

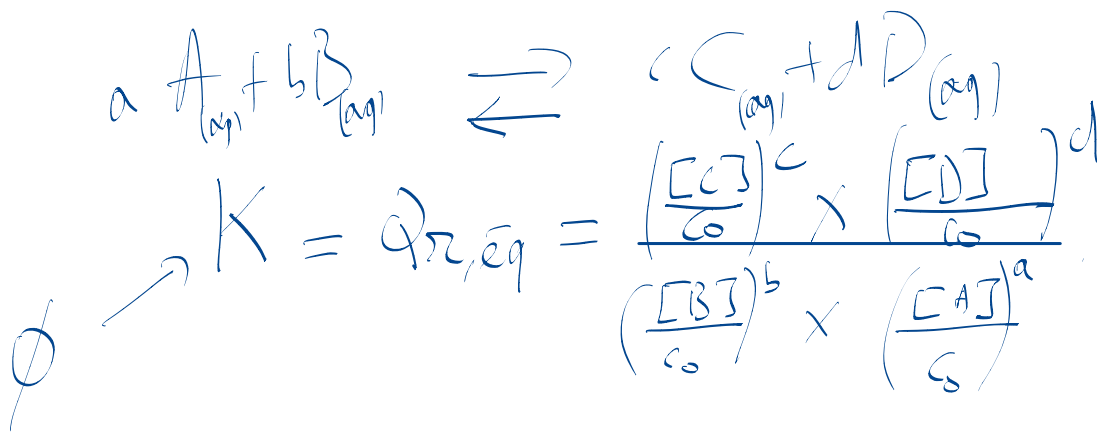
# Chapitre 3

## Réactions acido-basiques

---

<b>3.1</b>	<b>Acide et Base au sens de Brönsted</b> . . . . .	<b>22</b>
3.1.1	Définitions d'un acide et d'une base au sens de Brönsted . . . . .	22
3.1.2	Origine de l'acidité et basicité des espèces . . . . .	22
<b>3.2</b>	<b>Réactions acido-basiques</b> . . . . .	<b>23</b>
3.2.1	Couple acide-base . . . . .	23
3.2.2	Réaction acido-basique . . . . .	23
<b>3.3</b>	<b>pH d'une solution aqueuse</b> . . . . .	<b>24</b>
3.3.1	Définition du pH . . . . .	24
3.3.2	Échelle de pH dans l'eau . . . . .	24
3.3.3	Mesure du pH . . . . .	24

---



$$K_A = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[AH] \times c_0}$$

$$pK_A = -\log(K_A)$$



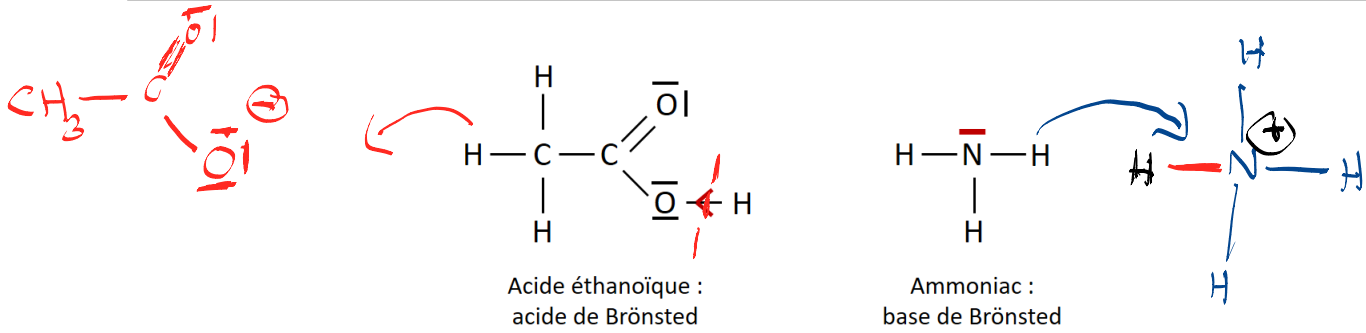


Figure 3.1 – à gauche : acide éthanoïque présentant une liaison O—H polarisée - à droite : ammoniac présentant un doublet non-liant

### 3.2 Réactions acido-basiques

06-62-20-38-57

#### 3.2.1 Couple acide-base

M. SAKI Youssef

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 :  $AH = A^- + H^+$

$A^- + H^+ = AH$

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

Acide/Base

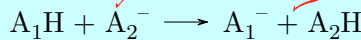
**Remarque** Certaines espèces peuvent à la fois jouer le rôle de base et d'acide. Elles sont appelées espèces **amphotères**, ou **ampholytes**.  $\rightarrow$  nom commun

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  $H_3O^+/H_2O$  et  $H_2O/HO^-$ .

