

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES DE ÁCIDOS, BASES Y SALES

En los capítulos anteriores se ha estudiado el comportamiento de un ácido, base o sal cuando estaban como único soluto en la disolución. En este capítulo y en el siguiente estudiamos los procesos cuando se mezclan. **En este, se mezclarán un ácido o una base con una de sus sales.** Según el valor de las constantes se producirá o no lo que se llama **EFFECTO DEL ION COMÚN** que se produce cuando un ácido o base débil se mezcla con una de sus sales, como veremos en los ejemplos 2 y 3.

Ácido fuerte y una de sus sales.

Ejemplo 1

Calcular el pH de una disolución 0,1 M en HCL y 0,2 M en NaCl

En este tipo de disoluciones el ácido es muy fuerte y NO le afecta la presencia de la sal, ambos se disocian totalmente:



Equilibrio **0** **0.1** **0.1+0.2**



Equilibrio **0** **0.2** **0.2+0.1**

En la disociación del ácido clorhídrico hemos añadido los iones cloro negativos que provienen de la sal. Lo mismo hemos hecho en la reacción de la sal, donde hemos añadido los iones cloruro que provienen del ácido. **Si hubiera sido un ácido débil el añadir iones cloro negativos se hubiera desplazado la reacción hacia la izquierda provocando menos iones H^+ y disminuyendo el carácter ácido de la disolución. Pero al**

tratarse de un ácido muy fuerte su disociación suponemos que sigue siendo total y la mezcla con una de sus sales NO afecta apreciablemente a esta. Diremos, por lo tanto

$$pH = -\text{Log}[H^+] = -\text{Log}0,1 = 1$$

PH que nos indica una disolución muy ácida.

Ácido débil más una de sus sales

Ejemplo 2

Calcular el pH de una disolución de ácido acético 0,1M y acetato de sodio 0,2M. $K_{HAc} = 5 \cdot 10^{-5}$

Estudiamos primero cada reacción por separado:

Ácido acético



Equilibrio **0.1-x** **x** **x**

Acetato sódico



Equilibrio **0** **0.2** **0.2**

Pues como hemos dicho, en estos tipos de problemas se supone que la sal se disocia totalmente si no nos dicen lo contrario.

Tenemos que aplicar la ley de la constante del ácido acético para calcular el valor de la concentración del ion H^+ . **PERO la cantidad de ion acetato en la disolución, que evidentemente es la que tenemos que poner en la ley del equilibrio, es la suma de las cantidades que provienen del**

ácido más las que provienen de la sal pues el ion acetato es común a las dos disoluciones. Reescribimos la disociación del ácido acético (en rojo el ion común)



Equilibrio **0.1 -x** **x+0.2** **x**

Y aplicamos la ley:

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x(x + 0,2)}{0,1 - x}$$

Y dado que "x" es muy pequeño lo despreciamos como sumando:

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x(0,2)}{0,1} \rightarrow$$
$$x = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

Y su pH

$$pH = -\text{Log} 2,5 \cdot 10^{-5} = 4,6$$

Si el ácido hubiera estado sólo en la disolución:

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} \rightarrow x = \sqrt{5 \cdot 10^{-6}}$$

Y el pH:

$$pH = -\text{Log} \sqrt{5 \cdot 10^{-6}} = 2,65$$

Que nos indica que la concentración de iones H^+ es mayor en la disolución de ácido solo (la sal ha desplazado la reacción del ácido hacia la izquierda disminuyendo la cantidad de iones H^+) y siendo por lo tanto su pH menor (más ácida).

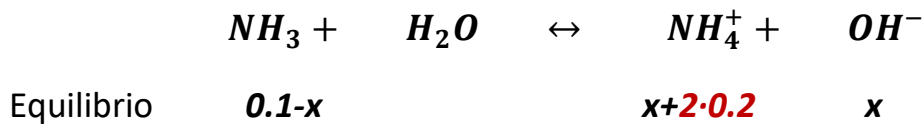
Base débil y una de sus sales

Ejemplo 3

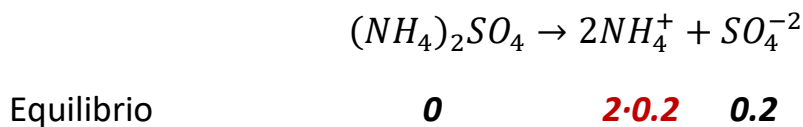
Calcular el pH de una disolución formada por amoniaco 0,1M y sulfato amónico 0,2 M. $K_{NH_3} = 5 \cdot 10^{-5}$

Como antes, escribimos las dos reacciones

Amoniaco



Sal



Donde se ha señalado en rojo al ion común amonio que, claramente, hemos de añadir a los amonios que provienen del amoniaco. Si aplicamos la ley de la constante al amoniaco nos queda:

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x(x + 0,4)}{0,1 - x} \rightarrow 5 \cdot 10^{-5} = \frac{x(0,4)}{0,1} \rightarrow$$

$$x = 1,25 \cdot 10^{-5} = [OH^-]$$

$$pOH = -\text{Log} 1,25 \cdot 10^{-5} = 4,9 \rightarrow pH = 9,1$$

Como en el problema anterior, el amoniaco solo nos hubiera dado una disolución más básica y su pH hubiera sido mayor.