluciones, tenemos que calcular el número de moles totales y el volumen final. Respecto al volumen consideramos que son aditivos, así que tenemos **litro y medio de disolución**. El número de moles será la suma de los moles que hay en cada disolución:

$$V = 500 \text{ ml } M = 0.3 \rightarrow n = M \cdot V = 0.3 \cdot 0.5 = 0.15$$

$$V = 1000 \text{ ml } M = 0.1 \rightarrow n = M \cdot V = 0.1 \cdot 1 = 0.1$$

Por lo tanto, el número de moles totales de amoníaco son **$n=0.25$** .

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.25}{1.5} = \mathbf{0.17 M}$$

Ya estamos en condiciones de plantear la ecuación de disociación del amoníaco:

