

Transformation acide-base

Modélisation des transformations acide-base par des transferts d'ions hydrogène H^+

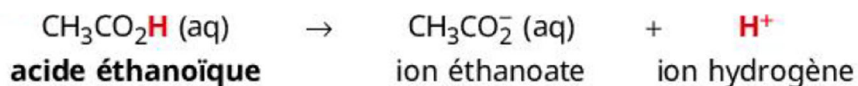
Acides et bases

Définitions :

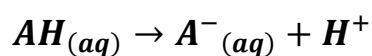
Un acide de Brönsted

Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un ion hydrogène H^+ (proton)

Exemple :



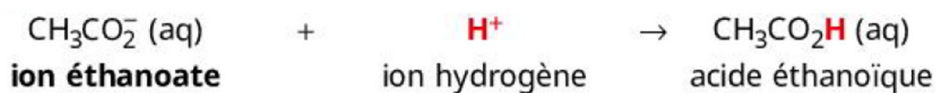
Modélisation :



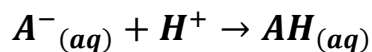
Une base de Brönsted

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

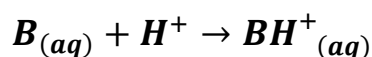
Exemple :



Modélisation :



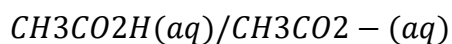
Si la base ne portait pas de charge négative, la modélisation aurait été :



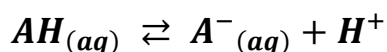
Couple acide-base

Deux espèces chimiques forment un couple acide-base, encore noté **acide/base**, s'il est possible de passer de l'une à l'autre par transfert d'un ion hydrogène H^+ . Dans ce cas, les deux espèces sont dites **conjuguées**.

Exemple :

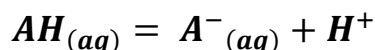


Modélisation du couple acide-base AH/A^- par la demi-équation :



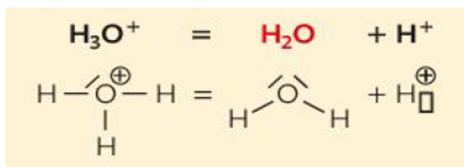
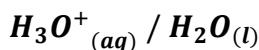
La double flèche signifie que le transfert d'ion hydrogène peut avoir dans les deux sens.

Ou bien avec le signe égale :

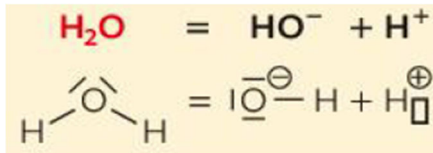


Exemples de couples acide-base à connaître

1. Couples acide-base de l'eau



L'ion oxonium H_3O^+ est un acide conjugué de l'eau



L'ion hydroxyde HO^- est la base conjuguée de l'eau.

Dans le premier couple, l'eau se comporte comme une base. Dans le deuxième couple, l'eau se comporte comme un acide.

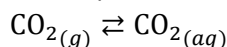
Définition :

Une **espèce amphotère** est à la fois l'acide d'un couple et la base d'un autre couple.

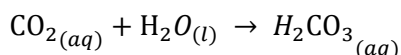
L'eau est donc une espèce amphotère (ou ampholyte).

2. Couple acide-base de l'acide carbonique (H_2CO_3)

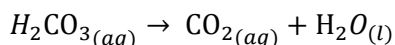
Le dioxyde de carbone gazeux $CO_2(g)$ présent dans l'atmosphère est très soluble dans l'eau.



Le dioxyde de carbone solubilisé $CO_{2(aq)}$ peut alors réagir avec l'eau pour former de l'acide carbonique $H_2CO_{3(aq)}$:



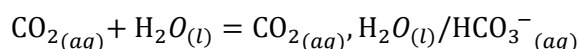
Toutefois, la molécule d'acide carbonique $H_2CO_{3(aq)}$ n'est pas très stable dans l'eau, elle se déshydrate très facilement pour redonner du $CO_{2(aq)}$ et $H_2O_{(l)}$:



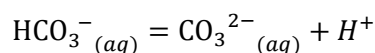
On préférera donc la notation $CO_{2(aq)}, H_2O_{(l)}$ à la notation $H_2CO_{3(aq)}$. On peut aussi trouver l'écriture suivante : $CO_2, H_2O_{(aq)}$

Le dioxyde de carbone dissout dans l'eau, noté $CO_{2(aq)}, H_2O_{(l)}$, et l'ion hydrogénocarbonate $HCO_3^-_{(aq)}$ forment un couple acide-base noté : $CO_{2(aq)}, H_2O_{(l)} / HCO_3^-_{(aq)}$

La demi-équation de ce couple s'écrit :



