



Propriétés acidobasiques de la matière

Acides et bases

1. Théorie de Brønsted

Une espèce chimique ionique ou moléculaire est un acide de Brønsted si elle est susceptible de libérer un proton, H^+ . Un acide est conventionnellement noté AH.

Rq : HA est une notation générique. Un acide peut être électriquement neutre (CH_3COOH), mais aussi un cation (NH_4^+) ou un anion (HCO_3^-).

Lorsque la dissociation d'un acide est totale, l'acide est dit fort.

Lorsque la dissociation d'un acide n'est pas totale mais mène à un état d'équilibre, l'acide est dit faible.

Une espèce chimique ionique ou moléculaire est une base de Brønsted si elle est susceptible de capter un proton, H^+ . Une base est conventionnellement notée B.

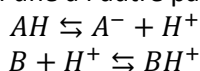
Rq : B est une notation générique. Une base peut être électriquement neutre (NH_3), mais aussi un anion (CO_3^{2-}). Par contre, un cation ne possède que très rarement des propriétés basiques.

Lorsque la réaction entre une base et un proton est totale, la base est dite forte.

Lorsque la réaction entre une base et un proton n'est pas totale mais mène à un état d'équilibre, la base est dite faible.

2. Couple acide/base

Deux espèces chimiques forment un couple acidobasique lorsqu'on passe de l'une à l'autre par échange d'un proton, H^+ . Elles sont liées l'une à l'autre par une demi-équation acidobasique.



Rq : Ces deux écritures sont équivalentes et redondantes. Une seule suffit pour l'ensemble de la théorie de Brønsted. Par convention, on a choisi de privilégier la formulation à partir de l'acide.

Un couple acide/base est donc noté AH/A^- , et on lui associe la demi-équation $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$.

Ex : $CH_3COOH/CH_3COO^- : CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$
 $NH_4^+/NH_3 : NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$

Rq : L'acide et la base du couple sont dits conjugués :

- AH est l'acide du couple, et A^- sa base conjuguée.
- A^- est la base du couple, et AH son acide conjugué.

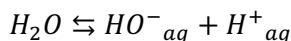
Une autre écriture pour le proton est $H_3O^+_{aq}$. Cette notation sera préférée lors de l'étude de réactions acido-basiques.

- Une demi-réaction acido-basique s'écrit alors $AH_{aq} + H_2O \rightleftharpoons A^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$

3. Une espèce chimique particulière, l'eau

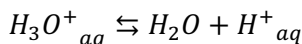
L'eau intervient dans 2 couples acide/base :

- H_2O/HO^- eau/ion hydroxyde



Rq : Dans la théorie de Brønsted, toutes les bases fortes peuvent être décrites par ce couple.

- H_3O^+/H_2O ion oxonium/eau



Rq : Dans la théorie de Brønsted, tous les acides forts peuvent être décrits par ce couple.

On dit que l'eau est une espèce chimique amphotère.

Toute espèce chimique qui a à la fois des propriétés acides et basiques est amphotère.

Ex : L'ion hydrogénocarbonate, HCO_3^-

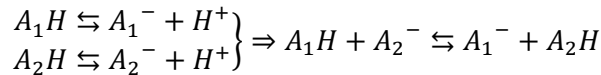
- $H_2CO_3/HCO_3^- : H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$
- $HCO_3^-/CO_3^{2-} : HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+$



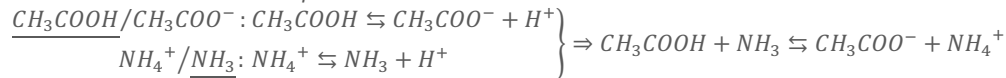
Solutions acidobasiques

1. Réactions acidobasiques

Une réaction acido-basique est définie par un échange de protons H^+_{aq} entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple.

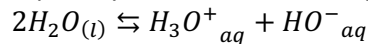


Ex : Réaction entre l'acide éthanóique et l'ammoniac :



2. Une réaction particulière, l'autoprotolyse de l'eau

Dans l'eau se produit une transformation limitée (si la réaction était totale, il n'y aurait plus d'eau), modélisée par une réaction appelée autoprotolyse de l'eau, dont l'équation chimique s'écrit :



Rq : La réaction d'autoprotolyse de l'eau n'a pas lieu uniquement dans l'eau pure, mais dans toute solution aqueuse.

