

Vu
en 1^{re}

Transformations acide-base

Formule semi-développée

Exemple:
acide éthanóïque

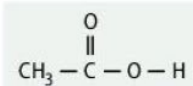
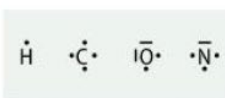
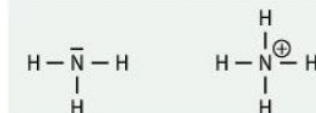


Schéma de Lewis

Exemples :
atomes d'hydrogène, de carbone,
d'oxygène et d'azote



Exemples :
ammoniac et ion ammonium



Structure
des acides et
des bases

SOLUTIONS ACIDES ET BASIQUES

Sécurité

Corrosif



Mesure de pH



Papier indicateur de pH

OU



pH-mètre

Domaines d'acidité et de basicité

Solutions neutres

Autant d'ions HO^- que d'ions H^+

Solutions acides

Plus d'ions H^+ que d'ions HO^-

Solutions basiques

Plus d'ions HO^- que d'ions H^+

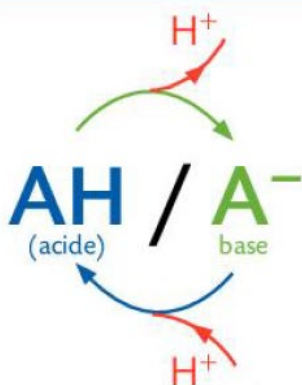


Les acides
et les bases

VIDÉO DE COURS

INFO

En chimie, l'ion hydrogène H^+ est parfois appelé proton.

A La notation AH / A⁻

> Le passage d'un acide à sa base conjuguée, et inversement, se fait par transfert d'un ion hydrogène. AH représente un acide comme par exemple : CH_3CO_2H ; NH_4^+ ; H_3O^+ ; etc.

INFO

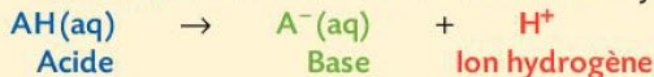
CO_2 , $H_2O(aq)$ peut parfois s'écrire $H_2CO_3(aq)$.

1 Les acides et les bases

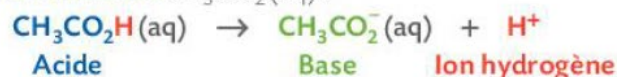
a. Acide et base selon BRØNSTED

Selon la théorie de Joannes BRØNSTED, chimiste danois (1879-1947), un transfert d'ion hydrogène H^+ a lieu entre un acide et une base.

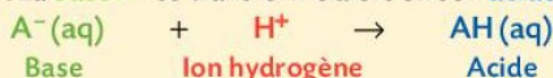
Un **acide** est une espèce chimique capable de **céder** au moins un ion hydrogène H^+ . L'**acide AH** se transforme alors en sa **base A⁻** conjuguée.



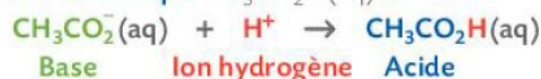
Exemple : En cédant un ion hydrogène H^+ , l'**acide éthanoïque** $CH_3CO_2H(aq)$ se transforme en **ion éthanoate** $CH_3CO_2^-(aq)$:



Une **base** est une espèce chimique capable de **capter** au moins un ion hydrogène H^+ . La **base A⁻** se transforme alors en son **acide AH** conjugué.