L'ion hydrogénocarbonate $HCO_3^-_{(aq)}$ peut à son tour libérer un ion H^+ pour donner l'ion carbonate $CO_3^{2-}_{(aq)}$:



Le couple acide base associé à cette demi équation s'écrit donc : $\text{HCO}_3^-_{(aq)} / \text{CO}_3^{2-}_{(aq)}$

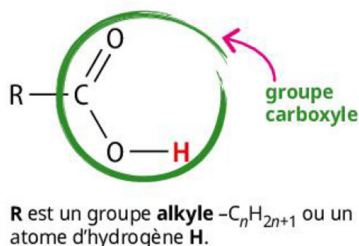
L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- est à la fois un acide et une base dans deux couples différents. Il s'agit donc d'un amphotère.

L'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 est une poudre blanche utilisée en cuisine et comme produit d'entretien. Cette espèce chimique est aussi appelée bicarbonate de sodium.

3. Couples acide-base des acides carboxyliques

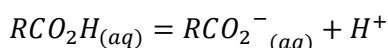
Un acide carboxylique a pour formule brute RCO_2H .

Sa formule semi-développée est représentée ci-dessous :



Il peut céder un ion hydrogène H^+ pour former un ion carboxylate RCO_2^-

Demi-équation :



Couple acide-base : $\text{RCO}_2\text{H}_{(aq)} / \text{RCO}_2^-_{(aq)}$

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 :

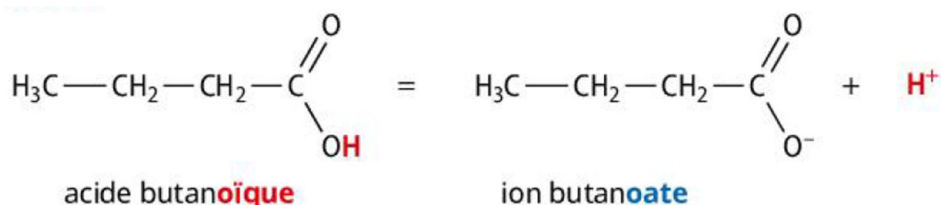
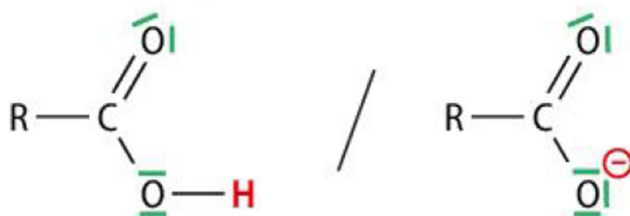


Schéma de Lewis du couple acide base :



■ 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).

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.

4. Couples acide-base des amines

Les amines sont des molécules azotées, obtenues par remplacement de 1, 2 ou 3 atomes d'hydrogène de l'ammoniac par 1, 2 ou 3 groupes alkyles (R).

Formule semi-développée des amines :

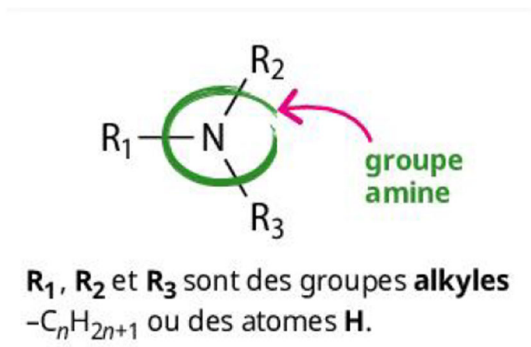
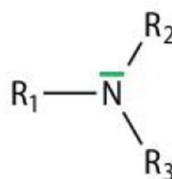


Schéma de Lewis des amines :

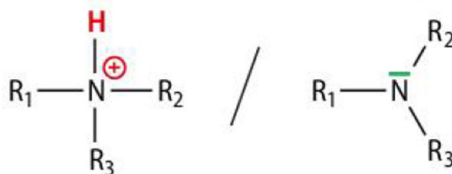


L'atome d'azote possède un doublet non liant qui peut capter un ion hydrogène H^+ :

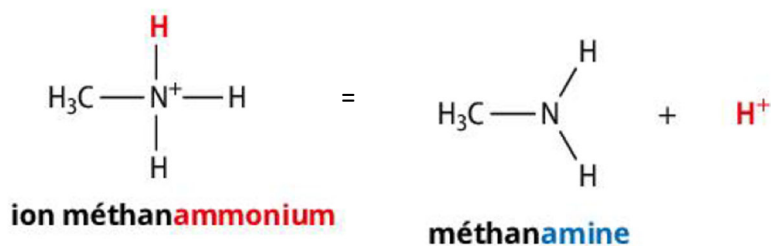
- Le doublet non liant devient alors un doublet liant.
- L'atome d'azote N se retrouve avec un électron en moins, il porte alors une charge positive.

