

Chapitre 1 — Les acides et les bases

I. Les acides et les bases

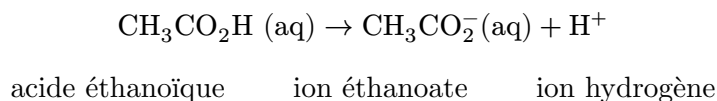
1. Définitions

En 1923, le chimiste danois Johannes **Brønsted** propose une définition générale d'un acide et d'une base.

À RETENIR

Un **acide** est une espèce chimique capable de **céder** un ion hydrogène H^+ (ou proton).

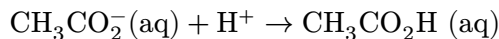
Exemple : L'acide éthanoïque CH_3CO_2H (aq) cède un ion H^+ :



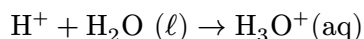
À RETENIR

Une **base** est une espèce chimique capable de **capturer** un ion hydrogène H^+ (ou proton).

Exemple : L'ion éthanoate $CH_3CO_2^-$ (aq) capte un ion H^+ :



Ces écritures sont dites **formelles** : elles mettent en évidence la libération ou la capture d'un ion H^+ , mais l'**ion hydrogène H^+ n'existe pas à l'état libre en solution**. Une molécule d'eau H_2O se fixe sur l'ion H^+ pour former un **ion oxonium H_3O^+** :



2. Couple acide-base

Les notions d'acide (noté AH) et de base (notée A^-) sont **indissociables** :

- un acide AH forme une base A^- en cédant un ion H^+ ;
- une base A^- forme un acide AH en captant un ion H^+ .

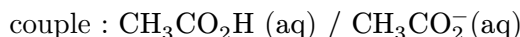
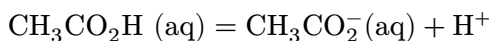
À RETENIR

Deux espèces chimiques AH et A^- qui se transforment l'une en l'autre par échange d'un ion H^+ sont dites **conjuguées** et forment un **couple acide-base**, noté AH / A^- .

Le comportement d'un couple acide-base est décrit par la **demi-équation acide-base** :

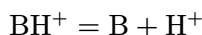


Exemple :



Cette demi-équation traduit la possibilité de passer de l'acide éthanoïque à l'ion éthanoate (gauche → droite) et inversement (droite → gauche).

Pour un couple de la forme BH^+ / B , la demi-équation s'écrit :



Exemple — Couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$:



II. Quelques couples acide-base

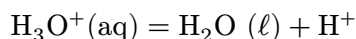
1. Couples de l'eau

À RETENIR

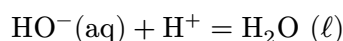
L'eau H_2O est une **espèce amphotère** : elle appartient à deux couples acide-base :

- le couple $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O} (\ell)$ où elle joue le rôle de la **base** ;
- le couple $\text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{HO}^-(\text{aq})$ où elle joue le rôle de l'**acide**.

Dans le couple $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O} (\ell)$, l'ion **oxonium** est un acide (il cède H^+) :

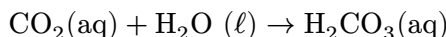


Dans le couple $\text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{HO}^-(\text{aq})$, l'ion **hydroxyde** est une base (il capte H^+) :



2. Couple de l'acide carbonique

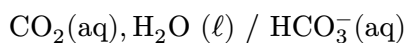
Le dioxyde de carbone gazeux $\text{CO}_2(\text{g})$ est très soluble dans l'eau. Dissous, il peut réagir avec l'eau pour former de l'acide carbonique $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$:



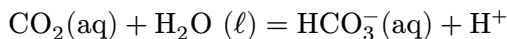
Cependant, la molécule H_2CO_3 **n'est pas très stable** dans l'eau : elle se déshydrate facilement pour redonner $\text{CO}_2(\text{aq})$ et $\text{H}_2\text{O} (\ell)$. On préférera donc la notation $\text{CO}_2(\text{aq}), \text{H}_2\text{O} (\ell)$ à la notation $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$.

