

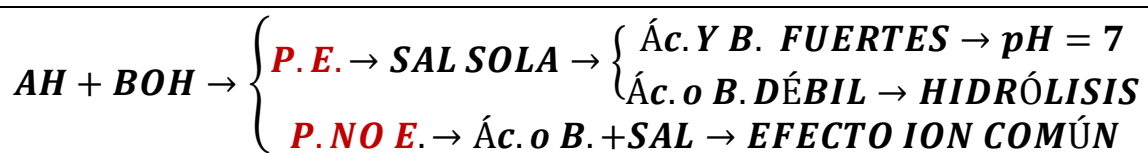
REACCIONES ÁCIDO-BASE

Tenemos que saber que cuando reacciona un ácido con una base se forma sal y agua, es una reacción típica que recibe el nombre de neutralización. Según las cantidades que mezclamos pueden ocurrir dos cosas:

- a) Que las cantidades de ácido y base estén en proporciones estequiométricas (**P.E.**) y entonces no sobra de ninguno de ellos y lo que tenemos en la disolución es **SOLO SAL**. Se dice entonces que la neutralización es completa. Entonces, como se ha dicho en el capítulo dedicado a ello, dependiendo cuál sea la sal el **pH será neutro, si proviene de ácido y base fuerte, o ácido o básico si la sal proviene de una base o ácido débil respectivamente y produce hidrólisis.**
- b) Que las cantidades de ácido y base no estén en proporciones estequiométricas (**P. NO E.**) y entonces en la disolución final tendremos el **ácido o la base sobrante y una de sus sales** por lo que atenderemos al **EFFECTO DEL ION COMÚN**. En estos casos podemos decir que la neutralización es incompleta.

Entonces este tipo de problemas no corresponde a una nueva categoría, sino que se transforma en un problema de los tipos anteriores.

Resumiendo:



ÁCIDO DÉBIL Y BASE FUERTE EN PROPORCIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

Ejemplo 1.

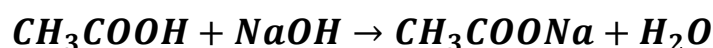
Se mezclan dos litros de ácido acético 0,1M con 1 litro de hidróxido de sodio 0,2M. $K_{HAc} = 5 \cdot 10^{-5}$

Calculamos los moles de cada uno para utilizar después en los cálculos:

$$n_{HAc} = V \cdot M = 2 \cdot 0,1 = 0,2$$

$$n_{NaOH} = V \cdot M = 1 \cdot 0,2 = 0,2$$

La reacción es:



Donde observamos que ya está igualada. Por lo tanto, el ácido y la base reaccionan mol a mol y, dado que tenemos el mismo número de moles de ácido y de base, **0.2**, la neutralización va a ser completa. La disolución final será por lo tanto la de una sal sola, el acetato de sodio. Como proviene del ácido débil acético tendremos finalmente en cuenta LA HIDRÓLISIS que se produce.

Disolución final:

Volumen: el volumen, mientras no se diga lo contrario, es aditivo. Tenemos por lo tanto **3 litros** de disolución.

Y dado que por cada mol de ácido y de base se forma un mol de sal, tendremos en total **0.2 moles de acetato**

$$n_{sal} = 0,2 \rightarrow M = \frac{0,2}{3}$$

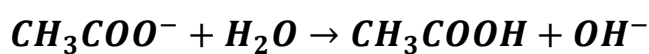
Como hemos dicho ya, la sal se disocia totalmente, teniendo en la disolución en principio:



Equilibrio

$$0 \qquad \qquad \frac{0.2}{3} \qquad \qquad \frac{0.2}{3}$$

Después de lo explicado en párrafos anteriores, suponemos que es claro que el ion acetato, por provenir del ácido acético débil, va a producir hidrólisis:



$$K_h = \frac{K_W}{K_{A.Ac}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-5}} = 2 \cdot 10^{-10}$$

Equilibrio

$$\frac{0.2}{3} - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$2 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{\frac{0.2}{3} - x} \cong \frac{x^2 \cdot 3}{0.2} \rightarrow x = 3,65 \cdot 10^{-6} \rightarrow$$

$$pOH = -\text{Log} 3,65 \cdot 10^{-6} = 5,43 \rightarrow pH = 8,56$$

Ejemplo 2

Calculamos el número de moles para hacer los cálculos de la

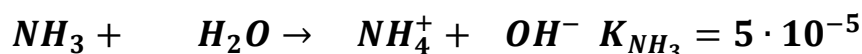
$$MOL_{a.sulf\acute{u}rico} = 98 \rightarrow n = \frac{9,8}{98} = 0,1$$

$$H_2SO_4 + 2NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$

Amoniaco sobrante: $2 - 0,2 = 1,8 \text{ moles} \rightarrow M = \frac{1,8}{4} = 0,45M$

Sal formada: $0,1 \text{ moles} \rightarrow M = \frac{0,1}{4} = 0.025M$

Amoniac



Equilibrio $0.45-x$ $x+2\cdot 0.025$ x

Sal



Equilibrio	0	2·0.025	0.025
------------	---	---------	-------

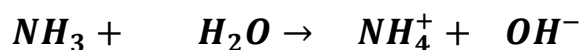
Donde, según se ha dicho, tenemos el efecto del ion común (en rojo)

Y aplicando la ley del equilibrio al amoníaco

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{(x + 0,5)x}{0,45 - x} \cong \frac{0,5x}{0,45} \rightarrow x = 4,5 \cdot 10^{-5} = [OH^-]$$

$$pOH = 4,34 \rightarrow pH = 9,65$$

Si el amoníaco hubiera estado sólo en la disolución:



$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0.45 - x} \cong \frac{x^2}{0.45} \rightarrow x = \sqrt{0.45 \cdot 5 \cdot 10^{-5}} = 0.0047$$

$$pOH = -\log 0.0047 = 2.32 \rightarrow pH = 11.67$$

Observando que la disolución hubiera sido más básica ya que la adición del ion amonio proveniente de la sal inhibe la disociación del amoníaco como indica la ley del equilibrio, también llamada ley de **Le Chatelier**.