



## Problemas de ácido-base

### Problema 5

Partiendo de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y 2 litros de  $\text{NH}_3$  0.1M ¿Cómo prepararía una disolución tampón a  $\text{pH}=12$ ? Datos:  $M(\text{NH}_4\text{Cl})=53.5$  g/mol;  $\text{p}K_b=4.75$



Si  $\text{pH} = 12 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12}$  M ó  $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$  M

Se puede suponer que  $[\text{NH}_3]$  en equilibrio es prácticamente la inicial al añadir  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Al ser una base débil, en disolución acuosa se encuentra poco disociado según se puede deducir de su constante de equilibrio  $K_b = 10^{-4.75}$ , pero además el equilibrio se desplaza hacia la izquierda debido a la adición de un ion común como es el ion amonio. Lo mismo se podría decir de la hidrólisis del ion amonio de manera que su concentración es prácticamente igual a la de la sal añadida a la disolución.

Por tanto:  $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_3]_0$  ;  $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4^+]_0$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 10^{-2} \approx \frac{K_b \cdot [\text{NH}_3]_0}{[\text{NH}_4^+]_0} = \frac{10^{-4.75} \cdot 0.1}{[\text{NH}_4^+]_0}$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{10^{-4.75} \cdot 0.1}{10^{-2}} = 1.78 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Para preparar 1 litro de disolución tampón añadiría a 1 L de disolución de amoníaco 0.1 M:

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = n(\text{NH}_4\text{Cl}) M_w(\text{NH}_4\text{Cl}) = n(\text{NH}_4^+) M_w(\text{NH}_4\text{Cl}) = V(\text{L}) \times [\text{NH}_4^+] \times M_w(\text{NH}_4\text{Cl}) =$$

$$= 1(\text{L}) \times 1.78 \cdot 10^{-4}(\text{mol/L}) \times 53.5(\text{g/mol}) = 0.0095 \text{ g}$$

**Añadir 0.0095 g de NH<sub>4</sub>Cl en 1 L de disolución de amoníaco 0.1 M**