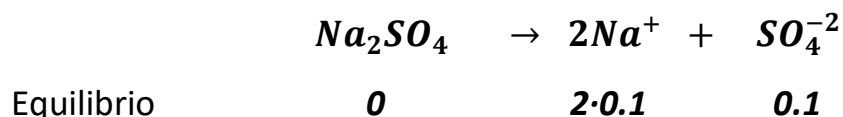


DISOLUCIÓN DE UNA SAL. HIDRÓLISIS

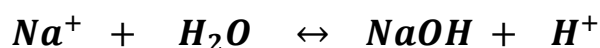
**Ejemplo 1**

**Se tiene una disolución de sulfato de sodio 0.1 M. Calcular su pH.**

Mientras no se diga lo contrario, **las sales de este capítulo y los siguientes**, excepto cuando se hable del producto de solubilidad, son muy solubles y, para concentraciones “pequeñas” como es el caso, **se disocian totalmente**.



Para saber si se produce hidrólisis tenemos que saber de qué ácidos y bases provienen los iones que se han formado. En nuestro caso, el ion sodio positivo proviene de la base **NaOH** que debemos de saber que es muy fuerte. Por lo tanto, su ácido conjugado, el ion sodio positivo es un ácido muy, muy débil y, por ello, la reacción:



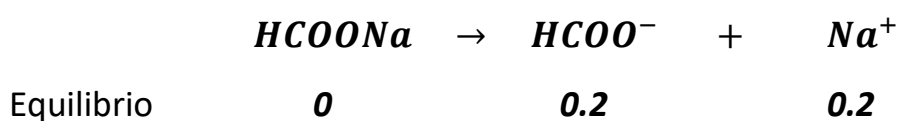
**No se produce y, por lo tanto, no aparecen iones hidronio,  $H^+$ .**

El ion  $SO_4^{-2}$  proviene del ácido sulfúrico, ácido que debemos de saber también que es muy fuerte. Por ello, su base conjugada, el ion sulfato, tampoco produce hidrólisis. El pH de la disolución será neutro. Esta idea la podemos generalizar diciendo **que las sales que provienen de ácido y base muy fuertes no producen hidrólisis y su pH será neutro,  $pH=7$ .**

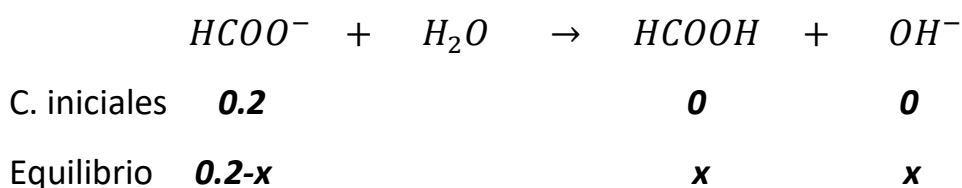
**Ejemplo 2**

**Calcular el pH de una disolución acuosa 0.2 molar de metanoato de sodio sabiendo que  $K_a = 1.78 \cdot 10^{-4}$ .**

Como vemos, el ácido metanoico, o ácido fórmico, es un ácido débil. Hemos de pensar entonces que sí se puede producir hidrólisis:



Como el ion metanoato proviene del ácido débil, ácido fórmico, podemos considerar a su base conjugada,  $HCOO^-$ , como una base a tener en cuenta a la hora de producir hidrólisis:



Siendo la constante de esta reacción, la hidrólisis del ion metanoato, la dada en la lección de teoría:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1.78 \cdot 10^{-4}} = 5.62 \cdot 10^{-11}$$

Por lo tanto, en nuestro caso:

$$5.62 \cdot 10^{-11} = \frac{x^2}{0.2 - x} \cong \frac{x^2}{0.2} \rightarrow x = \sqrt{0.2 \cdot 5.62 \cdot 10^{-11}} = 3.3 \cdot 10^{-6}$$

Donde se ha hecho la aproximación  $0.2-x=0.2$  dado el valor tan pequeño de la constante. El pOH será:

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 3.3 \cdot 10^{-6} = 5.47$$

Y el pH

$$pH = 14 - pOH = 8.52$$

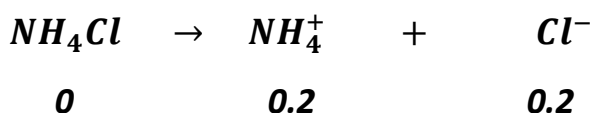
**Ejemplo 3**

**Calcular el pH de una disolución 0.2 M de cloruro de amonio. La constante de disociación del amoniaco es  $1.8 \cdot 10^{-5}$ .**

La reacción de disociación del cloruro es:



La sal, como ya se ha dicho, se disocia totalmente. Las concentraciones en el equilibrio serán:



El ion cloruro,  $Cl^-$ , proviene del ácido clorhídrico, ácido muy fuerte, y por lo tanto será una base muy, muy débil y no produce hidrólisis. Es muy estable en disolución acuosa. Sin embargo, el ion amonio proviene de una base débil, el amoniaco, y tendremos que considerar el carácter ácido de su base conjugada, el ion amonio,  $NH_4^+$ , su hidrólisis:



La constante de hidrólisis la conocemos, sabemos entonces la concentración de todos los iones aplicando la ley:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{NH_3}} = \frac{10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} \rightarrow 5.56 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0.2 - x} \rightarrow$$

$$0.2 - x \cong 0.2 \rightarrow x = \sqrt{0.2 \cdot 5.56 \cdot 10^{-10}} = 1.05 \cdot 10^{-5}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log x = 4.98$$

Como conclusión, si la sal proviene de un ácido o base débil, cuya constante conoceremos por los datos del problema, uno de sus iones, el que provenga de ellos, producirá hidrólisis.