Les amines sont donc des bases.

Schéma de Lewis du couple acide-base des amines



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



On aura toujours les couples : ion ammonium/amine

Réactions acide-base

Au cours d'une réaction acide-base, l'acide d'un couple réagit avec la base d'un autre couple.

Premier couple acide-base : A_1H/A_1^-

Deuxième couple acide-base : A_2H/A_2^-

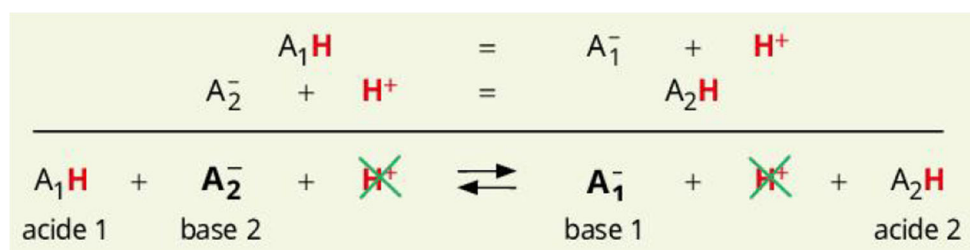
L'équation s'écrit avec une double flèche \rightleftharpoons si la transformation est non totale, avec une simple flèche \rightarrow si la transformation est totale.

Modélisation d'une réaction acide-base totale : $A_1H + A_2^- \rightarrow A_1^- + A_2H$

La modélisation traduit un transfert d'un ion hydrogène H^+ .

Méthode pour établir l'équation d'une réaction acide-base

- Identifier les deux couples acide-base mis en jeu
- Repérer dans chaque couple les réactifs de la réaction
- Ecrire les deux demi-équations acide-base dans le sens de la réaction
- Additionner les deux demi-équations acide-base



L'ion hydrogène n'apparaît donc pas dans l'équation de réaction.

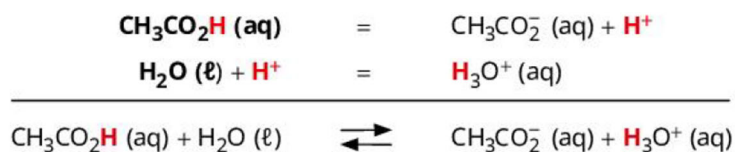
Finalement, l'équation s'écrit :



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.

Les deux couples mis en jeu :

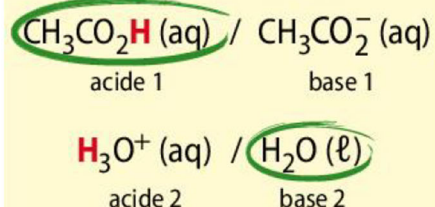
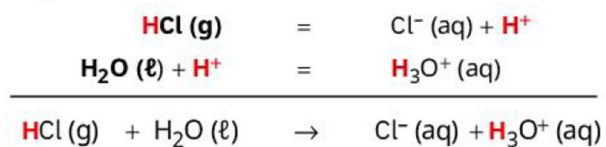


FIG. 8 Les deux couples mis en jeu dans la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau.

EXEMPLE 2

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

Il peut aussi réagir avec l'eau :



Dans ce cas, la réaction est totale.

Les deux couples mis en jeu :

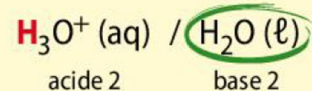
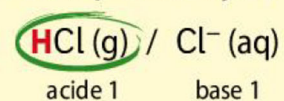


FIG. 9 Les deux couples mis en jeu dans la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.

Exercices

Exercice 1 : QCM

	A	B	C
Un acide est :	une espèce susceptible de céder un proton H^+	une espèce susceptible de capter un proton H^+	une espèce susceptible de céder un électron e^-
Une base est :	une espèce susceptible de céder un proton H^+	une espèce susceptible de capter un proton H^+	une espèce susceptible de céder un électron e^-
La base conjuguée de l'ion ammonium $NH_4^+_{(aq)}$ est :	NH_3	NH_5^{2+}	$NaOH$
La base conjuguée de l'ion éthanoate $CH_3COO^-_{(aq)}$ est :	CH_3COO^{2-}	CH_2COO^{2-}	CH_3COOH
Le pH est :	Lié à la concentration en ion NH_4^+	Lié à la concentration en ion H_3O^+	Lié à la concentration en ion CH_3COO^-
Le pH est :	Une échelle allant de 0 à 7 en milieu aqueux	Est compris entre 0 et 7 en milieu acide	Est compris entre 0 et 7 en milieu basique
La formule reliant le pH à la concentration de la solution est :	$pH = -\log[H_3O^+]$	$pH = -\log[HO^-]$	$pH = -\log[H_2O]$

