

pH d'une solution aqueuse

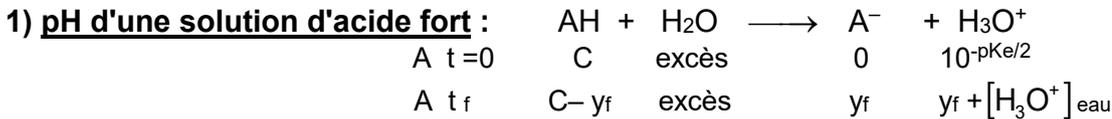
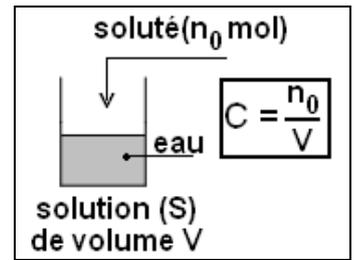
◆ Définition du pH :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

◆ Concentration d'une solution aqueuse : $C = \frac{n(\text{soluté})_{\text{dissous}}}{V} = \frac{n_0}{V}$

◆ Produit ionique de l'eau : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ ($K_e = 10^{-14}$ à 25°C)

◆ Pour un couple acide/base (A/B) : $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{B}]}{[\text{A}]}$ et $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{A}]}{[\text{B}]}$



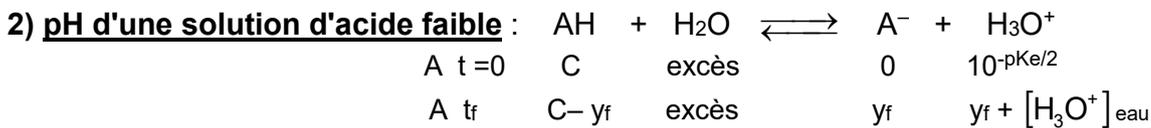
avec $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eau}}$ la molarité des ions H_3O^+ provenant de l'ionisation de l'eau : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eau}} = [\text{OH}^-]_{\text{eau}} < 10^{-\text{p}K_e/2}$.

◆ Approximation des solutions pas trop diluées ($C > 10^{-6}$ mol.L⁻¹) : on néglige les ions provenant de l'eau devant $[\text{H}_3\text{O}^+]$ provenant de l'acide $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eau}} \ll y_f \Rightarrow$ A l'équilibre, on aura : $[\text{H}_3\text{O}^+] = y_f$

◆ AH est un acide fort qui réagit totalement avec l'eau $\Rightarrow C - y_f = 0 \Rightarrow y_f = C$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C \Rightarrow \text{pH} = -\log C$$

$$\text{Aussi } \tau_f = \frac{y_f}{C} \Rightarrow \tau_f = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = 1.$$



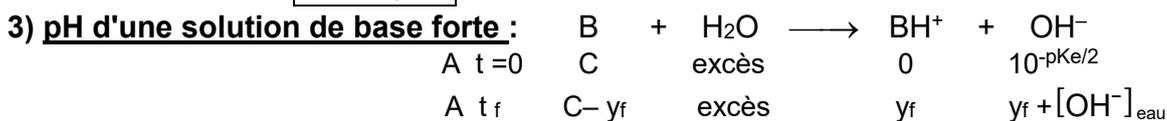
◆ Approximation des solutions pas trop diluées: $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eau}} \ll y_f \Rightarrow$ A l'équilibre, on aura : $[\text{H}_3\text{O}^+] = y_f$

◆ Approximation des acides faiblement dissociés dans l'eau ($\tau_f \leq 5 \cdot 10^{-2}$) : $\tau_f = y_f / C \ll 1 \Rightarrow y_f \ll C$

Donc à l'équilibre, on aura : $[\text{AH}] = C$ et $[\text{A}^-] = y_f = [\text{H}_3\text{O}^+]$.

$$\text{On a : } K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_a \cdot C \Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C)$$

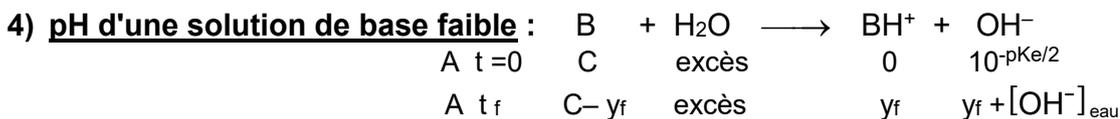
$$\text{Aussi : } \tau_f = \frac{y_f}{C} \Rightarrow \tau_f = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} \quad \text{ou} \quad \tau_f = \sqrt{K_a / C}$$



◆ Approximation des solutions pas trop diluées ($C > 10^{-6}$ mol.L⁻¹) : on néglige les ions provenant de l'eau devant $[\text{OH}^-]$ provenant de la base $\Rightarrow [\text{OH}^-]_{\text{eau}} \ll y_f \Rightarrow$ A l'équilibre, on aura : $[\text{OH}^-] = y_f$

◆ B est une base forte qui réagit totalement avec l'eau $\Rightarrow C - y_f = 0 \Rightarrow y_f = C \Rightarrow [\text{OH}^-] = C$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} = \frac{K_e}{C} \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_e + \log C \quad \text{Aussi : } \tau_f = \frac{y_f}{C} = \frac{[\text{OH}^-]}{C} = 1$$



◆ Approximation des solutions pas trop diluées: $[\text{OH}^-]_{\text{eau}} \ll y_f \Rightarrow$ A l'équilibre, on aura : $[\text{OH}^-] = y_f$

◆ Approximation des bases faiblement ionisées dans l'eau ($\tau_f \leq 5 \cdot 10^{-2}$) : $\tau_f = \frac{y_f}{C} \ll 1 \Rightarrow y_f \ll C$.

A l'équilibre, on aura : $[\text{B}] = C$ et $[\text{BH}^+] = y_f = [\text{OH}^-]$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{B}]}{[\text{BH}^+]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]C}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2 C}{K_e} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{K_e \cdot K_a}{C} \Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a + \text{p}K_e + \log C)$$

$$\text{Aussi : } \tau_f = \frac{y_f}{C} \Rightarrow \tau_f = \frac{[\text{OH}^-]}{C} \quad \text{ou} \quad \tau_f = \sqrt{K_e / C \cdot K_a}$$