3. pH d'une solution aqueuse

En solution aqueuse, le proton est associé à une molécule d'eau pour former l'ion oxonium, $H_3O^+_{aq}$. Une demi-réaction acido-basique s'écrit alors $AH_{aq} + H_2O \rightleftharpoons A^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$

Une solution ayant des propriétés acido-basiques peut donc être caractérisée par sa concentration en ions oxonium.

- Plus une solution est concentrée en ions $H_3O^+_{aq}$, plus elle est acide
- Moins une solution est concentrée en ions $H_3O^+_{aq}$, plus elle est basique.

La concentration en ions $H_3O^+_{aq}$ peut varier de manière considérable (de quelques $mol.L^{-1}$ pour les solutions très acides à $10^{-14} mol.L^{-1}$ pour les solutions très basiques). Représenter cette étendue sur une échelle linéaire est complexe voire impossible.

Ex : Si on prend pour échelle 1 cm $\leftrightarrow 10^{-14} mol.L^{-1}$, la graduation 10^{-13} (10×10^{-12}), se trouverait à 10 cm de l'origine, et la graduation 10^{-12} (10×10^{-13}) se trouverait à 1 m de l'origine. La graduation 1 $mol.L^{-1}$ se trouverait quand à elle à 1 milliard de km de l'origine de l'échelle, c'est-à-dire entre l'orbite de Jupiter et celle de Saturne.

Pour faciliter la comparaison de plusieurs solutions, on utilise donc une échelle logarithmique pour exprimer la concentration en ions $H_3O^+_{aq}$ dans une solution, l'échelle de pH.

Le pH est lié à la concentration en ions $H_3O^+_{aq}$ par les relations équivalentes suivantes :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Leftrightarrow pH = -\log[H_3O^+]$$

Rq : La fonction $\log(x)$ est un opérateur mathématique qui ne peut s'appliquer qu'à des nombres sans unité. Aussi, pour être rigoureux, on doit introduire la grandeur C_0 , appelée concentration standard.

$$C_0 = 1,0 mol.L^{-1}$$

$$\text{On a alors } pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_0} \Leftrightarrow [H_3O^+] = C_0 \times 10^{-pH}$$

Le pH d'une solution se mesure à l'aide d'un pHmètre.

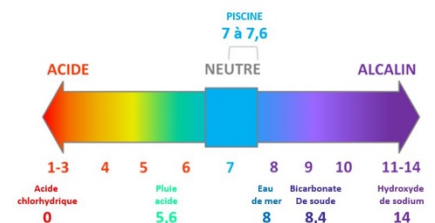
Selon la valeur du pH, une solution sera considérée comme acide, neutre ou basique.

Rq : La théorie de Brønsted est valide pour des solutions dont le pH varie de 0 à 14.

La nature acide ou basique d'une solution peut également être déterminé à l'aide d'un indicateur coloré, dont la couleur dépend du pH de la solution.

Ex : Le Bleu de Bromothymol (BBT) prend une coloration jaune lorsqu'une solution est acide, verte lorsque la solution est neutre et bleue lorsque la solution est basique

Rq : Le papier pH est un ruban imbibé d'une combinaison de plusieurs indicateurs colorés. Il permet d'obtenir une valeur approchée du pH d'une solution.





4. Solutions tampon

Certaines solutions sont un mélange d'un acide et de sa base conjuguée. Elles peuvent donc interagir avec des acides et/ou avec des bases :

- L'ajout modéré d'un acide est neutralisé par réaction avec la forme basique du couple présent dans la solution.
- L'ajout modéré d'une base est neutralisé par réaction avec la forme acide du couple présent dans la solution.
- Les effets d'une dilution (ajout d'eau, espèce chimique amphotère) sont également neutralisés par réaction avec le couple présent dans la solution.

Ces propriétés d'une telle solution lui ont donné son nom de solution tampon.

Une solution tampon est une solution dont le pH reste constant, malgré sa dilution ou l'ajout modéré d'un acide ou d'une base

Ex : Le pH sanguin est un des paramètres les plus régulés dans l'organisme. Pour une personne en bonne santé, sa valeur est comprise entre 7,38 et 7,42. Cet équilibre délicat est maintenu en grande partie grâce au pouvoir tampon de l'ion hydrogénocarbonate, qui est amphotère.