

# Activité 8 : Les acides et les bases

<p><u>Thème du programme</u> : Thème 1 Les systèmes vivants présentent une organisation particulière de la matière.</p>	<p><u>Sous-thème</u> : 1.5 Les molécules des organismes vivants présentent des structures et des propriétés spécifiques.</p>
<p><u>Type d'activités</u> : Point cours</p>	<p><u>Pré-requis</u> :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- L'eau est un solvant polaire.</li> <li>- L'eau dissout des composés ioniques et des molécules polaires.</li> </ul>
<p><u>Extrait BOEN</u> :</p> <p>Les molécules biologiques comportent certains groupes caractéristiques présentant des propriétés acides ou basiques.</p>	<p><u>Compétences attendues</u> :</p> <p>Mettre en œuvre des activités expérimentales et exploiter des ressources documentaires pour :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- reconnaître l'acide ou la base dans un couple acide/base conjugué,</li> <li>- écrire quelques couples acide/base usuels relatifs à l'acide éthanoïque, l'acide carbonique, l'acide phosphorique, l'ion ammonium et ceux relatifs à l'eau.</li> </ul>

## Introduction

Nous avons vu que l'eau est la molécule majoritaire dans les êtres vivants. Nous avons vu également qu'elle peut dissoudre un grand nombre de composés : les composés ioniques, comme le chlorure de sodium ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ), le chlorure d'hydrogène ( $\text{HCl}$ ) qui s'y dissocie spontanément pour donner les ions  $\text{H}^+$  et  $\text{Cl}^-$ , les sucres, l'éthanol, l'acide éthanoïque, etc.

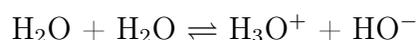
On place deux électrodes alimentées par un générateur dans une cuve contenant de l'eau pure et on mesure l'intensité du courant avec un multimètre classique placé en série dans le circuit : on ne décèle aucune circulation de courant.

Si on dissout du chlorure de sodium, du chlorure d'hydrogène ou de l'acide éthanoïque dans l'eau, on observe alors une circulation de courant. Par contre, si l'on dissout du sucre ou de l'éthanol, on ne décèle aucune intensité de courant.

Cette expérience montre que seules **les solutions aqueuses ioniques** sont susceptibles de conduire le courant, grâce au déplacement des ions dans la cuve : les cations se dirigent vers l'électrode négative, appelée **cathode**, et les anions se déplacent vers l'électrode positive, appelée **anode**.

L'utilisation d'un instrument de mesure plus précis que le multimètre montre que l'eau pure conduit très faiblement le courant électrique, ce qui laisse supposer qu'elle contient des ions en faible quantité.

L'eau se dissocie faiblement en ions **oxonium** ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) et en ions **hydroxyde** ( $\text{HO}^-$ ) selon la réaction équilibrée suivante, appelée **autoprotolyse de l'eau** :



On appelle  $K_e$  la constante de cet équilibre et, par définition,  $K_e$  est égal au produit des concentrations respectives en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{HO}^-$ , la concentration de l'eau pouvant être considérée comme constante :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$$

La valeur de  $K_e$ , nommée produit ionique de l'eau, varie avec la température : à 25 °C elle est égale à  $10^{-14}$ .

Pour une plus grande commodité d'écriture, on utilise le logarithme en base 10 de  $K_e$ , soit :  $\log K_e = -14$  mais aussi, plus souvent, une grandeur nommée  $pK_e$  égale à  $-\log K_e$ , soit :  $pK_e = 14$ .

## I. Historique

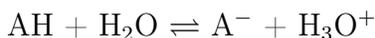
Le premier chimiste qui a défini le caractère acide ou basique d'un composé fut **Svante August Arrhenius** à la fin du XIX<sup>ème</sup> siècle : un acide est un composé capable de libérer des ions  $H^+$  en solution aqueuse et une base est un composé capable de libérer des ions  $HO^-$  en solution aqueuse.

En 1923, **Brönsted** étend cette définition en considérant qu'un acide est un composé capable de céder un ou plusieurs protons (ions  $H^+$ ) alors qu'une base est un composé capable de capter un ou plusieurs protons. Cette nouvelle définition permettait d'expliquer les propriétés basiques des amines, et en particulier l'ammoniac, qui sont incapables de libérer des ions  $HO^-$ .

La même année, **Lewis** apporte une définition encore plus large : un acide est une espèce capable d'accepter un doublet d'électrons et une base est une espèce capable de céder un doublet d'électrons.

