

EFFECTO DEL ION COMÚN. NEUTRALIZACIÓN INCOMPLETA

En este capítulo vamos a ver problemas en donde también intervienen un ácido y una base. Sin embargo, al contrario que en los problemas del anterior en donde no quedaba ni ácido ni base después de la reacción, en estos va a sobrar uno de ellos y, por ello, **la neutralización no va a ser completa. En la disolución habrá al final un ácido o una base y una de sus sales. Tendremos que pensar en el efecto del ion común.**

Ejemplo 1

Se mezclan 30 ml de amoníaco 0.3 M con 20 ml de ácido clorhídrico 0.1 M. Calcular el pH de la disolución resultante.

Dato: $K_{NH_3} = 5.3 \cdot 10^{-5}$

Lo primero que hacemos es calcular los moles de cada reactivo para después utilizarlos en la ecuación de la reacción:

$$n_{NH_3} = 0.3 \cdot 30 \cdot 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-3}$$

$$n_{HCl} = 0.1 \cdot 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3}$$

Ahora planteamos la ecuación para saber las cantidades de reactivos que reaccionan y los productos formados.



Como vemos, **un mol de amoníaco reacciona con un mol de ácido clorhídrico.** Este es el caso más sencillo, ya que nos permite saber qué y cuánto reacciona sin cálculos. Dado que tenemos **0.002 moles de ácido**, estos reaccionarán con los mismos de amoníaco y, por lo tanto, nos **sobrarán de amoníaco $0.009 - 0.002 = 0.007$ moles de amoníaco.** De cloruro amónico se habrán formado la misma cantidad de moles. En la disolución tendremos entonces **0.007 moles de amoníaco y 0.002 moles de cloruro.** El volumen es la suma de los volúmenes, **$30 + 20 = 50$ ml.** Sus molaridades serán:

$$M_{NH_3} = \frac{0.007}{0.05} = 0.14 M$$

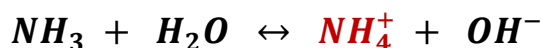
$$M_{NH_4Cl} = \frac{0.002}{0.05} = 0.04 M$$

Sus concentraciones en el equilibrio serán, teniendo en cuenta la constante del amoniaco y el efecto del ion común:



Puesto que la sal se disocia totalmente.

El amoniaco se disocia, como ya sabemos, de la siguiente forma:



Donde, como hemos intentado remarcar, la concentración de iones amonio en el equilibrio serán los que provienen del cloruro, **0.04**, más los que provienen del amoniaco, **x**. Aplicando la ley de la constante al amoniaco:

$$K_{NH_3} = 5.3 \cdot 10^{-5} = \frac{x(x + 0.04)}{0.014 - x} \cong \frac{x \cdot 0.04}{0.014} \rightarrow$$

$$x = 1.85 \cdot 10^{-5}$$

Por último, calculamos el pOH y el pH:

$$pOH = -\log[OH^-] = 4.73 \rightarrow pH = 9.26$$

Si el amoniaco hubiera estado sólo, el pH hubiera sido:

$$K_{NH_3} = 5.3 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0.014 - x} \cong \frac{x^2}{0.014} \rightarrow$$

$$x = 8.6 \cdot 10^{-4} \rightarrow pOH = 3.06 \rightarrow pH = 10.93$$

De mayor carácter básico que cuando hay sal. Claramente, al añadir iones amonio, el equilibrio se desplaza hacia el lado contrario y el amoniaco se disocia menos, dando una disolución "menos" básica.

Ejemplo 2

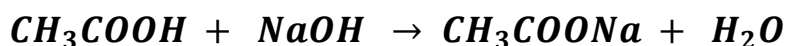
Se mezclan dos litros de disolución 1 M de ácido acético con un litro de hidróxido sódico 1 M. Calcular el pH de la disolución resultante.

$$K_{A.Ac} = 5.6 \cdot 10^{-5}$$

Se han elegido datos muy sencillos para incidir solamente en la idea fundamental. Como antes, calculamos los moles de ácido y base:

$$n_{A.ac} = 2, \quad n_{NaOH} = 1$$

La reacción es:



Que ya está igualada. Al igual que antes, **reaccionan mol a mol**, por lo que 1 mol de hidróxido reacciona con 1 mol de ácido. Desaparece el hidróxido y en la disolución nos queda el ácido sobrante, **2-1=1 moles**, y la sal formada, **1 mol** también. Como el volumen son tres litros, las molaridades de las dos son iguales y de valor **1/3 M**

Las reacciones de su disociación son:



C. Equilibrio **0** **0.33** **0.33**



C. Equilibrio **0.33-x** **x+0.33** **x**

Aplicando la ley del equilibrio al ácido acético tenemos:

$$K_{A.Ac} = 5.6 \cdot 10^{-5} = \frac{x(x + 0.33)}{0.33 - x} \cong \frac{x \cdot 0.33}{0.33} = x$$

Y el pH:

$$pH = -\log[H^+] = 4.25$$

Al igual que en el anterior problema, podemos comprobar que la disolución de la misma molaridad de sólo ácido tiene mayor carácter ácido, con un pH inferior.