

- FICHE 1** ▶ Acides, bases et pH
- FICHE 2** ▶ Constantes d'acidité et de basicité – échelle de pK_a
- FICHE 3** ▶ Diagrammes de prédominance et de distribution
- FICHE 4** ▶ Solutions tampons
- FICHE 5** ▶ Calculs du pH d'un monoacide fort et d'une monobase forte
- FICHE 6** ▶ Calculs du pH d'un monoacide faible et d'une monobase faible
- FICHE 7** ▶ Calculs du pH des ampholytes, polyacides et polybases
- FICHE 8** ▶ Calculs du pH de mélanges d'acides et de bases
- FICHE 9** ▶ Titrages acido-basiques

Couples et réactions acide/base

Couples acide/base

Un **acide** au sens de Brønsted est une espèce chimique susceptible de libérer un ou plusieurs protons H^+ , et une **base** est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs protons. Lorsqu'un seul proton peut être échangé, on parle de monoacide et de monobase, contrairement aux polyacides et polybases qui peuvent échanger plusieurs protons. Dans un premier temps, seuls les monoacides et monobases seront considérés.

À tout acide correspond une base conjuguée et réciproquement ; on définit ainsi un couple acide-base.

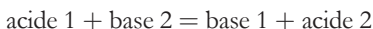
On distingue deux types de couple :

- AH/A^- (acide moléculaire et base anionique, ex : $CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$) dont la « demi-équation acide-base » s'écrit : $AH = A^- + H^+$;
- BH^+/B (acide cationique et base moléculaire, ex : NH_4^+/NH_3) auquel correspond : $BH^+ = B + H^+$.

Remarque : il faut noter que H^+ n'existe pas à l'état libre dans l'eau, il est combiné à l'eau pour former l'ion oxonium H_3O^+ . Les réactions acido-basiques sont des réactions d'échange de protons entre deux couples acide-base. C'est pour cela qu'on peut qualifier les équations ci-dessus de « demi-équations acide-base », à l'instar des demi-équations d'oxydo-réduction.

Réactions acide/base

Un acide 1 ne peut céder de protons que s'il est mis en présence d'une base 2 susceptible de les capter. Une réaction acide-base est donc la combinaison de deux « demi-équations acide-base », faisant intervenir les deux couples acide 1/base 1 et acide 2/base 2, et l'équation-bilan s'écrit :

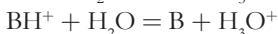
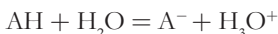


Exemple : $CH_3CO_2H + NH_3 = CH_3CO_2^- + NH_4^+$

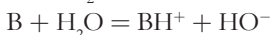
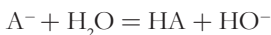
Couples de l'eau

L'eau est un **ampholyte** (§ 7), c'est-à-dire à la fois un acide dans le couple H_2O/HO^- et une base, dans le couple H_3O^+/H_2O .

En l'absence d'autres bases dans le milieu, un acide va réagir avec l'eau selon :



Et une base va réagir avec l'eau selon :



L'eau réagit sur elle-même selon la **réaction d'autoprotolyse** :

Autoprotolyse de l'eau :



La constante d'équilibre associée s'appelle le **produit ionique de l'eau**, K_e .

$$K_e = a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{HO}^-}$$

$a_{\text{H}_3\text{O}^+}$ et a_{HO^-} représentent respectivement les activités de l'ion oxonium et de l'ion hydroxyde.

Lorsque les solutions sont suffisamment diluées pour confondre activité et concentration (en toute rigueur, pour les concentrations inférieures ou égales à $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, mais nous traiterons les solutions plus concentrées avec la même approximation) et en omettant dans l'écriture la concentration de référence $c_0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, on a :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ à } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Où $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est la concentration en ions oxonium dans la solution et $[\text{HO}^-]$ la concentration en ions hydroxyde, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On définit aussi $\text{p}K_e$:

$$\text{p}K_e = -\log K_e = 14,0$$

Ainsi, grâce au produit ionique, si on connaît $[\text{H}_3\text{O}^+]$, on peut en déduire $[\text{HO}^-]$ et réciproquement.

pH

En solution diluée, le pH se définit par :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0}\right)$$

On omet généralement c_0 :

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

De la même manière, on définit : $\text{pOH} = -\log [\text{HO}^-]$

À partir de la définition du produit ionique, on aboutit à :

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_e$$

À $25 \text{ }^\circ\text{C}$, $\text{p}K_e = 14,0$, si $\text{pH} = 5,0$ alors $\text{pOH} = 9,0$.

Un pH inférieur à 7,0 en solution aqueuse correspond à une solution acide et un pH supérieur à 7,0 à une solution basique. En solution aqueuse, la gamme de pH s'étend de 0,0 à 14,0.

pH < 7,0 : solution acide

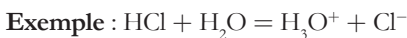
pH > 7,0 : solution basique

pH = 7,0 : solution neutre

Distinction acides forts/faibles et bases fortes/faibles

Acides forts et bases fortes

Si l'acide HA réagit totalement avec l'eau, on dit que c'est un acide fort, et sa base conjuguée A^- est dite indifférente car sans propriété basique.



HCl (chlorure d'hydrogène) est un acide fort dans l'eau, et Cl^- (ion chlorure) n'a pas de propriété basique.

Si la base A^- réagit totalement avec l'eau, on dit que c'est une base forte, et son acide conjugué HA est dit indifférent car sans propriété acide.



NH_2^- (ion amidure) est une base forte dans l'eau, et NH_3 (ammoniaque) n'a pas de propriété acide dans l'eau (mais cela change selon les solvants).

Remarque : en revanche, NH_3 a des propriétés basiques.

Acides faibles et bases faibles

Si HA et A^- réagissent de manière limitée avec l'eau, ce sont respectivement un acide faible et une base faible, les deux espèces co-existent à l'équilibre en solution et forment un couple acide faible/base faible.