

Transformations acide-base

TERMINALE

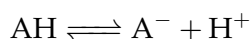
1 Acide et base au sens de Brønsted

Définition

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

Une **base de Brønsted** est une espèce chimique capable de **capter** un ion hydrogène H^+ .

À tout acide correspond la base obtenue après départ du H^+ : ces deux espèces forment un **couple acide-base**, noté AH/A^- et défini par sa **demi-équation acido-basique** :



L'ion H^+ n'existe jamais seul en solution : il est toujours *transféré* d'une espèce à une autre. Une demi-équation n'est donc pas une réaction réelle, c'est une écriture intermédiaire.

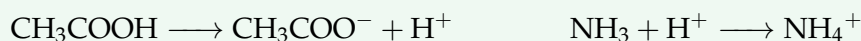
Définition

Une **réaction acide-base** est le transfert d'un ion H^+ de l'acide d'un couple vers la base d'un autre couple.

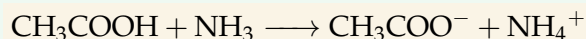
Méthode — Écrire l'équation d'une réaction acide-base

Réaction entre l'acide éthanoïque CH_3COOH et l'ammoniac NH_3 .

1. Identifier les deux couples et écrire leurs demi-équations, l'acide qui cède à gauche, la base qui capte à droite :



2. Additionner les deux demi-équations : les H^+ se simplifient.



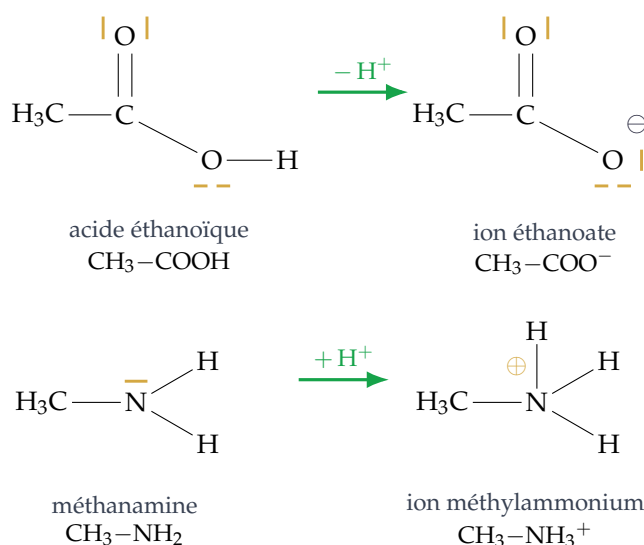
3. Vérifier la conservation des éléments *et* de la charge : $0 = -1 + 1$. ✓

2 Les couples acide-base à connaître

Propriété

Famille	Couple	Demi-équation
Eau (acide)	$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
Eau (base)	$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$
Acide carbonique	$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$
Ion hydrogénocarbonate	$\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$
Acide carboxylique	$\text{RCOOH} / \text{RCOO}^-$	$\text{RCOOH} \rightleftharpoons \text{RCOO}^- + \text{H}^+$
Amine	$\text{RNH}_3^+ / \text{RNH}_2$	$\text{RNH}_3^+ \rightleftharpoons \text{RNH}_2 + \text{H}^+$

Schémas de Lewis et formules semi-développées. Le H^+ échangé est toujours celui porté par l'atome le plus électronégatif (O pour un acide carboxylique, N pour un ion ammonium).



Comptez toujours les doublets *non liants* : 2 sur l'oxygène d'un $\text{C}=\text{O}$, 2 sur l'oxygène d'un $\text{O}-\text{H}$, 3 sur l'oxygène chargé O^- , 1 sur l'azote d'une amine, 0 sur l'azote d'un ion ammonium — c'est précisément ce doublet qui a servi à capter le H^+ .

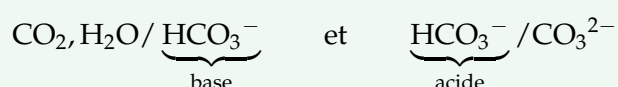
3 Espèce amphotère

Définition

Une espèce est **amphotère** lorsqu'elle appartient à deux couples acide-base : elle est la *base* de l'un et l'*acide* de l'autre.

Méthode — Montrer que l'ion hydrogénocarbonate est amphotère

On cherche HCO_3^- dans le tableau des couples :



Il apparaît des *deux côtés* d'une barre de fraction : il peut capter un H^+ (pour donner $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$) comme en céder un (pour donner CO_3^{2-}). Il est donc **amphotère**.

L'eau en est l'autre exemple : elle est l'acide du couple $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$ et la base du couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$.

