

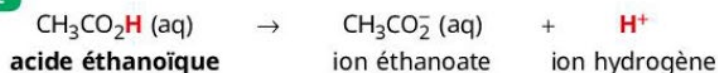
1 Les acides et les bases

► Définitions

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

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

EXEMPLE



L'acide éthanóïque est un **acide** car il est capable de céder un ion hydrogène H^+ .

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

EXEMPLE



L'ion éthanóate est une **base** car il est capable de capter un ion hydrogène H^+ .

■ Les écritures dans les deux exemples précédents ne correspondent pas à des équations de réactions car l'ion hydrogène H^+ **n'existe pas à l'état libre en solution** (FIG. 1). Ces **écritures** sont dites **formelles**, elles mettent simplement en évidence la libération ou la capture, c'est-à-dire le **transfert** d'un ion hydrogène H^+ .

■ Il ne faut pas confondre un **acide** et une **solution acide**. En effet, une solution dans laquelle on introduit une espèce chimique acide peut être acide ou basique selon la quantité introduite et la nature des autres espèces chimiques déjà présentes en solution.

► Couple acide-base

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

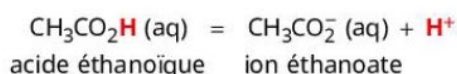
- un acide **AH** forme une base **A⁻** en cédant un ion H^+ ;
- une base **A⁻** forme un acide **AH** en captant un ion H^+ .

Deux espèces chimiques **AH** et **A⁻** qui se transforment, au cours d'une réaction chimique, **l'une en l'autre** par échange **d'un ion hydrogène H^+** sont dites **conjuguées** et forment un **couple acide-base**, noté **AH / A⁻** (FIG. 2).

Le comportement d'un couple acide-base **AH / A⁻** est décrit par cette **demi-équation acide-base** :



EXEMPLE



Cette demi-équation acide-base traduit la possibilité de passer de l'acide éthanóïque à l'ion éthanóate (lecture de la gauche vers la droite) et inversement (lecture de la droite vers la gauche). Ces deux espèces forment le couple acide-base $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq})$.

RAPPELS

- Une solution est **acide** si elle contient plus d'ions H_3O^+ (aq) que d'ions HO^- (aq).
- Une solution est **basique** si elle contient moins d'ions H_3O^+ (aq) que d'ions HO^- (aq).
- Une solution est **neutre** si elle contient autant d'ions H_3O^+ (aq) que d'ions HO^- (aq).



L'ion hydrogène H^+ n'existe pas à l'état libre dans l'eau, mais est à l'état **hydraté**. Une molécule d'eau H_2O se fixe sur l'ion H^+ pour former un **ion oxonium** H_3O^+ :

$$\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$$

FIG. 1 Modèle moléculaire de l'ion oxonium H_3O^+ (aq).

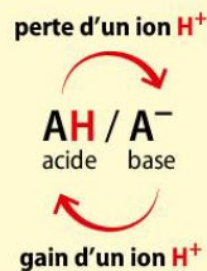
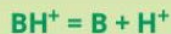


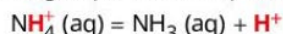
FIG. 2 Représentation d'un couple acide-base.

■ On peut aussi écrire un couple acide-base : BH^+ / B et la demi-équation acide-base est :



EXEMPLE

Pour le couple $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$, la demi-équation acide-base s'écrit :



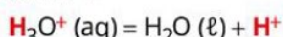
2 Quelques couples acide-base

► Couples de l'eau

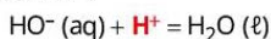
L'eau H_2O appartient à deux couples (FIG. 3) :

- 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** $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ est un **acide**, il est capable de céder un ion H^+ :



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

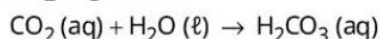


Suivant les espèces chimiques présentes, l'eau se comporte soit comme un acide, soit comme une base : on dit que l'eau est une **espèce amphotère**.

► Couple de l'acide carbonique

■ Le dioxyde de carbone gazeux $\text{CO}_2(\text{g})$ présent dans l'atmosphère est très soluble dans l'eau.

