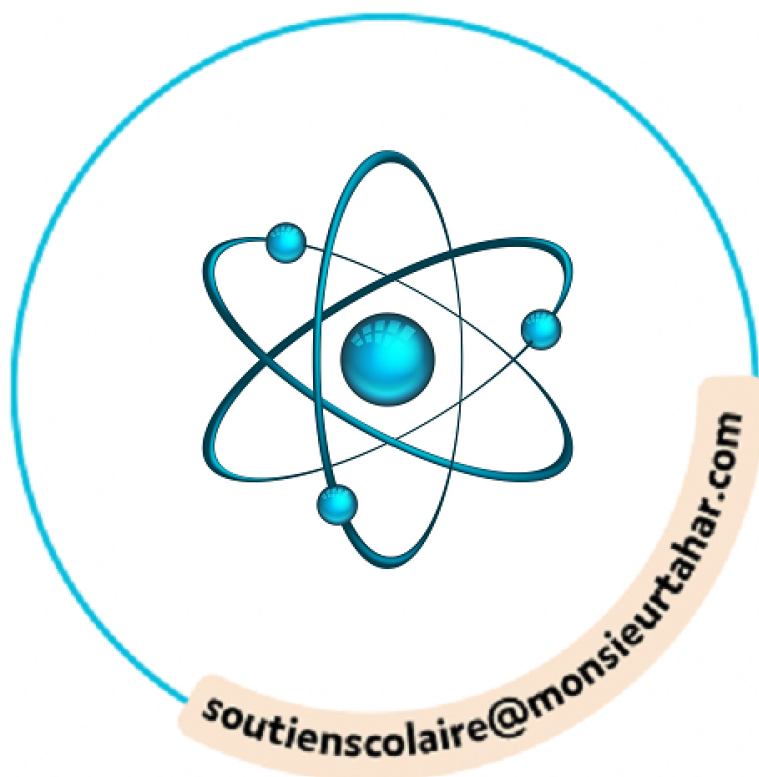


# PHYSIQUE-CHIMIE



## CHAPITRE 1

# Chapitre 1 Les transformations acidobasiques

## I. Acides et bases au sens de Bronsted

### 1) Définition d'un acide et d'une base

La notion d'acide et de base a été développée par Joannes Brønsted (danois) en 1923, et quelques mois plus tard, de manière indépendante, par Thomas Lowry (anglais).

#### Acide et Base de Brønsted

Un **acide**, au sens de Brønsted, est une espèce chimique capable de **céder** (perdre) un ion hydrogène  $H^+$ .

Une **base**, au sens de Brønsted, est une espèce chimique capable de **capter** (gagner) un ion hydrogène  $H^+$ .

**Remarque :** Selon les cas, les acides et les bases peuvent être des espèces ioniques ou non. Lorsqu'elles sont ioniques, elles n'existent pas seules en solution, elles sont toujours accompagnées d'un ion spectateur qui permet d'assurer l'électroneutralité.

Par exemple, l'acide chlorhydrique  $HCl$  se dissout dans l'eau en ions oxonium  $H_3O^+$  et chlorure  $Cl^-$ . Seuls les ions  $H_3O^+$  sont porteurs du caractère acide, les ions  $Cl^-$  sont spectateurs.

### 2) Origine de l'acidité et de la basicité

#### Structure d'un acide

Lorsqu'une molécule présente une **liaison polarisée** entre un hydrogène et un atome plus électronégatif, on dit que la molécule est acide. La liaison est fragilisée par cette polarité et la molécule peut ainsi céder plus ou moins facilement l'ion  $H^+$ .

#### Structure d'une base

Lorsqu'une molécule présente un atome portant un ou plusieurs **doublets non-liant**, comme l'atome d'azote par exemple, alors cette molécule est une base. Ces doublets non-liant sont des réserves d'électrons susceptibles de venir combler la lacune électronique d'un ion  $H^+$  pour le capter.

**Exemples :** La figure présente le schéma de Lewis de l'acide éthanoïque et de l'ammoniac, respectivement un acide et une base.

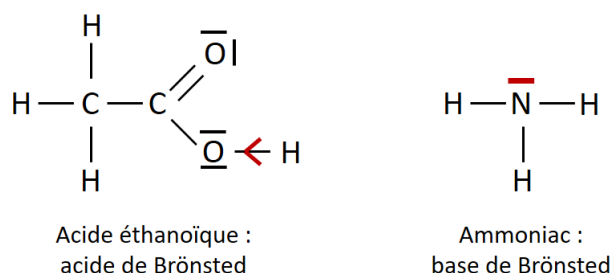


Figure 1 – à gauche : acide éthanóïque présentant une liaison O–H polarisée - à droite : ammoniac présentant un doublet non-liant

## II. Réaction acidobasiques

### 1) Les couples acide/ base

#### Couple acide-base

Lorsqu'un acide noté AH cède un proton  $H^+$ , il se transforme en sa base conjuguée notée  $A^-$  selon la demi-équation suivante :



On dit que le couple  $AH/A^-$  est un **couple acide-base**.

