



Modèle des acides et bases faibles

1. Produit ionique de l'eau

L'eau est un ampholyte, il se produit une réaction entre l'acide $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ et la base $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ des deux couples de l'eau.

L'équation de la réaction s'écrit : $\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{HO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$

Cette réaction est appelée **l'autoprotolyse de l'eau**, elle est très limitée.

L'état d'équilibre de la réaction d'autoprotolyse est associé à une constante d'équilibre, appelé **produit ionique de l'eau**, noté K_e .

Le **produit ionique** de l'eau est défini par : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$.

A 25°C, $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$

Les concentrations doivent être exprimées en mol.L^{-1} mais par convention K_e n'a pas d'unité.

K_e ne dépend que de la température.

On définit aussi $\text{p}K_e$ par la relation $\text{p}K_e = -\log(K_e)$ (donc valant 14,0 à 25°C).

La réaction d'autoprotolyse de l'eau a lieu dans toute solution aqueuse. Toute solution aqueuse contient donc des ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ et $\text{HO}^-_{(aq)}$ dont les concentrations sont liées par le produit ionique de l'eau qui est constant et dont la valeur est indépendante de la solution. La valeur du produit ionique de l'eau ne dépend que de la température. Plus $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente, plus $[\text{HO}^-]$ diminue.

2. Réaction d'un acide (ou d'une base) avec l'eau

Les acides (et les bases) ne réagissent pas tous de la même manière avec l'eau.

On distingue les acides forts et faibles (idem pour les bases).

On considère une espèce où C est la concentration en soluté apporté.

<p align="center">Acide fort AH</p> <p>Un acide fort réagit totalement avec l'eau Équation de la réaction : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$</p> <p>Comparer : $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = C$</p> <p>Expression du pH : $-\log(C)$.</p> <p>Taux d'avancement final : $\tau = 1,0$</p>	<p align="center">Base forte B⁻</p> <p>Une base forte réagit totalement avec l'eau Équation de la réaction : $\text{B}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BH} + \text{HO}^-$</p> <p>Comparer : $[\text{HO}^-]_f = C$</p> <p>Expression du pH : $\text{p}K_e + \log(C)$.</p> <p>Taux d'avancement final : $\tau = 1,0$.</p>
<p align="center">Acide faible AH</p> <p>Un acide faible ne réagit pas totalement avec l'eau Équation de la réaction : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Comparer : $[\text{H}_3\text{O}^+]_f < C$</p> <p>Indication sur le taux d'avancement final : $\tau < 1,0$</p>	<p align="center">Base faible B⁻</p> <p>Une base faible ne réagit pas totalement avec l'eau Équation de la réaction : $\text{B}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH} + \text{HO}^-$ Comparer : $[\text{HO}^-]_f < C$</p> <p>Indication sur le taux d'avancement final : $\tau < 1,0$</p>

3. Constante d'acidité d'un couple A/B et forces des acides et bases

On considère la réaction d'un acide AH avec l'eau : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Définition de la constante d'acidité : constante d'équilibre de la réaction précédente.

3.1 Expression de la constante d'acidité, caractéristique du couple AH/A⁻ : $K_a = \frac{[\text{A}^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{AH}]_f}$

On définit $\text{p}K_a = -\log(K_a)$

L'eau en tant que solvant n'intervient pas dans l'expression de K_a .

Par convention, on prend pour les concentrations les valeurs exprimées en mol.L^{-1} mais K_a est sans unité.

K_a ne dépend que de la température.

Les tables donnent les valeurs de $\text{p}K_a$ à 25 °C pour différents couples, comprises de 0 à 14.