## II. Couples acide-base

En solution aqueuse, on utilisera généralement la définition de Brönsted pour écrire une espèce acide sous la forme générale AH. Cet acide se dissocie dans l'eau pour former :



où  $A^-$  est appelée la base conjuguée de AH.

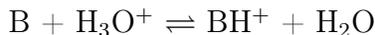
On définit ainsi un couple acide-base en associant chaque acide à sa base conjuguée. Par convention, l'écriture de ce couple est :  $AH/A^-$ .

Exemples :

Acide éthanoïque :  $CH_3COOH / CH_3COO^-$  la base conjuguée est l'ion éthanoate.

Acide chlorhydrique :  $HCl / Cl^-$  la base conjuguée est l'ion chlorure.

De la même manière, on écrira pour une base B :



Et le couple acide-base s'écrira :  $BH^+/B$ .

Exemple :

Ammoniac :  $NH_4^+/NH_3$  l'acide conjugué est l'ion ammonium.

Applications : écrire les couples acide-base des espèces suivantes en indiquant le nom de leur base conjuguée et l'équation mise en jeu.

- l'acide formique
- l'acide propanoïque
- l'acide nitrique
- l'acide sulfurique
- l'acide phosphorique
- l'acide carbonique
- l'ion éthylammonium
- l'ion diméthylammonium
- l'ion triéthylammonium
- l'eau
- l'ion oxonium

### III. Ampholytes

Certaines espèces ont à la fois un caractère acide et un caractère basique, c'est-à-dire qu'elles peuvent céder un ou plusieurs protons ou capter un ou plusieurs protons.

Exemple : l'ion hydrogénocarbonate,  $\text{HCO}_3^-$

acide :  $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

base :  $\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Écrire les couples acide-base correspondants en indiquant le nom de leur base conjuguée.

Retrouver, dans les applications du paragraphe précédent, les espèces ampholytes. Écrire les couples acide-base correspondants en indiquant le nom de leur base conjuguée.

### IV. Cas des molécules organiques

Les molécules présentes dans les organismes vivants appartiennent au domaine de la chimie organique.

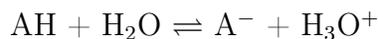
Quels sont, d'après vous, les groupes caractéristiques de ces molécules qui peuvent présenter un caractère :

- acide :

- basique :

### V. Constante d'acidité

Reprenons l'équation de dissociation d'un acide AH dans l'eau, vue précédemment :



La concentration de l'eau étant considérée comme constante, on définit la constante de cet équilibre,  $K_a$  par la relation :

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

$K_a$  est appelée **constante d'acidité** et ne dépend que de la température. Comme nous l'avons vu précédemment pour  $K_e$ , pour une plus grande commodité d'écriture, on définit la grandeur  $\text{p}K_a = -\log K_a$ .

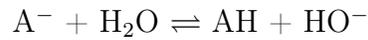
Moins l'acide sera dissocié, plus il sera faible et plus  $K_a$  sera faible et donc  $\text{p}K_a$  sera élevé.

Applications : classer les acides suivants par ordre croissant quant à leur faculté de dissociation :

acide éthanoïque ( $\text{p}K_a = 4,74$ ), acide benzoïque ( $K_a = 6,3 \times 10^{-5}$ ), acide butanoïque ( $\text{p}K_a = 4,82$ ), acide phosphorique ( $K_a = 7,5 \times 10^{-3}$ )

## VI. Constante de basicité

Nous avons vu que la base conjuguée d'un acide AH est  $A^-$ . Si nous mettons cette base dans l'eau, nous obtenons l'équilibre suivant :



La concentration de l'eau étant considérée comme constante, on définit la constante de cet équilibre,  $K_b$  par la relation :

$$K_b = \frac{[AH] \times [HO^-]}{[A^-]}$$

$K_b$  est appelée **constante de basicité** et ne dépend que de la température. Comme nous l'avons vu précédemment pour  $K_e$  et  $K_a$ , pour une plus grande commodité d'écriture, on définit la grandeur  $pK_b = -\log K_b$ .

On remarque que le produit de  $K_a$  par  $K_b$  est égal à  $K_e$ , ce qui se traduit par  $pK_a + pK_b = pK_e = 14$  (à 25°C).

Ceci implique que plus  $pK_a$  est élevé, plus  $pK_b$  est faible et donc que plus un acide est faible, plus sa base conjuguée est forte.