Le dioxyde de carbone solubilisé $\text{CO}_2(\text{aq})$ peut réagir avec l'eau pour former de l'**acide carbonique** $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$:



Cependant, la molécule d'acide carbonique $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ **n'est pas très stable** dans l'eau, elle se déshydrate très facilement pour redonner du $\text{CO}_2(\text{aq})$ et $\text{H}_2\text{O}(\ell)$:

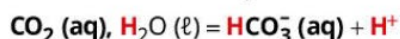


On préférera donc la notation $\text{CO}_2(\text{aq}), \text{H}_2\text{O}(\ell)$ à la notation $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$.

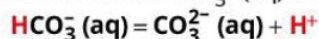
Le dioxyde de carbone dissout dans l'eau, noté $\text{CO}_2(\text{aq}), \text{H}_2\text{O}(\ell)$, et l'ion hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ forment un couple acide-base :



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



■ On peut remarquer que l'ion hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ peut libérer un ion H^+ pour donner l'ion **carbonate** $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ selon la demi-équation :



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

L'ion **hydrogénocarbonate** $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ appartient à **deux couples** :

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

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

acide	base
$\text{HCl}(\text{g}) / \text{Cl}^-(\text{aq})$	
chlorure d'hydrogène	ion chlorure
$\text{HNO}_3(\ell) / \text{NO}_3^-(\text{aq})$	
acide nitrique	ion nitrate
$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$	
ion oxonium	eau
$\text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HO}^-(\text{aq})$	
eau	ion hydroxyde
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$	
acide éthanoïque	ion éthanoate
$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-(\text{aq})$	
acide benzoïque	ion benzoate
$\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$	
ion ammonium	ammoniac
$\text{CO}_2(\text{aq}), \text{H}_2\text{O}(\ell) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$	
dioxyde de carbone dissout dans l'eau	ion hydrogénocarbonate

FIG. 3 Exemples de couples acide-base dont les deux couples de l'eau.

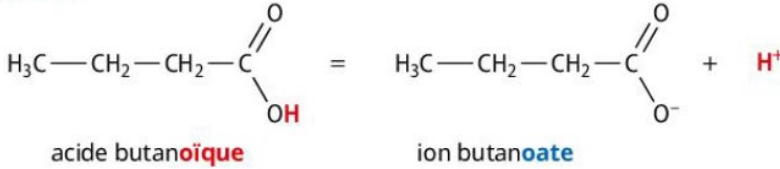
Couples des acides carboxyliques

Un **acide carboxylique** (FIG. 4) de formule RCO_2H (aq) cède un ion hydrogène H^+ pour former un **ion carboxylate** RCO_2^- (aq) :



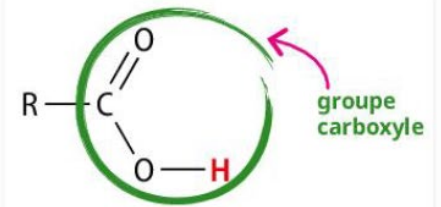
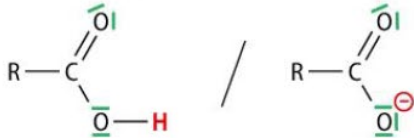
Le nom de la **base conjuguée**, l'ion carboxylate, s'obtient en supprimant le mot acide et en remplaçant la terminaison **-oïque** du nom de l'acide par la terminaison **-oate**.

EXEMPLE



Dans un acide carboxylique, l'atome d'hydrogène **H** est relié à un atome d'oxygène **O** (FIG. 4). L'électronégativité de l'oxygène est supérieure à celle de l'hydrogène, l'oxygène a tendance à attirer le doublet d'électrons de la liaison covalente $\text{O}-\text{H}$, ce qui incite l'hydrogène **H** à quitter la molécule d'acide en « laissant son électron » et il forme ainsi l'ion H^+ . Le **doublet liant** de l'oxygène se transforme alors en **doublet non liant**, l'oxygène se retrouve avec un électron en plus, il porte par conséquent une **charge négative**.

On peut représenter ainsi les schémas de Lewis du couple acide-base acide carboxylique / ion carboxylate, en utilisant le tableau ci-contre (FIG. 5).



R est un groupe **alkyle** $-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ ou un atome d'hydrogène **H**.

FIG. 4 Formule semi-développée des acides carboxyliques.

Atome	Z	Nombre de doublets	
		liants	non liants
H	1	1	0
C	6	4	0
N	7	3	1
O	8	2	2

FIG. 5 Nombre de doublets liants et non liants de quelques atomes.

