

C1 REACTION ACIDES BASES

Dans le chapitre qui suit, on s'intéresse à une autre famille de réaction chimique : les réactions acido-basiques. Ces réactions se font par échange d'un proton H^+ entre un acide et une base. Le plan suivant est proposé :

- ⊕ Acide et base au sens de Brönsted
- ⊕ Réactions acido-basiques
- ⊕ pH d'une solution aqueuse

1. Acide et Base au sens de Brönsted :

1.1. Définitions d'un acide et d'une base au sens de Brönsted :

La notion d'acide et de base a été développée par Joannes Brönsted (danois) en 1923, et quelques mois plus tard, de manière indépendante, par Thomas Lowry (anglais).

- ❖ Un acide, au sens de Brönsted, est une espèce chimique capable de céder (perdre) un ion hydrogène H^+ .
- ❖ Une base, au sens de Brönsted, est une espèce chimique capable de capter (gagner) un ion hydrogène H^+ .

Remarque :

Selon les cas, les acides et les bases peuvent être des espèces ioniques ou non. Lorsqu'elles sont ioniques, elles n'existent pas seules en solution, elles sont toujours accompagnées d'un ion spectateur qui permet d'assurer l'électroneutralité.

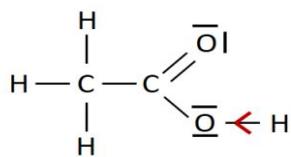
Par exemple, l'acide chlorhydrique HCl se dissout dans l'eau en ions oxonium H_3O^+ et chlorure Cl^- . Seuls les ions H_3O^+ sont porteurs du caractère acide, les ions Cl^- sont spectateurs.

1.2. Origine de l'acidité et basicité des espèces :

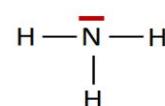
- ⊕ Lorsqu'une molécule présente une liaison polarisée entre un hydrogène et un atome plus électronégatif, on dit que la molécule est acide. La liaison est fragilisée par cette polarité et la molécule peut ainsi céder plus ou moins facilement l'ion H^+ .
- ⊕ Lorsqu'une molécule présente un atome portant un ou plusieurs doublets non-liant, comme l'atome d'azote par exemple, alors cette molécule est une base. Ces doublets non-liant sont des réserves d'électrons susceptibles de venir combler la lacune électronique d'un ion H^+ pour le capter.

Exemples :

La figure ci-dessous présente le schéma de Lewis de l'acide éthanoïque et de l'ammoniac, respectivement un acide et une base.



Acide éthanoïque :
acide de Brönsted



Ammoniac :
base de Brönsted

A gauche : acide éthanoïque présentant une liaison O-H polarisée

A droite : ammoniac présentant un doublet non-liant

2. Réactions acido-basiques :

2.1. Couple acide-base :

Lorsqu'un acide noté AH cède un proton H^+ , il se transforme en sa base conjuguée notée A^- selon la demi-équation suivante : $\text{AH} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$.

On dit que le couple AH/A^- est un couple acide-base.

Remarque :

Certaines espèces peuvent à la fois jouer le rôle de base et d'acide. Elles sont appelées espèces amphotères, ou ampholytes. L'eau H_2O est une espèce amphotère, elle est la base conjuguée de l'ion oxonium H_3O^+ et l'acide conjugué de l'ion hydroxyde HO^- . Les deux couples acide-base associés sont $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$.

2.2. Réaction acido-basique :

Soient deux couples acide-base $\text{A}_1\text{H}/\text{A}_1^-$ et $\text{A}_2\text{H}/\text{A}_2^-$. Une réaction acido-basique (aussi appelée réaction par transfert de proton) est la transformation chimique qui a lieu lorsque l'acide d'un couple échange un proton avec la base d'un autre couple pour former leurs base et acide conjugués. L'équation bilan de la réaction est la suivante : $\text{A}_1\text{H} + \text{A}_2^- \rightleftharpoons \text{A}_1^- + \text{A}_2\text{H}$.

Exemples :

- ❖ Réaction entre l'acide éthanoïque, acide du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$, et l'ammoniac, base du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$
- ❖ Du fait de son caractère amphotère dans les couples $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$, l'eau peut réagir avec elle-même. Cette réaction est appelée autoprotolyse de l'eau : $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$

3. pH d'une solution aqueuse :

3.1. Définition du pH :

Les réactions acido-basiques font intervenir un transfert d'ions H^+ . Lorsqu'on est en solution aqueuse (donc où le solvant est l'eau), on va définir le caractère acide ou basique de la solution en fonction de la quantité d'ions H^+ présents en solution. Or dans l'eau l'ion H^+ n'existe pas en tant que tel, il est associé à une molécule d'eau pour former l'ion oxonium selon la demi-équation suivante :



Le potentiel hydrogène, ou pH, d'une solution aqueuse, est lié à la concentration en ion oxonium H_3O^+ par la formule suivante : $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0}\right) \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0 \cdot 10^{-\text{pH}}$ Avec $C_0 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ la concentration de référence.

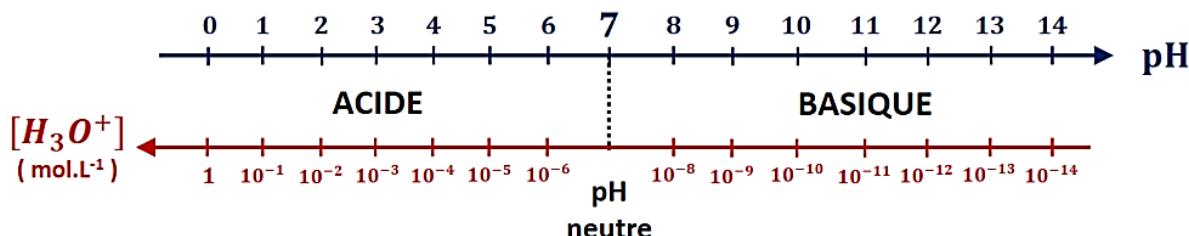
Remarque :

La fonction log est la fonction mathématique logarithme décimal. Elle est définie telle que si $y = \log x$, alors $x = 10^y$ (cf. chapitre de maths sur le logarithme népérien).

3.2. Échelle de pH dans l'eau :

Dans l'eau, la valeur du pH est comprise entre 0 et 14. Le pH central est donc 7, on l'appelle le pH neutre.

- ❖ Si $7 < \text{pH} < 14$, on dit que la solution est basique (il y a davantage d'ions HO^- que d'ions H_3O^+ en solution).
- ❖ Si $0 < \text{pH} < 7$, on dit que la solution est acide (il y a davantage d'ions H_3O^+ que d'ions HO^- en solution).



3.3. Mesure du pH :

Pour mesurer le pH d'une solution aqueuse, on peut utiliser deux méthodes :

- ❖ Du papier pH que l'on trempe dans la solution et qui indique de manière approximative son pH grâce à un code couleur.
- ❖ Un pH-mètre, appareil muni d'une sonde pH-métrique que l'on immerge dans la solution et qui indique une valeur plus précise du pH.