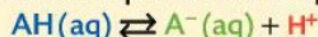


Exemple : En captant un ion hydrogène H^+ , l'**ion éthanoate** $CH_3CO_2^-(aq)$ se transforme en **acide éthanoïque** $CH_3CO_2H(aq)$:

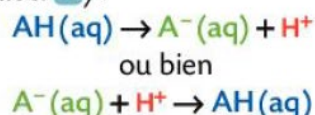


b. Couple acide-base

• L'**acide AH** et la base **A⁻ conjuguée** forment un **couple acide-base** noté **AH / A⁻** s'il est possible de passer de l'un à l'autre par transfert d'un ion hydrogène. La **demi-équation du couple** s'écrit :



• Le signe \rightleftharpoons signifie que le transfert d'ion hydrogène peut se produire dans les deux sens (doc. A) :



• **Quelques couples acide-base conjugués à connaître** :

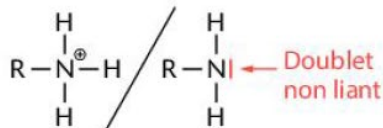
- acide carboxylique / ion carboxylate : $RCO_2H(aq)$ / $RCO_2^-(aq)$
- ion ammonium / amine : $RNH_3^+(aq)$ / $RNH_2(aq)$
- acide carbonique / ion hydrogénocarbonate : $CO_2, H_2O(aq)$ / $HCO_3^-(aq)$
- ion hydrogénocarbonate / ion carbonate : $HCO_3^-(aq)$ / $CO_3^{2-}(aq)$

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

Exemple : L'eau est une espèce amphotère. Selon le couple, elle peut se comporter comme :

- une base : $H_3O^+(aq)$ / $H_2O(\ell)$; $H_2O(\ell) + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+(aq)$
- un acide : $H_2O(\ell)$ / $HO^-(aq)$; $H_2O(\ell) \rightleftharpoons HO^-(aq) + H^+$

B Ion ammonium / Amine



> Le doublet non liant de l'atome d'azote est un site donneur de doublet d'électrons permettant de se lier à l'ion hydrogène.

INFO

En solution, l'ion hydrogène H^+ s'associe à une molécule d'eau pour former l'ion oxonium H_3O^+ .

C Mesure du pH



> Pour donner une valeur fiable du pH, le pH-mètre doit être étalonné. Le pH est exprimé avec une seule décimale : $pH = 5,0$.

Point maths

La fonction **logarithme décimal** notée **log** est différente de la fonction **logarithme népérien** noté **ln**. C'est la fonction réciproque de la fonction $f(x) = 10^x$:

$$\log(10^x) = x$$

ou $10^{\log(x)} = x$, pour $x > 0$.

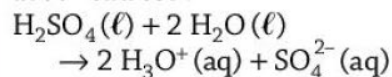
• La concentration standard c° (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) assure une cohérence dimensionnelle au sein des relations.

Cependant, on écrit aussi :

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

D pH d'une solution d'acide sulfurique

L'équation de la réaction de l'acide sulfurique $H_2SO_4(\ell)$ avec l'eau est :



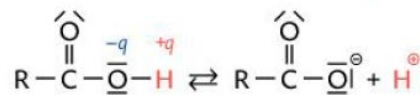
C est la concentration en acide sulfurique $H_2SO_4(\ell)$, soluté apporté.

$$[H_3O^+] = 2C \text{ et } [SO_4^{2-}] = C.$$

$$pH = -\log\left(\frac{2C}{c^\circ}\right).$$

• La formule semi-développée ou le schéma de Lewis de l'entité acide ou basique permet de comprendre son processus de formation (doc. B).

Exemple : Dans une molécule d'acide carboxylique, le départ de l'atome d'hydrogène lié à l'atome d'oxygène est favorisé par la différence d'électronégativité entre l'oxygène ($\chi = 3,4$) et l'hydrogène ($\chi = 2,2$).



c. Solutions aqueuses acides et basiques

Solutions aqueuses acides

- Acide éthanóïque :
 $CH_3CO_2H(\text{aq})$
- Acide chlorhydrique :
 $H_3O^+(\text{aq}) + Cl^-(\text{aq})$
- Acide nitrique :
 $H_3O^+(\text{aq}) + NO_3^-(\text{aq})$

Solutions aqueuses basiques

- Hydroxyde de sodium :
 $Na^+(\text{aq}) + HO^-(\text{aq})$
- Ammoniac :
 $NH_3(\text{aq})$

Dans les exemples ci-dessus $Cl^-(\text{aq})$, $NO_3^-(\text{aq})$ et $Na^+(\text{aq})$ sont des ions spectateurs. Ils n'ont aucun caractère acide ou basique.

