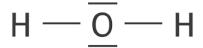


Livre p 13 à 28 – TP associés : TP 3, 4 et 12

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.



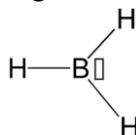
- Pour un ion polyatomique, on indique une charge formelle (positive ou négative) pour l'atome qui n'est pas entouré du même nombre d'électrons qu'à l'état isolé.

Exemple : Ion hydroxyde 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 BH_3

L'ion hydrogène H^+



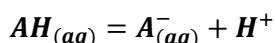
- L'électronégativité est l'aptitude d'un atome à attirer vers lui le doublet d'électrons d'un autre atome à qui il est associé dans une liaison covalente.
- Une liaison est polarisée entre deux atomes si ceux-ci ont des électronégativités très différentes.
- On note $\delta-$ (delta moins) la charge 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.

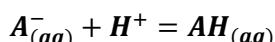
1) Définition selon Brønsted

Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un ion hydrogène H^+ . L'acide AH se transforme alors en sa base 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 H^+ . La base A^- se transforme alors en son acide AH conjugué.



Ex : L'ion éthanoate CH_3CO_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 AH et une base A^- conjugués forment un couple acide/base de demi-équation :

$\text{AH}_{(aq)} = \text{A}^-_{(aq)} + \text{H}^+$ Par convention, un couple acide/base s'écrit : AH/A^- .

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 : $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(\ell)}$

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

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

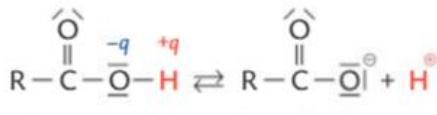
- un acide : $H_2O_{(\ell)}/HO^-_{(aq)}$; $H_2O_{(\ell)} = HO^-_{(aq)} + H^+$
- une base : $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(\ell)}$; $H_3O^+_{(aq)} = H_2O_{(\ell)} + H^+$

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

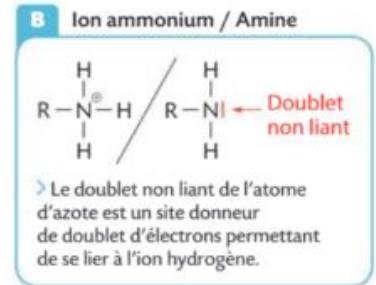
c) Schémas de Lewis

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

$[\text{H}_3\text{O}^+]$: mol. L⁻¹

c° 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° 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.

$$[H_3O^+]_A = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+]_B = 4,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_C = 3,4$$

$$\text{pH}_D = 9,8$$

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)