**Remarque :** Certaines espèces peuvent à la fois jouer le rôle de base et d'acide. Elles sont appelées espèces **amphotères**, ou **ampholytes**.

L'eau  $H_2O$  est une espèce amphotère, elle est la base conjuguée de l'ion oxonium  $H_3O^+$  et l'acide conjugué de l'ion hydroxyde  $HO^-$ . Les deux couples acide-base associés sont :



### 2) Les réactions acides base

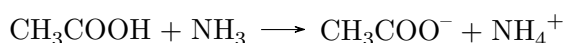
#### Réaction acido-basique

Soient deux couples acide-base  $A_1H/A_1^-$  et  $A_2H/A_2^-$ . Une réaction **acido-basique** (auss appelée réaction par **transfert de proton**) est la transformation chimique qui a lieu lorsque l'acide d'un couple échange un proton avec la base d'un autre couple pour former leurs base et acide conjugués. L'équation bilan de la réaction est la suivante :

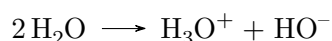


#### Exemples

- Réaction entre l'acide éthanóïque, acide du couple  $CH_3COOH/CH_3COO^-$ , et l'ammoniac, base du couple  $NH_4^+/NH_3$  :



- Du fait de son caractère amphotère dans les couples  $H_3O^+/H_2O$  et  $H_2O/HO^-$ , l'eau peut réagir avec elle même. Cette réaction est appelée **autoprotolyse de l'eau** :



### III. pH d'une solution

#### 1) Définition du pH

Les réactions acido-basiques font intervenir un transfert d'ions  $H^+$ . Lorsqu'on est en solution aqueuse (donc où le solvant est l'eau), on va définir le caractère acide ou basique de la solution en fonction de la quantité d'ions  $H^+$  présents en solution. Or dans l'eau l'ion  $H^+$  n'existe pas en tant que tel, il est associé à une molécule d'eau pour former l'ion oxonium selon la demi-équation suivante :  $H_2O + H^+ = H_3O^+$ .

##### pH d'une solution aqueuse

Le **potentiel hydrogène**, ou **pH**, d'une solution aqueuse, est lié à la concentration en ion oxonium  $H_3O^+$  par la formule suivante :

$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_0} \quad \Longleftrightarrow \quad [H_3O^+] = C_0 10^{-pH}$$

Avec  $C_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  la concentration de référence.

**Remarque :** La fonction log est la fonction mathématique logarithme décimal. Elle est définie telle que si  $y = \log x$ , alors  $x = 10^y$  (cf. chapitre de maths sur le logarithme népérien).

#### 3.3.2 Échelle de pH dans l'eau

Dans l'eau, la valeur du pH est comprise entre 0 et 14. Le pH central est donc 7, on l'appelle le **pH neutre**.

- Si  $7 < pH < 14$ , on dit que la solution est basique (il y a davantage d'ions  $HO^-$  que d'ions  $H_3O^+$  en solution).
- Si  $0 < pH < 7$ , on dit que la solution est acide (il y a davantage d'ions  $H_3O^+$  que d'ions  $HO^-$  en solution).

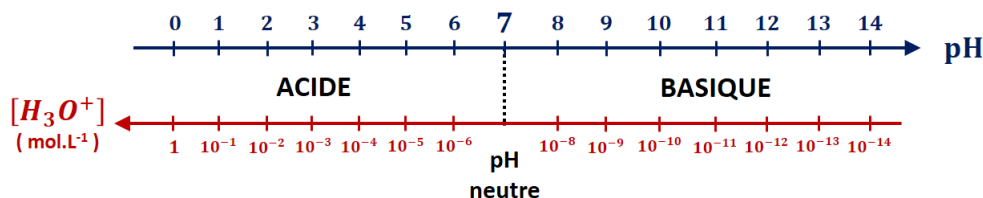


Figure 3.2 – Échelle de pH dans l'eau

#### 2) Mesure du pH

Pour mesurer le pH d'une solution aqueuse, on peut utiliser deux méthodes :

- Du papier pH que l'on trempe dans la solution et qui indique de manière approximative son pH grâce à un code couleur.



- Un pH-mètre, appareil muni d'une sonde pH-métrique que l'on immerge dans la solution et qui indique une valeur plus précise du pH.