2 La réaction acide-base

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

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.

Exemple : La réaction entre l'acide hypochloreux $HClO(\text{aq})$ et l'ammoniac met en jeu les couples $HClO(\text{aq}) / ClO^-(\text{aq})$ et $NH_4^+(\text{aq}) / NH_3(\text{aq})$. L'équation s'écrit :



3 Le pH d'une solution

• Le pH (potentiel Hydrogène) est un indicateur d'acidité lié à la présence des ions oxonium $H_3O^+(\text{aq})$ en solution.

• Pour une solution aqueuse diluée, $[H_3O^+] < 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, le pH est défini par :

$$pH \text{ sans unité} \rightarrow pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$$

$[H_3O^+] \text{ en } \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 $c^\circ \text{ en } \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

c° est appelée **concentration standard** : $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Le pH d'une solution est mesuré avec un **pH-mètre** (doc. C).
- Le pH augmente si $[H_3O^+]$ diminue et inversement.
- Le pH permet de déterminer la concentration en ions oxonium :

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

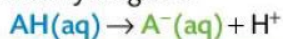
• La **concentration en soluté apporté** est le quotient de la quantité de matière de soluté introduit par le volume de solution. Elle est notée C et s'exprime généralement en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (doc. D).



1 Les acides et les bases

Acide

Un **acide AH** cède au moins un ion hydrogène :

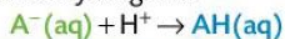


Exemples

- Acide éthanóïque :
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H(aq)}$
- Acide chlorhydrique :
 $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^{\text{-}}(\text{aq})$
- Acide nitrique :
 $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^{\text{-}}(\text{aq})$

Base

Une **base A⁻** capte au moins un ion hydrogène :



Exemples

- Ammoniac :
 $\text{NH}_3(\text{aq})$
- Hydroxyde de sodium :
 $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^{\text{-}}(\text{aq})$

Couple acide/base

Demi-équation du couple $\text{AH(aq)} / \text{A}^{\text{-}}(\text{aq})$:



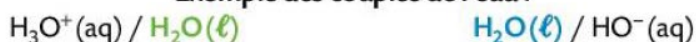
Couples à connaître

- Acide carboxylique / Ion carboxylate
 $\text{RCO}_2\text{H(aq)} / \text{RCO}_2^{\text{-}}(\text{aq})$
- Ion ammonium / Amine
 $\text{RNH}_3^+(\text{aq}) / \text{RNH}_2(\text{aq})$
- Acide carbonique / Ion hydrogénocarbonate
 $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O(aq)} / \text{HCO}_3^{\text{-}}(\text{aq})$
- Ion hydrogénocarbonate / Ion carbonate
 $\text{HCO}_3^{\text{-}}(\text{aq}) / \text{CO}_3^{\text{2-}}(\text{aq})$

Espèce amphotère

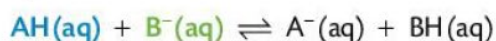
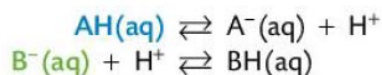
Espèce à la fois acide d'un couple et base d'un autre

Exemple des couples de l'eau :



2 La réaction acide-base

Réaction entre l'acide d'un couple $\text{AH(aq)} / \text{A}^{\text{-}}(\text{aq})$ et la base d'un autre couple $\text{BH(aq)} / \text{B}^{\text{-}}(\text{aq})$.



3 Le pH d'une solution

Le pH

pH sans unité

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 (concentration standard)

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

pH-mètre



Pour mesurer le pH, on utilise un pH-mètre étalonné.