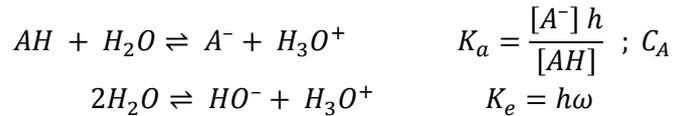


pH d'un acide seul.

Les réactions mises en jeu sont les suivantes :



On a les relations suivantes :

D'après le bilan de matière (BM)

$$[AH] + [A^-] = C_A$$

Et l'électronégativité (EN)

$$h = \omega + [A^-]$$

La constante d'acidité donne l'expression de [AH]

$$[AH] = \frac{[A^-] h}{K_a}$$

Le BM devient donc après factorisation :

$$[A^-] \times \left(1 + \frac{h}{K_a}\right) = C_A$$

Soit

$$[A^-] = \frac{C_A}{1 + \frac{h}{K_a}} = \frac{C_A K_a}{K_a + h}$$

L'EN permet d'aboutir à l'équation suivante :

$$h = \frac{K_e}{h} + \frac{C_A K_a}{K_a + h}$$

A partir de cette équation, on peut établir les diverses hypothèses classiques qui font la « toute-puissance » de la réaction prépondérante (RP) :

H₁ : On néglige l'effet de la dilution soit

$$\frac{K_e}{h} \ll h \Rightarrow h = \frac{C_A K_a}{K_a + h}$$

Pour un **acide faible**, on a :

$$h = \frac{C_A K_a}{h} \Rightarrow h = \sqrt{C_A K_a} \Rightarrow \mathbf{pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C_A}$$

Pour un **acide fort**, on a :

$$h = C_A \Rightarrow \mathbf{pH = -\log C_A}$$

H₂ : L'effet de la dilution n'est pas négligeable

Pour un **acide faible**, on a :

$$h = \frac{K_e}{h} + \frac{C_A K_a}{h} \Rightarrow h = \sqrt{C_A K_a + K_e}$$

$$pH = -\frac{1}{2} \left(\log \left(K_a \left(C_A + \frac{K_e}{K_a} \right) \right) \right) = \frac{1}{2} \left(pK_a - \log \left(C_A + \frac{K_e}{K_a} \right) \right)$$

Pour un **acide fort**, on a :

$$h = \frac{K_e}{h} + C_A \Rightarrow h^2 - C_A h - K_e = 0 \rightarrow h > 0 \rightarrow pH$$

Sans simplification, on a :

$$\mathbf{h^3 + K_a h^2 - (C_A K_a + K_e) h - K_a K_e = 0} \rightarrow pH$$

Avec la méthode de Cardan