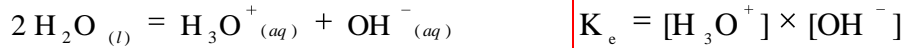


Réactions acido-basiques en solution aqueuses

Produit ionique de l'eau :

Le produit ionique de l'eau, noté K_e , est la constante d'équilibre associée à la réaction suivante :



$$pK_e = -\log K_e \quad \text{d'où} \quad K_e = 10^{-pK_e}$$

$$K_e = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$pK_e = 14$$

Relation entre pH, pK_e et $[\text{OH}^-]$:

$$\begin{cases} \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \end{cases}$$

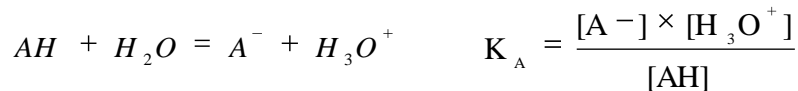
D'où : $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}$ en prenant le $(-\log)$ de chaque membre :

$$\text{Par suite : } \text{pH} = -\log \left(\frac{K_e}{[\text{OH}^-]} \right)$$

$$\text{pH} = -\log K_e + \log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = pK_e + \log [\text{OH}^-] \quad \text{ou} \quad [\text{OH}^-] = 10^{\text{pH} - pK_e}$$

Constante d'acidité : constante d'équilibre associée à la réaction suivante :



Expression logarithmique :

$$-\log K_A = -\log \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

$$\text{Au final : } \text{pH} = pK_A + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \right)$$