

Le produit ionique de l'eau K_e - Relation entre K_e , pH et pOH

I- Le produit ionique de l'eau K_e

La constante de réaction de l'autoprotolyse de l'eau s'écrit:

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

On rappelle que lorsqu'on écrit les expressions des constantes de réaction à l'équilibre, les concentrations en solides et en liquides purs n'interviennent pas. Par conséquent, dans l'expression de K_e , la concentration en eau, qui est un liquide pur, n'apparaît pas.

On détermine la valeur de K_e à 25°C en utilisant la valeur de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que l'on déduit du pH de l'eau. Comme le pH de l'eau pure à 25°C est égal à 7, on calcule la concentration en ions hydronium dans l'eau pure:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7} \text{ mol/L à } 25^\circ\text{C}$$

Dans le paragraphe sur l'autoprotolyse de l'eau, on a vu qu'il y a autant d'ions hydronium que d'ions hydroxyde produits par autoprotolyse dans l'eau pure. On en déduit la concentration en ions hydroxyde dans l'eau pure à 25°C:

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L à } 25^\circ\text{C}$$

C'est un peu difficile à visualiser, mais 10^{-7} est un nombre extrêmement faible! Dans un échantillon d'eau, seule une petite fraction des molécules d'eau sera sous forme ionisée.

Connaissant $[\text{OH}^-]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]$, on en déduit la valeur du produit ionique de l'eau K_e à 25°C:

$$K_e = (10^{-7}) \times (10^{-7}) = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C}$$

II- Relation entre K_e , pH et pOH

A partir de la relation $K_e = (10^{-7}) \times (10^{-7}) = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C}$, on établit une nouvelle équation utile et intéressante. Si on prend le logarithme négatif des deux côtés de l'équation du paragraphe précédent, $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$, on a:

$$\begin{aligned} -\log K_e &= -\log ([\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]) \\ &= -(\log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]) \\ &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] + (-\log [\text{OH}^-]) \\ &= \text{pH} + \text{pOH} \end{aligned}$$

En utilisant la notation $\text{p}K_e$ pour $-\log K_e$, et en remplaçant $\text{p}K_e$ par 14 à 25°C, on obtient:

$$\text{p}K_e = \text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ à } 25^\circ\text{C}$$

Par conséquent, la somme du pH et du pOH sera toujours égale 14 à 25°C . Il faudra toujours avoir en tête que cette relation n'est pas vraie à d'autres températures parce que la valeur de K_e dépend de la température!