4 Repérer un transfert de H^+ expérimentalement

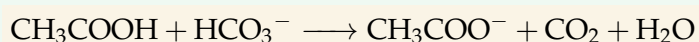
Vinaigre et bicarbonate

On verse du vinaigre (solution d'acide éthanóique) sur une pointe de spatule de bicarbonate de sodium (Na^+ , HCO_3^-).

Observations : effervescence immédiate ; le gaz dégagé trouble l'eau de chaux ; le pH de la solution, mesuré au pH-mètre, **augmente**.

Méthode — Interpréter ces observations

1. Le gaz qui trouble l'eau de chaux est le dioxyde de carbone : il provient du couple $CO_2, H_2O/HCO_3^-$. L'autre espèce présente, l'acide éthanóique, appartient au couple CH_3COOH/CH_3COO^- .
2. Le pH augmente : les ions H_3O^+ sont consommés, donc une espèce a bien *capté* des ions H^+ . Ici HCO_3^- joue son rôle de **base** (c'est l'une de ses deux facettes, cf. §3).
3. On additionne les demi-équations :



4. Le CO_2 formé s'échappe du milieu : il ne peut plus réagir en sens inverse, ce qui rend la transformation **totale**.

5 pH et concentration en ion oxonium

Définition

Le **pH** d'une solution aqueuse diluée mesure son acidité :

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right) \quad \text{avec } c^\circ = 1 \text{ mol/L}$$

La concentration standard c° rend le rapport sans unité : le pH est un nombre sans unité.

Propriété

En appliquant la fonction réciproque $x \mapsto 10^x$:

$$[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$$

Méthode — Aller dans les deux sens

- a. Une solution d'acide chlorhydrique a une concentration en ion oxonium $[H_3O^+] = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$. Son pH vaut :

$$pH = -\log(4,0 \times 10^{-3}) = 2,40$$

- b. Le jus d'un citron a un pH de 2,4. On revient à la concentration :

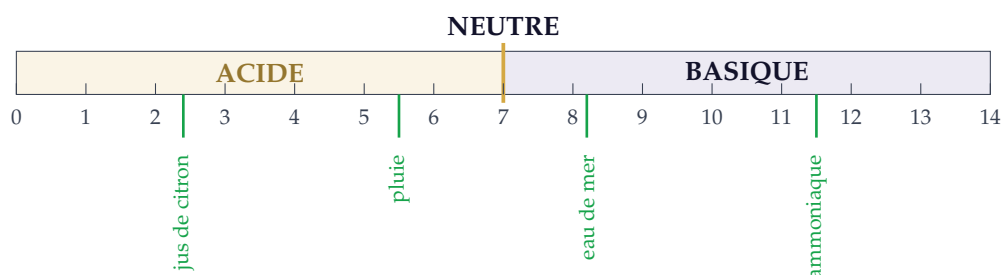
$$[H_3O^+] = 10^{-2,4} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

c. Une eau de mer a un pH de 8,2 :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,2} = 6,3 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Chiffres significatifs. Seuls les chiffres *après la virgule* du pH sont significatifs. Un pH mesuré à 2,4 (1 décimale) ne donne que **2 chiffres significatifs** sur la concentration : écrire $4,0 \times 10^{-3}$, jamais $3,98 \times 10^{-3}$.

6 Lire l'échelle des pH



Propriété

À 25 °C : pH < 7 solution **acide**, pH = 7 solution **neutre**, pH > 7 solution **basique**.

Diluer 10 fois une solution d'acide fort **augmente son pH de 1 unité** : $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est divisée par 10 et $-\log(\frac{x}{10}) = -\log x + 1$.

Protocole — tester la relation pH / $[\text{H}_3\text{O}^+]$

Réaliser une série de dilutions au dixième d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$) de concentration $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ (prélever 10,0 mL à la pipette jaugée, compléter à 100,0 mL en fiole jaugée), puis mesurer le pH de chaque solution au pH-mètre étalonné.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ apporté (mol/L)	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-5}$
pH mesuré	2,0	3,0	4,0	5,0

Le pH augmente exactement d'une unité à chaque dilution : la relation est vérifiée.

À retenir

- **Acide** = donneur de H^+ ; **base** = accepteur de H^+ . Couple : $\text{AH} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$.
- Réaction acide-base = **transfert d'un H^+** entre l'acide d'un couple et la base d'un autre. On additionne les deux demi-équations.
- $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$, avec $c^\circ = 1 \text{ mol/L}$.
- Une **espèce amphotère** appartient à deux couples ($\text{H}_2\text{O}, \text{HCO}_3^-$).
- **Piège** : le nombre de chiffres significatifs de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est le nombre de *décimales* du pH.