1. L'acide méthanoïque $HCO_2H(aq)$ est un acide au sens de Brønsted :	il capte un ion hydrogène H^+ .	il cède un ion hydrogène H^+ .	sa base conjuguée est $HCO_2^-(aq)$.
2. L'acide conjugué de l'ion hydrogénocarbonate $HCO_3^-(aq)$ est :	$CO_3^{2-}(aq)$	$CO_2, H_2O(aq)$	$HCO_3^+(aq)$
3. Une espèce amphotère :	est à la fois un acide et une base.	appartient à deux couples acide-base différents.	n'est ni un acide, ni une base.
4. L'ion hydrogénosulfate $HSO_4^-(aq)$ appartient au(x) couple(s) acide-base suivant(s) :	$HSO_4^-(aq) / H_2SO_4(l)$	$H_2SO_4(l) / HSO_4^-(aq)$	$HSO_4^-(aq) / SO_4^{2-}(aq)$
5. $H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$ désigne la solution :	d'acide oxonium.	d'acide éthanoïque.	d'acide nitrique.
6. Dans une solution d'hydroxyde de sodium $Na^+(aq) + HO^-(aq)$:	les deux ions sont des bases.	seul l'ion hydroxyde $HO^-(aq)$ est une base.	seul l'ion sodium $Na^+(aq)$ est une base.

Exercice 2 : Ecriture d'une espèce conjuguée

Compléter le tableau pour former des couples acide-base conjugués.

Acide	H_3PO_4		ClOH		HS^-	NH_4^+
Base		HO^-		HS^-		

Exercice 3 : Identifier un transfert d'ions hydrogène

Les espèces chimiques suivantes sont des acides ou des bases selon la théorie de Brønsted :

$\text{HCO}_3^-(\text{aq})$; $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$; CO_2 , $\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$; $\text{NH}_3(\text{aq})$; $\text{HO}^-(\text{aq})$; $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$; $\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$; $\text{NH}_4^+(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

1. Définir un acide et une base selon la théorie de Brønsted.
2. Former les couples acide-base à partir des formules chimiques données ci-dessus.
3. Écrire les demi-équations acide-base associées aux couples formés.
4. Justifier que l'eau est une espèce amphotère.
5. Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée de l'acide éthanoïque en entourant l'hydrogène acide.

Utiliser le réflexe 1

Exercice 4 : Identifier les couples acide / base

1. Parmi les couples suivants, identifier les couples acide-base :

$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$; $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$;

$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{HSO}_3^-(\text{aq})$; $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$;

$\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) / \text{HCO}_2^-(\text{aq})$.

2. Écrire les demi-équations des couples acide-base.
3. a. L'ion hydrogénosulfate $\text{HSO}_4^-(\text{aq})$ est une espèce amphotère. Définir ce terme.
b. Écrire les deux couples acide-base formés par l'ion hydrogénosulfate.
4. Justifier le caractère basique de l'ammoniac à partir du schéma de Lewis de sa molécule.

Exercice 5 : Etablir l'équation d'une réaction acide-base

En mélangeant une solution d'hydrogénocarbonate de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$ avec du vinaigre (solution contenant de l'acide éthanoïque), une réaction acide-base a lieu. On observe alors une effervescence.



1. Donner la formule chimique de l'acide éthanoïque.
2. Écrire les couples acide-base mis en jeu au cours de la transformation.
3. Deux réactions opposées ont lieu. Écrire l'équation sachant que la transformation est non totale.
4. Justifier l'effervescence observée. **Utiliser le réflexe 2**

Exercice 6 : Ethanoate de sodium

L'éthanoate de sodium est un solide ionique de formule $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ (s). On le trouve dans les petites chauffeuses de poche.

1. Écrire l'équation de sa dissolution dans l'eau.
2. Parmi les ions solvatés obtenus, lequel est une base selon la définition de Brønsted ?
3. À quel couple acide-base cet ion appartient-il ?

Exercice 7 : La soude

L'hydroxyde de sodium est un solide ionique.

1. Quelle est sa formule ?
2. La dissolution dans l'eau de ce solide donne la soude. Écrire l'équation de dissolution.
3. Parmi les ions solvatés obtenus, lequel est une base selon la définition de Brønsted ?
4. À quel couple acide-base cet ion appartient-il ?



Exercice 8 : Représenter le schéma de Lewis

L'éthanamine de formule $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2$ est une amine utilisée dans la synthèse de nombreux produits pharmaceutiques ou phytosanitaires et de colorants.

1. Une solution d'éthanamine a-t-elle un pH supérieur ou inférieur à 7 ? Justifier.
2. Écrire le couple acide/base faisant intervenir l'éthanamine en utilisant les schémas de Lewis.