À RETENIR

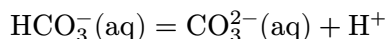
Le dioxyde de carbone dissous dans l'eau et l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- forment un couple acide-base :



La demi-équation acide-base de ce couple s'écrit :



L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- peut lui-même libérer un ion H^+ pour donner l'ion **carbonate** $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$:



Le couple acide-base est alors : $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$.

L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- appartient donc à **deux couples** :

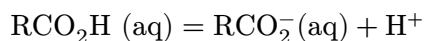
- le couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HCO}_3^-$ où il joue le rôle de la **base** ;
- le couple $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$ où il joue le rôle de l'**acide**.

L'ion hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ est une **espèce amphotère**.

3. Couples des acides carboxyliques

À RETENIR

Un **acide carboxylique** de formule $\text{RCO}_2\text{H}(\text{aq})$ cède un ion H^+ pour former un **ion carboxylate** $\text{RCO}_2^-(\text{aq})$:

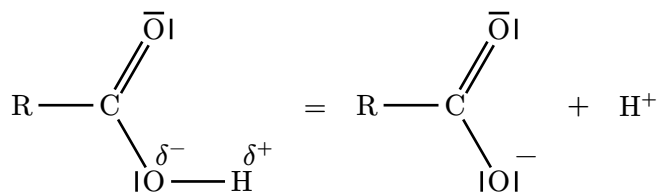


R désigne un groupe **alkyle** $-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ ou un atome H. Le groupe fonctionnel caractéristique est le **groupe carboxyle** ($-\text{COOH}$).

Le nom de la **base conjuguée** (ion carboxylate) s'obtient en supprimant le mot « acide » et en remplaçant la terminaison **-oïque** par **-oate**.

Dans un acide carboxylique, l'atome H est lié à un atome d'oxygène O. L'électronégativité de l'oxygène est supérieure à celle de l'hydrogène : l'oxygène attire le **doublet liant** de la liaison O–H, ce qui incite H à quitter la molécule en « laissant son électron ». Le doublet liant se transforme en **doublet non liant** et l'oxygène acquiert une **charge négative**.

Représentation de Lewis du couple acide carboxylique / ion carboxylate :



4. Couples des amines

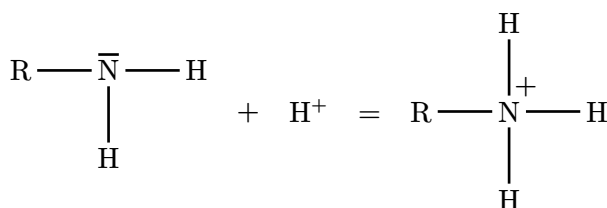
À RETENIR

Les **amines** sont des molécules azotées obtenues par remplacement de 1, 2 ou 3 atomes H de l'ammoniac NH_3 par des groupes alkyles R.

Grâce au **doublet non liant** porté par l'atome d'azote N, les amines peuvent capter un ion H^+ : les amines sont des **bases**.

Lorsqu'une amine capte un ion H^+ , le **doublet non liant** de l'azote se transforme en **doublet liant** : l'azote se retrouve avec un électron en moins et porte une **charge positive**.

Le nom de l'**acide conjugué** s'obtient en remplaçant la terminaison **-amine** par **-ammonium**.

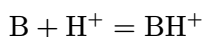


III. Les réactions acide-base

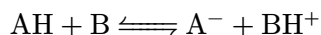
Un acide AH ne cèdera son proton que si une base B est présente pour le capter. L'acide d'un couple AH/A^- réagit avec la base d'un autre couple BH^+/B . Les produits sont les conjugués des réactifs.

MÉTHODE

1. Identifier les deux couples AH/A^- et BH^+/B et les réactifs AH et B.
2. Ecrire les demi-équations en plaçant à gauche les réactifs :

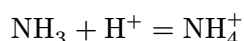


1. Additionner et simplifier H^+ :

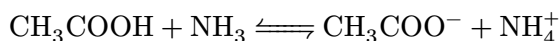


Exemple : Réaction entre l'acide éthanoïque CH_3COOH et l'ammoniaque NH_3 .

1. Les couples en jeu sont $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.
2. Les demi équations sont :



3. L'équation de la réaction acide-base est :



Remarque : La double flèche $\rightleftharpoons$ indique que la réaction n'est pas toujours totale.