Couples des amines

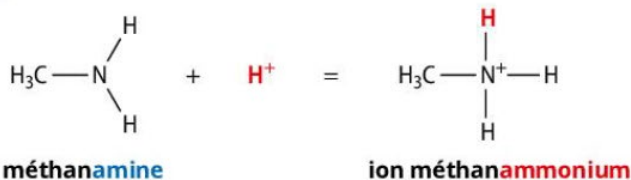
Les **amines** (FIG. 6) sont des molécules azotées, obtenues par remplacement de 1, 2 ou 3 atome(s) d'hydrogène de l'ammoniac NH_3 par 1, 2 ou 3 groupe(s) **alkyle(s) R** (FICHE MÉTHODE → p. 550).

Grâce au **doublet non liant** porté par l'atome d'azote **N** (FIG. 5), les amines sont des espèces capables de capter un ion H^+ , les amines sont donc des **bases**.

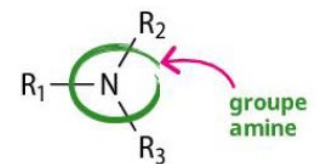
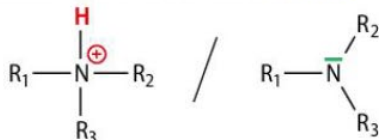
Lorsqu'une amine capte un ion H^+ , le **doublet non liant** porté par l'azote **N** se transforme en **doublet liant**, l'azote **N** se retrouve alors avec un électron en moins sur sa couche externe, il porte par conséquent une **charge positive**.

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

EXEMPLE



On peut représenter ainsi les schémas de Lewis du couple acide-base ion ammonium / amine, en utilisant le tableau (FIG. 5).



R₁, **R**₂ et **R**₃ sont des groupes **alkyles** $-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ ou des atomes **H**.

FIG. 6 Formule semi-développée des amines.

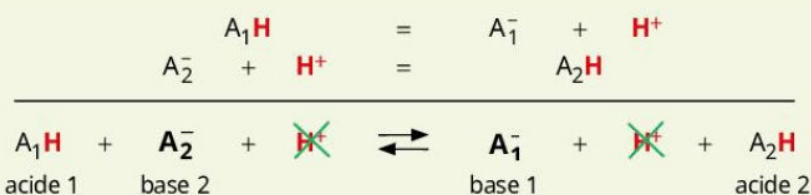
3 Les réactions acide-base

Une **transformation chimique acide-base** met en jeu deux espèces chimiques appartenant à **deux couples** acide-base différents : l'acide A_1H du premier couple cède un ion hydrogène H^+ à la base du second couple A_2^- (FIG. 7).

On peut donc modéliser une transformation acide-base par un **transfert d'ion hydrogène H^+** .

► Comment établir l'équation d'une réaction acide-base ?

- Identifier les deux couples mis en jeu (FIG. 7).
- Repérer dans chaque couple les **réactifs** de la réaction.
- Écrire les deux demi-équations acide-base dans le sens de la réaction.
- Additionner les deux demi-équations acide-base.



■ L'ion hydrogène H^+ échangé n'apparaît donc pas dans l'équation de réaction.

Finalement, l'équation de la réaction s'écrit :



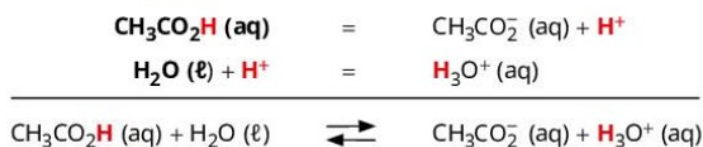
L'équation modélise bien le transfert d'ion hydrogène H^+ entre l'acide A_1H et la base A_2^- .

Ici, la **double flèche** indique que la transformation n'est pas toujours totale.

EXEMPLE 1

L'acide éthanoïque qui appartient au couple $CH_3CO_2H(aq) / CH_3CO_2^-(aq)$ peut réagir avec l'eau.

L'eau $H_2O(l)$ appartient à deux couples acide-base, il faut donc choisir ici celui dans lequel l'eau joue le rôle de **la base**, c'est-à-dire le couple $H_3O^+(aq) / H_2O(l)$ (FIG. 8).

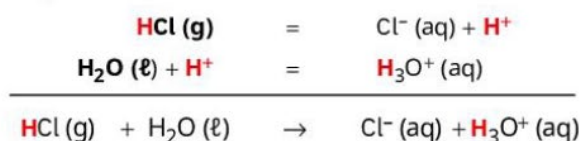


Dans ce cas, la réaction n'est pas totale.

