

# PARTIE: Constitution et transformation de la matière

- Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène
- Identifier les couples acide-base mis en jeu et établir l'équation d'une réaction acide-base.
- Représenter le schéma de Lewis d'un acide ou d'une base
- Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique

## Chapitre 4

### Transformation acide-base

#### I. Le pH

##### I.1 Définition

Pour bien comprendre ce qu'est le  $pH$ , il faut savoir que :

- Une solution dont le solvant majoritaire est l'eau est appelée **solution aqueuse**.
- Dans toute solution aqueuse il y a simultanément présence d'**ions hydroxyde**  $HO^-$  et d'**ions oxonium**  $H_3O^+$  (ou hydronium).
- Le  $pH$  (**p**otentiel **H**ydrogène) d'une solution aqueuse est définie en 1909 par le chimiste danois Sorensen :  
unité:  $[H_3O^+]$ , ion oxonium, en  $mol.L^{-1}$ ,

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

$c^0$ : concentration standard  $c^0 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ .

L'état standard correspond à une température  $T = 298 \text{ K}$  ( $25^\circ\text{C}$ ) et une pression  $p^0 = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ .

Le  $pH$  est sans unité. Cette relation n'est exacte que pour les concentrations  $[H_3O^+] \leq 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Conclusion :

$$pH = - \log([H_3O^+] / c^0) \Leftrightarrow [H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$$

Exercice :

- Le sang à un  $pH = 7,4$ ; que vaut sa concentration en ion oxonium ?

Remarque : plus la concentration en ion oxonium augmente plus le  $pH$  diminue et inversement .

##### I.2 Mesure du $pH$

Le  $pH$  se mesure :

- de manière rapide mais peu précise avec du **papier  $pH$**  (à une unité de  $pH$  près)



↑ Figure 1 : Papier  $pH$

- au dixième d'unité, voire centième, avec un  **$pH$ -mètre étalonné**.



↑ Figure 2 :  $pH$ -mètre

Un  $pH$  mètre est précis à 0,05 unité  $pH$  environ.

Exercice:

Le  $pH$ -mètre affiche une valeur  $pH = 2,66 \pm 0,05$ . Donner un encadrement de la valeur de la concentration en ions oxonium ?

## II. Théorie de Brønsted-Lowry

### II.1 Définitions

- Un **acide**, au sens de Brønsted, est une espèce chimique capable de **céder un ion hydrogène H<sup>+</sup>** (ou proton)
- Une **base**, au sens de Brønsted, est une espèce chimique capable de **capter un ion hydrogène H<sup>+</sup>**

Exemples d'**acides** :

- **HCl**  $\rightleftharpoons$  H<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>
- **CH<sub>3</sub> – COOH**  $\rightleftharpoons$  H<sup>+</sup> + CH<sub>3</sub> – COO<sup>-</sup>
- **H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**  $\rightleftharpoons$  H<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O

Exemples de **bases** :

- **Cl<sup>-</sup>** + H<sup>+</sup>  $\rightleftharpoons$  HCl
- **CH<sub>3</sub> – COO<sup>-</sup>** + H<sup>+</sup>  $\rightleftharpoons$  CH<sub>3</sub> – COOH

On remarque ainsi que lorsqu'un acide donne son proton il se transforme en une base. De même lorsqu'une base accepte un proton elle devient une espèce acide.

Conclusion :

Un couple acido-basique, noté AH / A<sup>-</sup>, est constitué d'un acide AH et d'une base A<sup>-</sup> liés par l'équation de l'équilibre de Brønsted : **AH**  $\rightleftharpoons$  H<sup>+</sup> + **A<sup>-</sup>**

L'acide AH et sa base A<sup>-</sup> sont dits « **conjugués** »

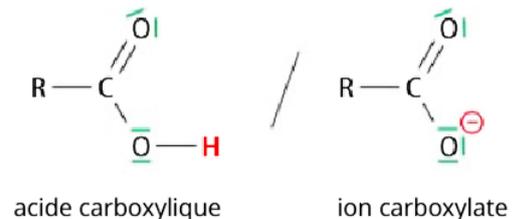
### II.2 Particularités structurales des acides et des bases

**Pour être un acide**, une espèce doit pouvoir libérer un ion H<sup>+</sup>. **Elle doit contenir une liaison polarisée entre un atome d'hydrogène** et un atome électronégatif (ex : O, N, F, Cl). Plus cette liaison est polarisée, plus l'atome d'hydrogène peut facilement être libéré et capté par une base.

**Pour être une base**, une espèce doit pouvoir capter un ion H<sup>+</sup>. **Elle doit donc contenir plusieurs doublets non liants.** (ex : O, N) susceptible de combler la lacune électronique d'un ion H<sup>+</sup>.

