



***Exercice IV-1 : pH d'une solution d'acide et de base forts***

***Énoncé***

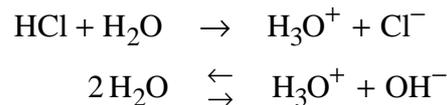
- 1- Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C dans les 3 cas suivants :

$$C_1 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}; C_2 = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}; C_3 = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}.$$

- 2- Même question pour une solution d'hydroxyde de sodium aux mêmes concentrations et à 25°C.

**Correction :**

1) Les deux équilibres à considérer conduisant à la formation de protons sont l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau et la dissociation totale de l'acide chlorhydrique HCl dans l'eau. L'un de ces équilibres peut être éventuellement négligé :



Le bilan de ces équilibres est :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] = h$$

soit avec  $[\text{Cl}^-] = C_1$  avec  $C_1$  concentration initiale en acide chlorhydrique

$$\text{et } [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_e}{h}$$

On obtient une équation du 2<sup>nd</sup> degré :

$$h = C_1 + \frac{K_e}{h}$$

$$\text{soit } h^2 - C_1 \cdot h - K_e = 0$$

- $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  : il s'agit d'une solution d'acide fort, les protons issus de l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau sont négligeables, soit :

$$h \approx C_1$$

$$\text{donc } \text{pH} = 3 ;$$

- $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  : on ne peut négliger la quantité de protons formés par l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau. Il faut donc résoudre l'équation du 2<sup>nd</sup> degré :

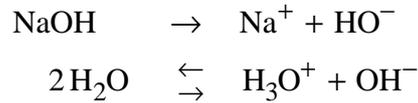
$$h^2 - 10^{-7} \cdot h - K_e = 0$$

On trouve :  $\text{pH} = 6,8$ .

- $C_3 = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$  : on néglige la quantité des ions hydronium apportés par l'acide chlorhydrique ; le pH est celui de l'eau :

$$h \approx \frac{K_e}{h} \text{ soit } \text{pH} = 7.$$

2- Même raisonnement sur la concentration des ions hydroxydes, en considérant cette fois les deux équilibres suivants (autoprotolyse de l'eau et dissociation totale de la soude dans l'eau) :



Le bilan de ces équilibres est :

$$[\text{HO}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = w$$

soit avec  $[\text{Na}^+] = C_i$  avec  $C_i$  concentration initiale en soude NaOH

$$\text{et } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = \frac{K_e}{w}$$

On obtient une équation du 2<sup>nd</sup> degré :

$$w = C_i + \frac{K_e}{w}$$

$$\text{soit } w^2 - C_i \cdot w - K_e = 0$$

On trouve donc respectivement :

$$\text{pH} = 11 ; \text{pH} = 7,2 ; \text{pH} = 7.$$