EXEMPLE 2

Le chlorure d'hydrogène gazeux $HCl(g)$ est un **acide** qui appartient au couple $HCl(g) / Cl^-(aq)$.

Il peut aussi réagir avec l'eau :



Dans ce cas, la réaction est totale.

Les deux couples mis en jeu :

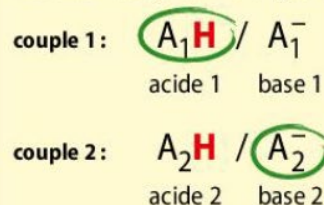


FIG. 7 Identification des **réactifs** dans les couples mis en jeu lors d'une réaction acide-base.

Les deux couples mis en jeu :

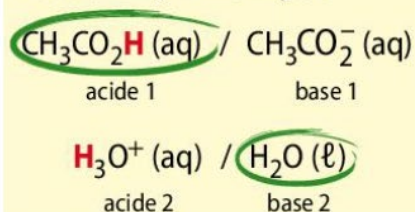


FIG. 8 Les deux couples mis en jeu dans la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau.

Les deux couples mis en jeu :

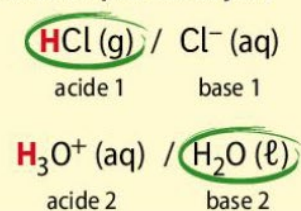
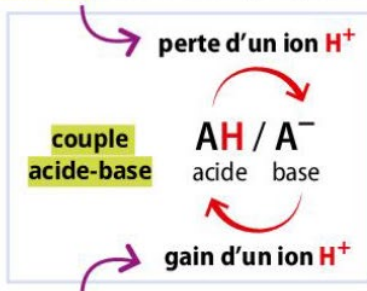


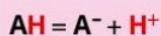
FIG. 9 Les deux couples mis en jeu dans la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.

1 Les acides et les bases

Un **acide AH** cède un ion hydrogène H^+ .



- Une **base A^-** capte un ion hydrogène H^+ .
- La demi-équation acide-base s'écrit :



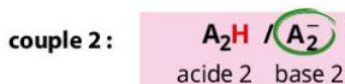
3 Les réactions acide-base

Une **transformation chimique acide-base** met en jeu deux espèces chimiques appartenant à **deux couples** acide-base différents : l'acide A_1H du premier couple cède un ion hydrogène H^+ à la base du second couple A_2^- .

On peut donc modéliser une transformation acide-base par un **transfert d'ion hydrogène H^+** .

- Comment établir l'équation d'une réaction acide-base ?
 - identifier les deux couples mis en jeu ;
 - repérer dans chaque couple les réactifs de la réaction ;
 - écrire les deux demi-équations acide-base dans le sens de la réaction ;
 - additionner les deux demi-équations acide-base.

Soit une réaction où les deux **couples acide-base** mis en jeu sont :



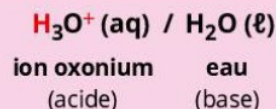
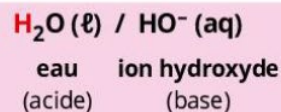
L'**équation de la réaction acide-base** s'écrit :



La double flèche indique que la réaction n'est pas toujours totale.

2 Quelques couples acide-base

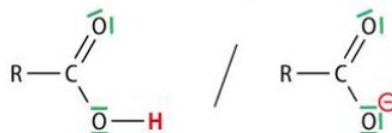
Couples de l'eau :



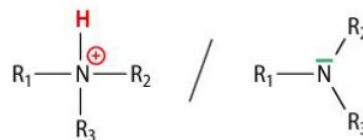
Couple de l'acide carbonique :



Couples des acides carboxyliques :



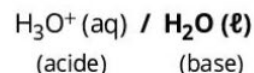
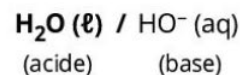
Couples des amines :



Une espèce chimique **amphotère** se comporte soit comme un acide, soit comme une base, en fonction des espèces chimiques présentes.

Exemples :

• L'**eau** est une espèce amphotère, elle joue le rôle de l'acide dans un couple et le rôle de la base dans un autre :



• L'**ion hydrogénocarbonate** est aussi une espèce amphotère :

