

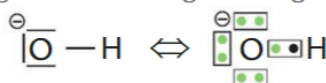
Livre p 13 à 28 – TP associés : TP 3, 4 et 12

### RAPPELS :

- Dans le schéma de Lewis d'une molécule, l'environnement électronique de chaque atome correspond à celui d'un gaz noble : **deux électrons pour H, 8 électrons pour tous les autres atomes.**  $\text{H} - \overline{\text{O}} - \text{H}$
- Pour un ion polyatomique, on indique une charge formelle (positive ou négative) pour l'atome qui n'est pas entouré du même nombre d'électrons qu'à l'état isolé.

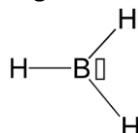
Exemple : Ion hydroxyde  $\text{HO}^-$

– L'atome d'oxygène ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ) possède **six** électrons de valence. Dans l'ion hydroxyde, l'atome d'oxygène possède **sept** électrons « en propre » ; on lui attribue une charge formelle négative, figurée par le signe  $\ominus$  ( $6 - 7$ ).



- Une lacune électronique indique un déficit de deux électrons de valence par rapport aux règles de stabilité. Elle est représentée par une case rectangulaire dans le schéma de Lewis.

Exemples : Molécule de borane  $\text{BH}_3$

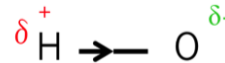


L'ion hydrogène  $\text{H}^+$   $\square \text{H}^+$

- **L'électronégativité** est l'aptitude d'un atome à attirer vers lui le **doublet d'électrons** d'un autre atome à qui il est associé dans une **liaison covalente**.

Une liaison est **polarisée** entre deux atomes si ceux-ci ont des électronégativités très différentes.

On note  $\delta^-$  (delta moins) la charge partielle de l'atome qui a attiré à lui les électrons de la liaison et  $\delta^+$  la charge partielle de l'autre atome.

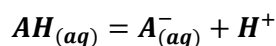


### Contexte :

## I. Acides et bases.

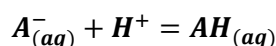
### 1) Définition selon Brønsted

**Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un ion hydrogène  $\text{H}^+$ .** L'acide  $\text{AH}$  se transforme alors en sa base  $\text{A}^-$  conjuguée.



Ex : L'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  est un acide au sens de Brønsted :  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(aq)} = \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(aq)} + \text{H}^+$

**Une base est une espèce chimique capable de capter au moins un ion hydrogène  $\text{H}^+$ .** La base  $\text{A}^-$  se transforme alors en son acide  $\text{AH}$  conjugué.



Ex : L'ion éthanoate  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  est une base au sens de Brønsted :  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(aq)} + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(aq)}$

### 2) Couple acide/base

#### a) Définition

Un acide  $\text{AH}$  et une base  $\text{A}^-$  conjugués forment un couple acide/base de demi-équation :



Ex : couple  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  de demi-équation :  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(aq)} = \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(aq)} + \text{H}^+$

## b) Couples acide/base à connaître

Acide carboxylique/ion carboxylate :  $RCO_2H_{(aq)}/RCO_2^{-}_{(aq)}$  avec R groupe alkyle

Ion ammonium/ammoniac :  $NH_4^{+}_{(aq)}/NH_{3(aq)}$

Acide carbonique/ion hydrogénocarbonate :  $CO_2, H_2O_{(aq)}/HCO_3^{-}$

Ion oxonium/eau :  $H_3O^{+}_{(aq)}/H_2O_{(l)}$

Eau/ion hydroxyde :  $H_2O_{(l)}/HO^{-}_{(aq)}$

Rq : L'eau est une espèce amphotère. Elle peut se comporter, suivant le couple, comme :

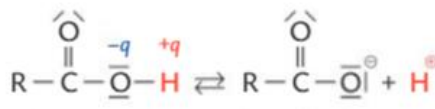
- un acide :  $H_2O_{(l)}/HO^{-}_{(aq)}$  ;  $H_2O_{(l)} = HO^{-}_{(aq)} + H^{+}$
- une base :  $H_3O^{+}_{(aq)}/H_2O_{(l)}$  ;  $H_3O^{+}_{(aq)} = H_2O_{(l)} + H^{+}$

Une espèce amphotère est à la fois l'acide d'un couple, et la base d'un autre couple.

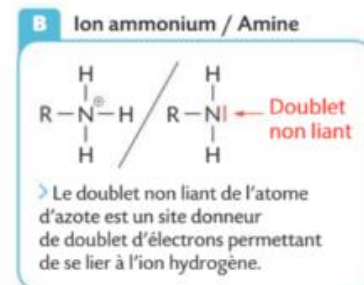
## c) Schémas de Lewis

Le schéma de Lewis d'un acide ou d'une base permet de comprendre son processus de formation.

**Exemple :** Dans une molécule d'acide carboxylique, le départ de l'atome d'hydrogène lié à l'atome d'oxygène est favorisé par la différence d'électronégativité entre l'oxygène ( $\chi = 3,4$ ) et l'hydrogène ( $\chi = 2,2$ ).



