

Modéliser des transformations acide-base par des transferts d'ion hydrogène H^+

Vidéo : [Accéder à la vidéo du cours](#)

Manuel : pages 16 à 19



Vidéo du cours

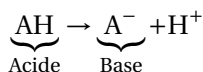
1.1 Les réactions acide-base

Une réaction acide-base modélise un échange d'ions hydrogène H^+ entre une espèce chimique acide d'un couple et une espèce chimique basique d'un autre couple.

À retenir

- **Acide** : Espèce chimique capable de céder des ions hydrogène H^+
- **Base** : Espèce chimique capable de capter des ions hydrogène H^+

Un couple acide-base se note AH/A^- . La demi-équation associée est :

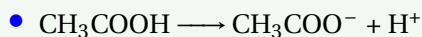


1.1.1 Comment écrire une réaction acide-base ?

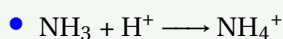
1. Écrire les demi-équations des deux couples mis en jeu
2. Identifier les réactifs de chaque couple
3. En déduire la réaction globale

✓ Exemple

Réaction entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac

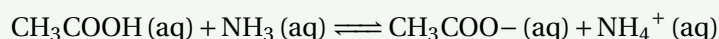


L'acide éthanoïque libère un ion hydrogène, c'est un acide



L'ammoniac capte un ion hydrogène, c'est une base

Réaction globale :



1.2 L'acidité des atomes d'hydrogène : conséquence de la polarité de la liaison

À retenir

Le caractère acide d'un atome d'hydrogène est dû à la différence d'électronégativité importante entre l'hydrogène et l'atome auquel il est relié. L'électronégativité d'un atome correspond à sa capacité à attirer les électrons d'un doublet d'électrons.

Electronégativité des éléments de la classification périodique (numéro atomique < 105)

Electronegativité ↗

Non-métaux

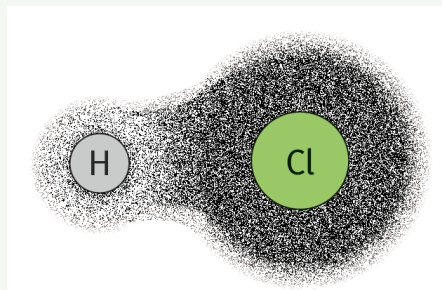
Métaux

Semi-conducteurs

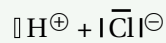
Lorsque deux éléments chimiques ont une différence d'électronégativité importante (par convention supérieure à 0,4), on dit que la liaison est **polarisée**.

✓ Exemple

Le chlorure d'hydrogène

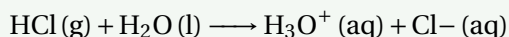


Le chlore porte une charge partielle négative. La liaison étant très polarisée, elle est fragile et l'hydrogène peut être libéré.



La liaison entre l'hydrogène et le chlore est très polarisée : $\chi_{\text{Cl}} = 3,16$ et $\chi_{\text{H}} = 2,2$.

Au contact de l'eau, le chlorure d'hydrogène libère son ion hydrogène qui est capté par la molécule d'eau : c'est une réaction acide-base. Il se forme une solution d'acide chlorhydrique.



Le chlorure d'hydrogène est donc une espèce chimique acide capable de libérer un ion hydrogène H^+ .

1.3 Caractère amphotère de l'eau

♥ À retenir

Une espèce **amphotère** est une espèce chimique capable de jouer le rôle d'acide et de base dans deux couples différents.

L'eau est une espèce chimique qui peut :

- libérer un ion hydrogène H^+ , car relié à un atome d'oxygène plus électronégatif
- capter un ion hydrogène H^+ grâce aux doublets non liants portés par l'atome d'oxygène

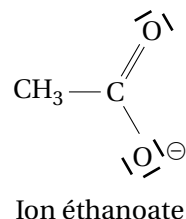
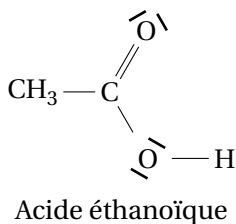
Les couples mis en jeu sont $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$, où H_3O^+ est l'ion oxonium et HO^- l'ion hydroxyde. L'eau est donc bien une espèce **amphotère**.

1.4 Schéma de Lewis de quelques acides et de leur base conjuguée

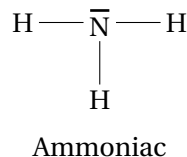
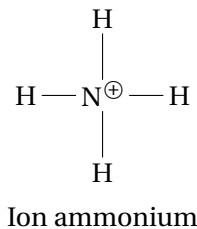
À retenir

Dans un schéma de Lewis, on représente les doublets non liants. Un atome est stable s'il possède huit électrons dans sa couche électronique externe (4 doublets, liants ou non liants). Pour l'hydrogène, la couche externe se limite à « 1s », il lui suffit donc de deux électrons (un doublet).

Couple acide éthanoïque / ion éthanoate



Couple ion ammonium / ammoniac



Remarque

L'ammoniac NH_3 , à l'instar des amines, possède une liaison N-H polarisée, mais la différence d'électronégativité est faible : l'hydrogène n'est que très peu acide. Par contre, le doublet non liant sur l'azote lui permet de capter un ion hydrogène H^+ . **Les amines ont donc un caractère basique.**

1.5 Lien entre le pH et la concentration en ions oxonium

Un ion hydrogène n'existe pas sous sa forme H^+ en solution. Lorsqu'un acide libère un ion hydrogène en solution aqueuse, il se lie à une molécule d'eau pour former un **ion oxonium H_3O^+** .

Σ ♥ Formule à connaître

Le potentiel hydrogène, noté pH, est lié à la concentration en ions oxonium par :

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

où $C^\circ = 1,0 \text{ mol/L}$ est la concentration standard de référence. Le pH s'exprime sans unité.

On peut isoler la concentration en ions oxonium :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C^\circ \times 10^{-\text{pH}}$$

1.6 Échelle de pH en solution aqueuse

Dans l'eau, les valeurs extrêmes de pH sont 0 et 14.

- Solution **acide** : $\text{pH} < 7$
- Solution **basique** : $\text{pH} > 7$
- Solution **neutre** : $\text{pH} = 7$

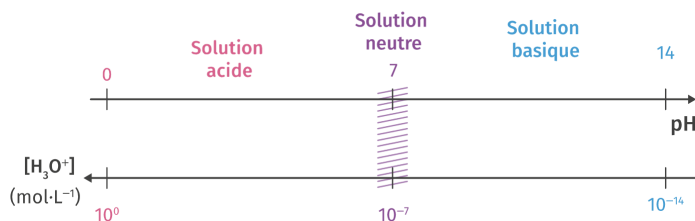


FIGURE 1 – Échelle de pH dans l'eau

 Remarque

Des valeurs de pH négatives ou supérieures à 14 sont possibles, par exemple avec des acides ou des bases très concentrés (hors programme).

Maîtrise				
Compétence				
Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-base mis en jeu et établir l'équation d'une réaction acide-base				
Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium.				
Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.				
Déterminer, à partir de la concentration en ion oxonium H_3O^+ , la valeur du pH et inversement.				
<i>Compétence expérimentale : Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre pH et concentration en ion oxonium.</i>				