

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES DE ÁCIDOS, BASES Y SALES

En este tercer capítulo vamos a ver qué procesos tienen lugar cuando disolvemos una sal. Adelantamos que, si la sal proviene de ácido o base débil, se producirá un fenómeno que se llama hidrólisis (ruptura de la molécula de agua). Es un fenómeno muy importante y típico en las pruebas.

En todos estos problemas se supone que la sal se disocia totalmente. El estudio de las sales muy poco solubles se hace aparte en el capítulo de solubilidad de una sal.

Se distinguen dos tipos de sales:

Las que provienen de ácido y base fuerte, el Na_2SO_4 del problema uno, o

Las que provienen de un ácido o una base débiles (para nosotros los ejemplos típicos son las sales que provienen del ácido acético o el amoníaco), problemas dos y tres respectivamente.

Sal de ácido y base fuerte

Ejemplo 1

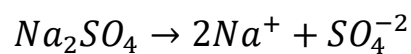
Calcular el pH de una disolución al 3% y $d = 1,05 \text{ gr/cm}^3$ de Na_2SO_4 .

Lo primero que hacemos es calcular la molaridad de la sal. Para ello elegimos una cantidad arbitraria de disolución. Fijarse que **el tanto por ciento, la densidad y la molaridad, entre otros, son datos “por unidad” (por 100 gramos de disolución el tanto por ciento y por un centímetro cúbico la densidad) y se llaman por ello intensivas.** Llegaremos al mismo resultado eligiendo cualquier cantidad. Nosotros elegimos 100 gramos de disolución por comodidad, ya que sabemos que hay 3 gramos de soluto:

$$100 \text{ gr } d\acute{o}n \rightarrow \begin{cases} m_s = 3 \text{ gr} \rightarrow n = \frac{3}{142} = \frac{3}{142} = 0,021 \\ V_{d\acute{o}n} = \frac{m_{d\acute{o}n}}{d_{d\acute{o}n}} = \frac{100}{1,05} = 95,24 \text{ cm}^3 \end{cases}$$

$$M = \frac{n}{V_{d\acute{o}n}} = \frac{0,021}{95,24 \cdot 10^{-3}} = 0,22 \text{ M}$$

Ya estamos en condiciones de estudiar la disociaci3n de la sal que, como hemos dicho, es total:



Molaridad inicial	0,22	0	0
M. equilibrio	0	2 · 0,22	0,22

El ion sodio proviene de la base fuerte $NaOH$



Siendo por lo tanto un 3cido muy, muy d3bil, y no produciendo ninguna reacci3n. Lo mismo se puede decir del ion sulfato SO_4^{-2} que por provenir de un 3cido muy fuerte es una base muy, muy d3bil y no produce tampoco ninguna reacci3n con el agua. **Por lo tanto, como no han aparecido iones H^+ ni iones OH^- la disoluci3n resulta ser neutra y**

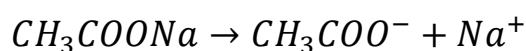
$$pH = 7$$

Sal de ácido débil

Ejemplo 2

Calcular el pH de una disolución 0,1M de acetato sódico CH_3COONa

Como la disociación es total tenemos:



Molaridad equilibrio 0 0.1 0.1

Ya sabemos que el ion sodio no produce ninguna reacción con el agua (podemos pensar que todos los iones metálicos permanecen estables en agua) pues proviene de una base muy fuerte como hemos visto en el ejemplo anterior. Sin embargo, **CUIDADO con el ion acetato**. Este ion proviene de un ácido muy débil y por lo tanto es una base “relativamente” fuerte. Veamos:

La base conjugada del ácido acético, el ion acetato, puede dar lugar a la siguiente reacción llamada hidrólisis



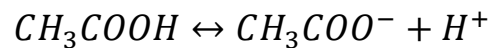
Pues al provenir de un ácido muy débil su fuerza como base ya no es despreciable. Por ello, es fundamental calcular por lo tanto la constante de esta reacción, de la hidrólisis. En este ejemplo se hace la demostración para la hidrólisis del acetato, pero la ley es general como veremos en los demás ejemplos en los que ya no se hará la demostración.



$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = |n^{dor} y d^{dor} \times [H^+]| =$$

$$= \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

Dado que el cociente en rojo es la inversa de la constante del ácido acético ya que:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 5 \cdot 10^{-5}$$

Y el producto en azul es el producto iónico del agua $K_w = 10^{-14}$

Por lo tanto, para cualquier hidrólisis de una sal que provenga de ácido débil tenemos:

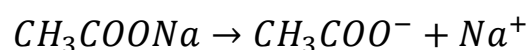
$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Si la sal proviene de una base débil, como en ejemplo siguiente, la constante de hidrólisis es

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Expresiones en las que se aprecia que a **menor constante en el ácido o la base mayor es la constante de hidrólisis** y mayor la atención que hay que poner en ellas. Esto resume matemáticamente la idea que ya habíamos dicho de que la fuerza de los ácidos y bases conjugadas son inversas de las bases y ácidos de los que provienen.

Después de la explicación y fórmula, volvemos a retomar la disociación de la sal:



Molaridad equilibrio **0** **0.1** **0.1**

Hidrólisis del acetato



Molaridad inicial	0.1	0	0
Equilibrio	0.1-x	x	x

Cuya constante, como hemos demostrado más arriba, es:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{ac}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-5}} = 2 \cdot 10^{-10}$$

Por lo tanto:

$$2 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} \rightarrow |0,1 - x \cong 0,1| \rightarrow$$
$$\rightarrow 2 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,1} \rightarrow x = 4,47 \cdot 10^{-6}$$

Siendo entonces el pH:

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 4,47 \cdot 10^{-6} = 5,35 \rightarrow pH = 14 - pOH \rightarrow$$
$$pH = 8,65$$

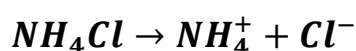
Valor que nos indica una disolución básica.

Sal de base débil

Ejemplo 3

Calcular el pH de una disolución 0,2 M de cloruro amónico NH_4Cl . Dato: $K_{NH_3} = 5 \cdot 10^{-5}$

La sal se disocia totalmente:



Molaridad equilibrio **0** **0.2** **0.2**

El ion cloruro proviene de un ácido muy fuerte, el ácido clorhídrico, por lo tanto, es una base muy, muy débil que **no produce reacción**. Sin embargo, el **ion amonio** proviene del amoniaco, cuya constante como base es muy pequeña, siendo por lo tanto el ion amonio un ácido relativamente fuerte que **produce la hidrólisis**:

Hidrólisis del amonio



Molaridad inicial **0.2** **0** **0**

Equilibrio **0.2-x** **x** **x**

$$K_h = \frac{K_w}{K_{NH_3}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-5}} = 2^{-10} \rightarrow 2^{-10} = \frac{x^2}{0,2 - x} \rightarrow$$

$$2 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,2} \rightarrow x = [H_3O^+] = \sqrt{0,2 \cdot 2 \cdot 10^{-10}} = 6,32 \cdot 10^{-6} \rightarrow$$

$$pH = -\log 6,32 \cdot 10^{-6} = 5,2$$

Indicando el valor del pH que se trata de una disolución ácida.