

PH des solutions aqueuses

❖ **Définition:** $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$.

❖ **Produit ionique de l'eau** $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]$

❖ **pH d'une solution aqueuse d'un monoacide fort :**

➤ Un acide est dit fort s'il s'ionise totalement dans l'eau $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_a$

➤ Pour une solution d'un monoacide **fort** dont la concentration initiale est C_a , on a :

$$\boxed{\text{pH} = -\log C_a} \quad \text{soit } C_a = 10^{-\text{pH}}.$$

❖ **pH d'une solution aqueuse d'une monobase forte :**

➤ Une base est dite forte si elle s'ionise totalement dans l'eau $[\text{OH}^-] = C_b$

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

➤ Pour une solution d'une monobase **forte** dont la concentration initiale est C_b , on a :

$$\boxed{\text{pH} = \text{p}K_e + \log C_b} \quad \text{soit } C_b = 10^{\text{pH} - \text{p}K_e}.$$

❖ **Comparaison de la force des acides et celle des bases :**

➤ **Selon la concentration initiale :**

• A **pH égaux**, l'acide le plus **fort** est celui qui correspond à la concentration initiale la plus **petite**.

• A **pH égaux**, la base la plus **forte** est celle qui correspond à la concentration initiale la plus **petite**.

➤ **Selon la valeur du pH :**

• A **concentrations égales**, l'acide le plus **fort** est celui de la solution dont le pH est le plus **petit**.

• A **concentrations égales**, la base la plus **forte** est celle de la solution dont le pH est le plus **grand**.

❖ **Taux d'avancement final τ_f ou coefficient d'ionisation α :**

Pour un électrolyte, on définit le coefficient d'ionisation ou de dissociation α comme suit :

$$\tau_f = \alpha = \frac{\text{quantité de l'électrolyte ionisé ou dissocié}}{\text{quantité initiale de l'électrolyte dissous}}.$$

➤ Pour les solutions acides, $\tau_f = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} \leq 1$. (si l'acide est fort $\tau_f = 1$; si l'acide est faible $\tau_f < 1$; si $\tau_f \leq 0.05$ l'acide est faiblement ionisé.

➤ Pour les solutions basiques, $\tau_f = \frac{[\text{OH}^-]}{C} \leq 1$. (si la base est forte $\alpha = 1$; si l'acide est faible $\alpha < 1$; si $\tau_f = \leq 0.05$ la base est faiblement ionisée.

❖ **Force d'un acide – Force d'une base :**

➤ **Cas d'un acide :**

Pour connaître la force d'un acide, il suffit de calculer $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ et la comparer à C :

☐ Si $[\text{H}_3\text{O}^+] < C \Rightarrow$ L'acide est faible.

☐ Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = C \Rightarrow$ L'acide est fort.

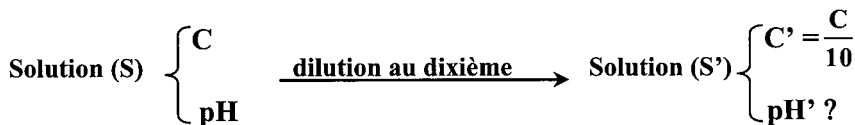
➤ **Cas d'une base :**

Pour connaître la force d'une base, il suffit de calculer $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$, puis $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$ et la comparer à C :

Si $[\text{OH}^-] < C \Rightarrow$ La base est faible.

Si $[\text{OH}^-] = C \Rightarrow$ La base est forte.

❖ **Effet d'une dilution au dixième sur le pH d'une solution :**



➤ **Cas d'une solution acide :**

⊕ Pour un acide **fort** :

$$\text{pH} = -\log C_a \quad ; \quad \text{pH}' = -\log C_a' = -\log \underbrace{\frac{C_a}{10}}_{\text{pH}} = -\log C_a + 1$$

Donc $\text{pH}' = \text{pH} + 1$

➤ **Cas d'une solution basique :**

• Pour une base **forte** :

$$\text{pH} = \text{pK}_e + \log C_b; \quad \text{pH}' = \text{pK}_e + \log C_b' = \text{pK}_e + \log \frac{C_b}{10} = \underbrace{\text{pK}_e + \log C_b}_{\text{pH}} - 1.$$

Donc $\text{pH}' = \text{pH} - 1$