

Chapitre 2 : les acides et les bases

Extrait programme Tspé

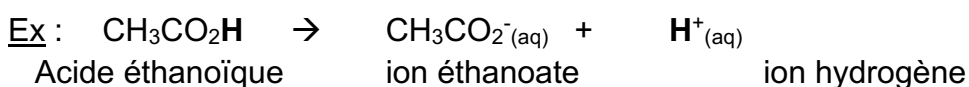
Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H^+ : acide et base de Bronsted, couple acide-base, réaction acide base	- Identifier à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-bases mis en jeu et établir l'équation d'une réaction acide-base.
Couples acides de l'eau, de l'acide carbonique, d'acides carboxyliques, d'amines	- Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium.
Espèce amphotère	- Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.
pH et relation $pH = -\log ([H_3O^+]/c^0)$ avec $c^0 = 1$ mol/L, concentration standard.	- Déterminer à partir de la valeur de la concentration en ions oxonium H_3O^+ , la valeur du pH de la solution et inversement.
	- <i>Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ions oxonium H_3O^+ apportés.</i>

Pour s'échauffer sur les rappels de lycée, les exercices p 35 sont corrigés dans le manuel
Modéliser une transformation chimique : n°3 p 35
Structure de Lewis : n°8 p 35
Polarisation des liaisons : n°10 p 35

I- La théorie de Brönsted

1- Définitions : couple acide/base

Un **acide** est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs protons H^+ . Il se transforme alors en base.



Une **base** est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs protons H^+ . Elle se transforme alors en acide.



L'acide et la base étudiés forment donc un couple, appelé couple acide/base, noté de façon générale AH/A^- (ou BH^+/B).

Remarque : on peut faire l'analogie avec les transformations d'oxydoréduction et les transferts d'électrons.

L'eau fait partie de deux couples acide/base :

- elle est l'acide du couple $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$
- elle est la base du couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

On dit que l'eau est une molécule **amphotère** car elle peut jouer le rôle d'un acide ou d'une base.

Applications : n°27 p 46, n°30 p 46, n°31 p 46, n°45 p 48

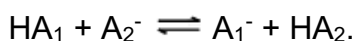
2- Les transformations acido-basiques

Une transformation acido-basique correspond à l'échange de protons entre deux couples acide/base.

Soit le couple HA_1/A_1^- et le couple HA_2/A_2^- .

Alors, HA_1 peut céder un proton à A_2^- pour former A_1^- et HA_2 .

On a alors l'équation suivante :



Les réactions acido-basiques sont en général très rapides, mais souvent non totales. (Voir cours de 1^{ère})

Par exemple, on a les couples $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$. On fait réagir l'eau et l'ammoniac.

On peut donc écrire $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

Remarque :

L'eau peut réagir avec elle-même suivant la réaction : $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$

Cette réaction est appelée autoprotolyse de l'eau.

Ce n'est pas une transformation totale, de loin : elle est très limitée dans le sens direct

Application : n°36 p 46, n°32 p 46

II- La structure de Lewis des couples acide-base

Activité 2 p 37

La structure de Lewis d'une molécule explique son caractère acide ou basique.

Un acide est capable de libérer un ion H^+ . Plusieurs conditions sont nécessaires :

- La liaison entre un atome d'hydrogène et le reste de la molécule doit être polarisée
- L'atome d'hydrogène doit porter une charge partielle positive.

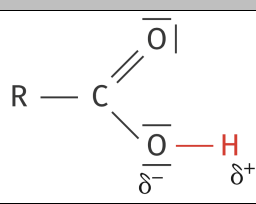
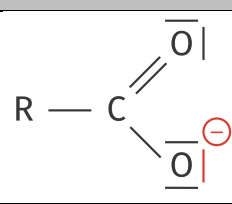
Plus la liaison avec l'atome de H est polarisée, plus l'ion H^+ est facilement libéré peut être capté par une base.

Une base est capable de capter un ion H^+ : sa structure comporte un ou plusieurs doublets non liants susceptibles de venir combler la lacune électronique de l'ion H^+ .

1- Les acides carboxyliques

Le groupe carboxyle possède un H mobile qui lui confère un caractère acide.

La demi équation acido-basique est $\text{R} - \text{COOH}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{R} - \text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}^+$

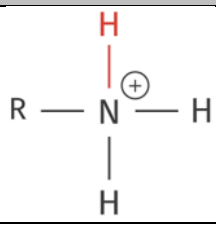
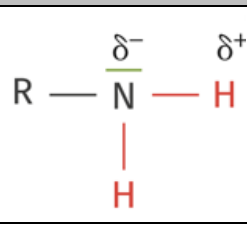
Acide	Base
	
Acide carboxylique	Ion carboxylate

[Application en autonomie : n°42 p 48](#)

2- Les amines

Dans le groupe amine, la liaison N – H est polarisée : les amines peuvent donc être acides, mais cet aspect est peu prononcé.

En revanche, l'atome d'azote N est électronégatif et possède un doublet non liant susceptible de capter un ion H^+ : une amine est donc une base.

Acide	Base
	
Ion ammonium	Amine

III- Qu'est-ce que le pH ?

Toute solution aqueuse contient des ions oxonium $H_3O^+_{(aq)}$ en plus ou moins grande quantité.

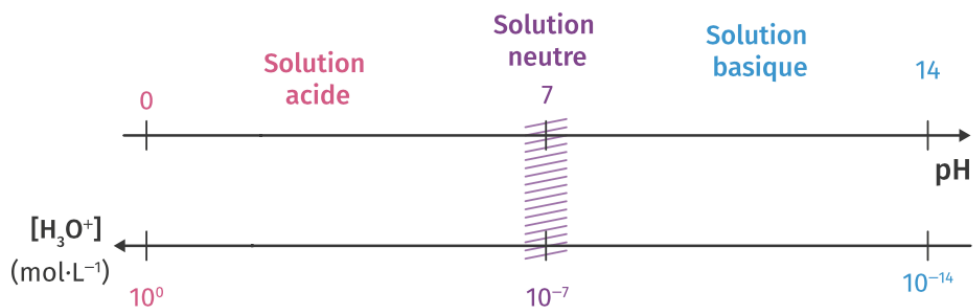
Le pH est une grandeur sans unité qui permet d'évaluer cette quantité. Il est défini par la relation :

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$$

$[H_3O^+]$ est la concentration des ions oxonium en mol/L dans la solution étudiée et c^0 est appelée concentration standard : $c^0 = 1 \text{ mol/L}$.

Inversement, on a la relation : $[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$

Voir Fiche mathématique p 26 pour le 10^x et $\log x$



Le pH augmente d'une unité lorsque la concentration $[H_3O^+]$ est divisée par dix.

Plus généralement, le pH augmente quand la concentration $[H_3O^+]$ diminue et le pH diminue quand la concentration $[H_3O^+]$ augmente.

Le pH-mètre est la façon la plus fiable de déterminer le pH d'une solution.

Remarque : la concentration $[H_3O^+]$ obtenue par la formule précédente est donnée avec deux chiffres significatifs quand le pH est donné avec un chiffre après la virgule.

Applications : n°27 p 74, n°28 p 74, n°43 p 75, n°60 p 78 (pour approfondir) (Attention : loi des gaz parfaits à donner pour la question a))

Applications en autonomie : n°29 p 74, n°38 p 74

Exercice type-bac : n°50 p 51 et n°51 p 52