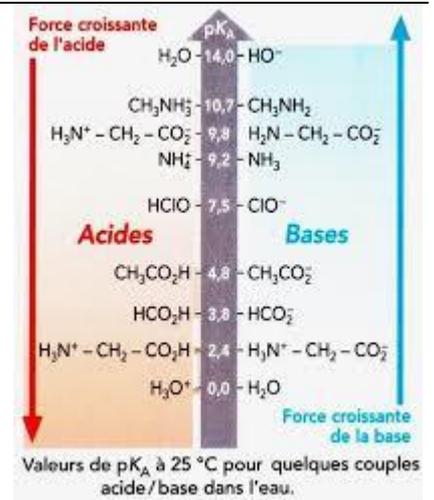
3.2 Comparaison des forces des acides et des bases dans l'eau

Un acide AH réagissant avec l'eau est d'autant **plus fort** que la valeur de pKa du couple AH/A⁻ est **faible** soit Ka **fort**

L'acide le plus fort dans l'eau est H₃O⁺.

Une base A⁻ réagissant avec l'eau est d'autant **plus forte** que la valeur de pKa du couple AH/A⁻ est **fort** soit Ka **faible**

La base la plus forte dans l'eau est HO⁻

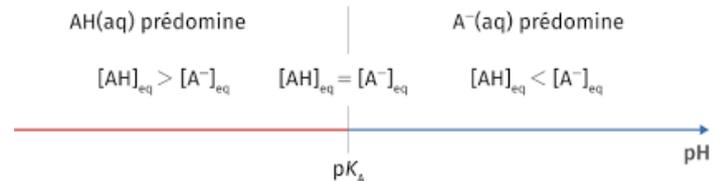


4. Diagrammes de prédominance et de distribution

4.1 Relation entre le pH d'une solution aqueuse d'un acide AH et le pKa

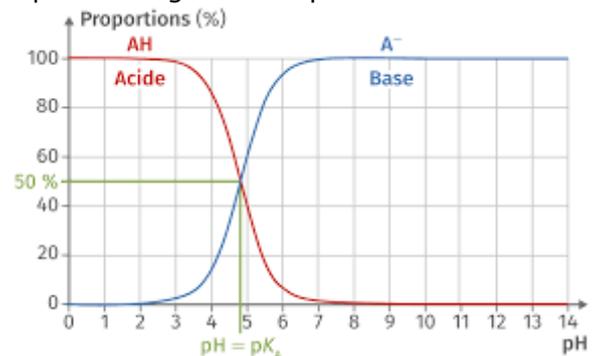
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

4.2 Le diagramme de prédominance est la représentation, sur un axe gradué en pH, de l'espèce prédominante d'un couple donné selon la valeur de pKa.



4.3 Le diagramme de distribution est la représentation des pourcentages des espèces acide et basique dans une solution en fonction de la valeur du pH.

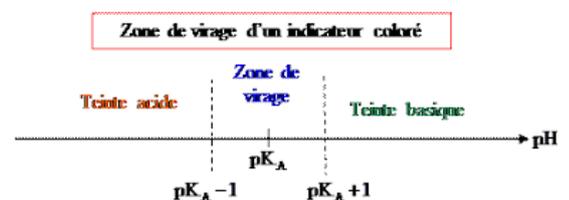
Si [AH] = [A⁻] = $\frac{C}{2}$ alors pH = pK_a.



4.4 Les indicateurs colorés sont des couples acide-base notés HInd/Ind⁻ dont les deux espèces conjuguées ont des teintes différentes.

La zone de virage de l'indicateur coloré est centrée sur la valeur de pKa du couple HInd/Ind⁻, elle correspond au changement de teinte de l'indicateur coloré.

Lors d'un titrage, la zone de virage de l'indicateur choisi doit contenir la valeur du pHe à l'équivalence.



4.5. Une solution tampon est un mélange équimolaire d'un acide et de sa base conjuguée.

Pour une solution tampon, on a pH = pKa du couple.

Le pH d'une solution tampon varie très peu :

- par dilution
- par ajout d'acide ou base (en faible quantité)

4.6 Les acides α-aminés sont des molécules organiques qui contiennent un groupe carboxyle COOH (caractère acide) et un groupe amine NH₂ (caractère basique).

Une telle molécule correspond à deux couples acide-base de valeurs de pKa différentes.