#### 3.2.2 Réaction acido-basique

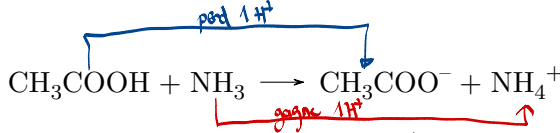
Réaction acido-basique

Soient deux couples acide-base  $A_1H/A_1^-$  et  $A_2H/A_2^-$ . Une réaction **acido-basique** (aussi 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 :

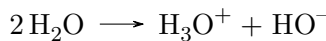


**Exemples**

- Réaction entre l'acide éthanoïque, 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** :



$x \rightarrow x^2$   
 $2 \rightarrow 2^2 = 4$   
 $4 \rightarrow 4^2 = 16$

$x \rightarrow 2x$   
 $3 \rightarrow 2 \times 3 = 6$

$x \rightarrow 10^x$   
 $3 \rightarrow 10^3 = 1000$   
 $1000 \rightarrow 3$

$10^{-1} \rightarrow -1$   
 $\log(10^x) = x$

### 3.3 pH d'une solution aqueuse

#### 3.3.1 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 :  $H_2O + H^+ = H_3O^+$ .

$[H_3O^+] \uparrow \Rightarrow pH \downarrow$

#### 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 :

SANS UNITE

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{C_0}\right) \iff [H_3O^+] = C_0 10^{-pH}$$

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).

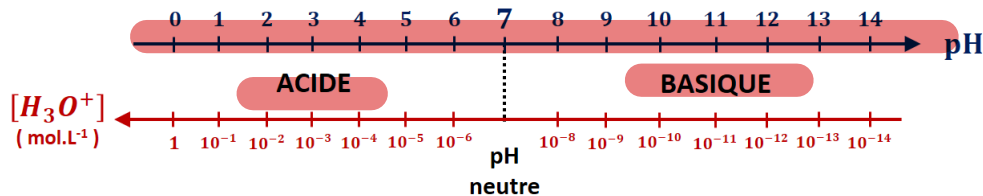


Figure 3.2 – Échelle de pH dans l'eau

#### 3.3.3 Mesure du pH

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

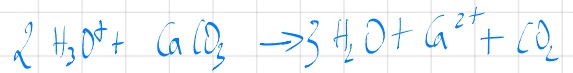
- Du papier pH que l'on trempe dans la solution et qui indique de manière approximative son pH grâce à un code couleur.
- Un pH-mètre, appareil muni d'une sonde pH-métrique que l'on immerge dans la solution et qui indique une valeur plus précise du pH.

1) Calculons la concentration molaire d'acide éthanóique dans le vinaigre

$$\begin{aligned}
 c(\text{CH}_3\text{COOH}) &= \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{V_{\text{sol}}} \\
 &= \frac{\frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})}}{V_{\text{sol}}} \\
 &= \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V_{\text{sol}}} = \frac{0,12 \times m(\text{sol})}{M(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V_{\text{sol}}} \\
 &= \frac{0,12 \times \rho(\text{sol}) \times V_{\text{sol}}}{M(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V_{\text{sol}}} = \frac{0,12 \times 1,0 \times 10^3}{60,0} \quad \frac{\text{g} \times \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}{\text{mol}} \\
 &= \boxed{2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}
 \end{aligned}$$

*sol*  
titre massique d'un soluté.

$$m_f(\text{H}_3\text{O}^+) = m_i(\text{CH}_3\text{COOH})$$

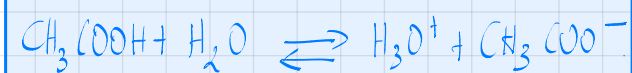


2. Calculons la qte de matière de calcaire.

$$\begin{aligned}
 n(\text{CaCO}_3) &= \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{\rho(\text{CaCO}_3) \times V(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} \\
 &= \frac{\rho(\text{CaCO}_3) \times L \times l \times e}{M(\text{CaCO}_3)} \\
 &= \frac{2,65 \times 10^3 \times 2,00 \times 1,10 \times 5 \times 10^{-6} \times 10^3}{100,1} \quad \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \times \text{m}^3 \\
 &= \boxed{3 \times 10^{-4} \text{ mol}} \quad \frac{\text{g}}{\text{mol}}
 \end{aligned}$$

3. Équat<sup>o</sup> de réact<sup>o</sup> entre  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et  $\text{H}_2\text{O}$

Couples mis en jeu:  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$   
 $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$



4) À l'équilibre on a:

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Car le nombre d'inconnues ne nous permet pas de trouver  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ . On suppose alors que la réaction de l'acide éthanóique sur l'eau est totale.