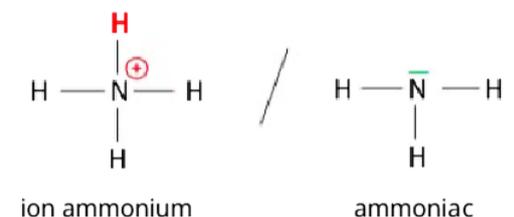
#### Exemples :

■ Dans un acide carboxylique, l'atome d'hydrogène **H** est relié à un atome d'oxygène **O**. L'électronégativité de l'oxygène est supérieure à celle de l'hydrogène, l'oxygène a tendance à attirer le doublet d'électrons de la liaison covalente O—H, ce qui incite l'hydrogène **H** à quitter la molécule d'acide en « laissant son électron » et il forme ainsi l'ion **H<sup>+</sup>**. Le **doublet liant** de l'oxygène se transforme alors en **doublet non liant**, l'oxygène se retrouve avec un électron en plus, il porte par conséquent une **charge négative**.



■ Grâce au **doublet non liant** porté par son atome d'azote N, l'ammoniac est une espèce capable de capter un ion **H<sup>+</sup>**, c'est donc une **base**.

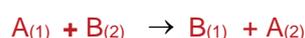
Lorsque l'ammoniac capte un ion **H<sup>+</sup>**, le **doublet non liant** porté par l'azote se transforme en **doublet liant**, l'azote N se retrouve alors avec un électron en moins sur sa couche externe, il porte par conséquent une **charge positive**.



### II.2 La réaction acido-basique

Une réaction acido-basique a lieu entre deux couples acide/base : A<sub>(1)</sub>/B<sub>(1)</sub> et A<sub>(2)</sub>/B<sub>(2)</sub>.

L'acide du couple 1 fournit un proton à la base du couple 2 pour donner la base du couple 1 et l'acide du couple 2 :



Exemple :

On mélange de l'acide éthanoïque avec de la soude  $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$  (hydroxyde de sodium).

- L'acide cède un proton à l'ion hydroxyde :  $\text{CH}_3 - \text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3 - \text{COO}^-$
- L'ion hydroxyde capte alors ce proton :  $\text{HO}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$

L'équation bilan de cette réaction est donc :  $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

Lors de cette réaction, on a donc les deux couples acido-basiques :

- $\text{CH}_3 - \text{COOH} / \text{CH}_3 - \text{COO}^-$
- $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$

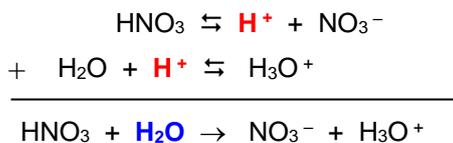
Questions :

1. Donner l'acide conjugué des espèces chimiques suivantes :  
L'ion benzoate  $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COO}^-$  ; L'eau  $\text{H}_2\text{O}$  ; L'ion éthanolate  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O}^-$
2. L'ion amidure est la base conjuguée de l'ammoniac. Donner sa formule.
3. On fait réagir de l'acide méthanoïque avec de l'ammoniac  $\text{NH}_3$ .
  - a. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
  - b. Ecrire les deux couples mis en jeux lors de cette réaction.

### II.3 Espèces amphotères

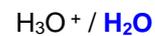
Une espèce **amphotère** ou **ampholyte** peut se comporter soit comme un acide, soit comme une base, selon l'autre espèce chimique qu'on lui présente.

Exemple : • On verse quelques gouttes d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  dans de l'eau :

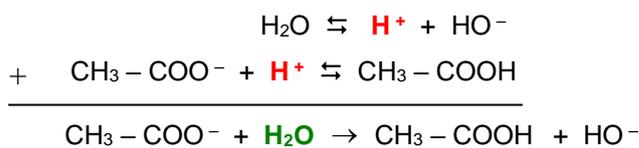


Ici, l'eau capte un proton et joue le rôle d'une **base** au sens de Brönsted.

Le couple de l'eau à considérer est :



- On verse quelques gouttes d'acétate de sodium dans de l'



Ici, l'eau donne un proton et joue le rôle d'un **acide** au sens de Brönsted.

Le couple de l'eau à considérer est :



L'eau  $\text{H}_2\text{O}$  est **une espèce amphotère** :

Autres exemples d'espèces amphotères :

L'ion hydrogénosulfate  $\text{HSO}_4^-$  :  $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^-$  et  $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$   
L'ammoniac  $\text{NH}_3$  :  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  et  $\text{NH}_3 / \text{NH}_2^-$

#### ❖ **Couple de l'acide carbonique :**

Le dioxyde de carbone gazeux  $\text{CO}_2$  (g) présent dans l'atmosphère est très soluble dans l'eau. Une fois solubilisé,  $\text{CO}_2$  (aq) peut réagir avec l'eau pour former de l'**acide carbonique**  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (aq) :  $\text{CO}_2$  (aq) +  $\text{H}_2\text{O}$  (ℓ) →  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (aq)

Cependant, la molécule d'acide carbonique  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (aq) **n'est pas très stable** (elle redonne très facilement  $\text{CO}_2$  (aq) et  $\text{H}_2\text{O}$  (ℓ)). On préfère donc la notation  $\text{CO}_2$  (aq),  $\text{H}_2\text{O}$  (ℓ) /  $\text{HCO}_3^-$  (aq) à la notation  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (aq) /  $\text{HCO}_3^-$  (aq) pour le couple de l'acide carbonique.

Remarque :

L'ion hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$  appartient également au couple  $\text{HCO}_3^-$  (aq) /  $\text{CO}_3^{2-}$  (aq). C'est une espèce amphotère.