**Rem :** Le doublet liant O – H bascule sur O pour y former un doublet non liant supplémentaire, libérant l'ion  $H^{+}$



## d) Solutions aqueuses acides et basiques à connaître

Solutions aqueuses acides	Solutions aqueuses basiques
Acide éthanoïque : $CH_3CO_2H_{(aq)}$	Hydroxyde de sodium (soude) : $Na^{+}_{(aq)} + HO^{-}_{(aq)}$
Acide chlorhydrique : $H_3O^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$	Ammoniac : $NH_{3(aq)}$

Rq : les ions  $Na^{+}_{(aq)}$  et  $Cl^{-}_{(aq)}$  n'ont aucun caractère acide ou basique. Ils sont ici spectateurs.

## II. La réaction acido-basique

Une réaction acido-basique est un transfert de proton(s) entre l'acide d'un couple acide/base et la base d'un autre couple, pour former les espèces conjuguées.

### Point méthode : Comment écrire l'équation d'une réaction acide base ?

- 1) Identifier les deux couples acide-base mis en jeu.
- 2) Repérer dans chaque couple les réactifs, en les entourant, de la réaction (attention : la réaction a lieu entre un acide d'un couple et une base d'un autre couple).
- 3) Ecrire, dans le bon sens, les demi-équations associées à chacun des deux couples.
- 4) Ecrire l'équation entre l'acide d'un couple et la base de l'autre en faisant « la somme » des demi-équations.

Rq : Si l'écriture des demi-équations n'est pas exigée, on peut écrire directement l'équation, en vérifiant qu'elle est ajustée, entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple.

Ex : Lors de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau, les couples mis en jeu sont  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(aq)}/\text{CH}_3\text{CO}_2^{-}_{(aq)}$  et  $\text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)}/\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$

Rq : l'équation s'écrit avec une flèche simple ( $\rightarrow$ ) si la réaction est totale (au moins un des réactifs est totalement consommé en fin de réaction), ou avec une double flèche si elle ne l'est pas ( $\rightleftharpoons$ ).

### III. Le pH d'une solution

#### 1) Définition

Le pH (potentiel Hydrogène) est un indicateur d'acidité lié à la présence des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)}$  en solution.

Pour des solutions aqueuses diluées ( $[\text{H}_3\text{O}^{+}] < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ) :

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}]}{c^\circ} \right)$$

pH : sans unité

$[\text{H}_3\text{O}^{+}]$  :  $\text{mol.L}^{-1}$

$c^\circ$  est appelée concentration standard :  $c^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

**Point maths** : fonction logarithme décimal.

C'est la fonction réciproque de la fonction  $f(x) = 10^x$

Donc :  $\log(10^x) = x$  et  $10^{\log(x)} = x$

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}]}{c^\circ} \right) \text{ peut donc aussi s'écrire : } [\text{H}_3\text{O}^{+}] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$$

**Démonstration :**

Rqs : 1. Le pH augmente si  $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$  diminue, et inversement. En effet, moins il y a d'ions oxonium, moins la solution est acide et le pH augmente.

2.  $c^\circ$  assure une cohérence dimensionnelle au sein de ces relations, cependant on écrit aussi parfois pour simplifier  $\text{pH} = -\log ([\text{H}_3\text{O}^{+}])$  et  $[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}}$ .

#### 2) Mesure

Le pH se mesure à l'aide d'un **pH-mètre**, préalablement étalonné, qui fournit une valeur du **pH à 0,1 près** alors que l'utilisation de **papier pH (ou d'indicateurs colorés)** ne permet de donner qu'un encadrement du **pH à 1 près**.

**Exercice d'application (NIVEAU 1) :**

- I. Ecrire l'équation de la réaction entre l'ammoniac et l'eau (réaction non totale).
- II. Représenter le schéma de Lewis de l'acide éthanoïque et de l'ion éthanoate.

III. Soient quatre solutions aqueuses A, B, C, D.  
 $[H_3O^+]_A = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$        $[H_3O^+]_B = 4,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$        $pH_C = 3,4$        $pH_D = 9,8$

- 1) Calculer le pH des solutions A et B.
- 2) Calculer la concentration molaire en ions oxonium des solutions C et D.
- 3) Comment varie la concentration molaire en ions oxonium quand le pH augmente ?

#### **A SAVOIR / SAVOIR FAIRE**

- **Identifier**, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-base mis en jeu et **établir** l'équation d'une réaction acide-base.
- **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.
- **Identifier** le caractère amphotère d'une espèce chimique.
- **Déterminer**, à partir de la valeur de la concentration en ion oxonium  $H_3O^+$ , la valeur du pH de la solution et inversement.

**Capacité mathématique** : Utiliser la fonction logarithme décimal et sa réciproque.

#### **Epreuve de Capacités Expérimentales (ECE) :**

- **Mesurer** le pH de solutions d'acide chlorhydrique ( $H_3O^+ + Cl^-$ ) obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium  $H_3O^+$  apporté.

**VERIFIER SES CONNAISSANCES ET COMPETENCES** : QCM page 19 + exercices résolu pages 20/21

**PREPARER LE CONTROLE** : Refaire les exercices corrigés (NIVEAU 1 : 5 et 6 p 22 ; NIVEAU 2 : 8, 9 et 14 p 23/24 ; 12 et 15 p 23/24 ; NIVEAU 3 : 16 p 25 et exercice bac) + exercices type BAC 19 et 20 pages 26/27

**Pour APPRENDRE / REVISER autrement : (Paul Olivier – Youtube)**

