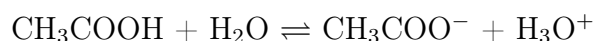


Activité 9 : Les acides, les bases et le pH

<p><u>Thème du programme</u> : Thème 1 Les systèmes vivants présentent une organisation particulière de la matière.</p>	<p><u>Sous-thème</u> : 1.5 Les molécules des organismes vivants présentent des structures et des propriétés spécifiques.</p>
<p><u>Type d'activités</u> : Point cours</p>	<p><u>Pré-requis</u> :</p> <ul style="list-style-type: none"> - L'eau est un solvant polaire. - L'eau dissout des composés ioniques et des molécules polaires. - Les molécules biologiques présentent des propriétés acides ou basiques.
<p><u>Extrait BOEN</u> :</p> <ul style="list-style-type: none"> - En fonction du pH du milieu et du pKa du couple, une espèce d'un couple acide/base prédomine. - Des groupes caractéristiques chargés apparaissent ou disparaissent en fonction du pH. 	<p><u>Compétences attendues</u> :</p> <p>Mettre en œuvre des activités expérimentales et exploiter des ressources documentaires pour :</p> <ul style="list-style-type: none"> - écrire l'équation d'une réaction acide-base à partir de deux couples acide/base mis en jeu, - utiliser la relation $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, - identifier l'espèce prédominante d'un couple acide/base en fonction du pH du milieu et du pKa du couple.

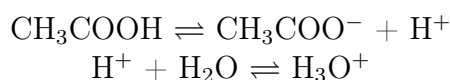
I. Réaction d'un acide sur une base

Un acide réagit avec une base. La réaction de l'acide éthanoïque sur l'eau peut être considérée comme une réaction acide-base :

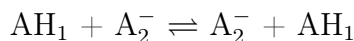


L'acide éthanoïque est l'acide du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et l'eau la base du couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.

Cette réaction peut être considérée comme la somme de deux réactions élémentaires :



La somme de ces deux réactions traduit le transfert d'un proton de l'acide de l'espèce 1 vers la base de l'espèce 2 pour donner la base de l'espèce 1 et l'acide de l'espèce 2.



Une réaction acide-base en milieu aqueux est donc, d'une manière très générale, le transfert d'un proton de l'acide d'un couple acide 1/base 1 vers la base d'un couple acide 2/base 2.

Écrire les deux réactions élémentaires qui sont à l'origine de cette réaction générale, ainsi que leur constante d'acidité K_a .

Application : écrire les réactions en solution aqueuse en indiquant les couples acide/base mis en jeu.

– l'acide chlorhydrique avec l'hydroxyde de sodium

– l'acide éthanóique avec l'ammoniac

La constante de la réaction acide-base, K , est, par définition, le rapport du produit des concentrations des espèces formées sur le produit des concentrations des réactifs soit :

Si on multiplie le numérateur et le dénominateur par H_3O^+ , on obtient :

L'équilibre de cette réaction acide-base est d'autant plus déplacé vers la droite que K est grand, c'est-à-dire que K_{a1} est grand devant K_{a2} . Dans ce cas l'acide 1 est beaucoup plus fort que l'acide 2 (ou la base 1 est beaucoup plus faible que la base 2).

Si l'on veut traduire cette comparaison en terme de pK , ceci veut dire que pK_{a1} est petit devant pK_{a2} .

Dans une réaction acide-base, qui met en présence deux couples acide/base, le couple dont le pK_a est le plus petit fournit l'acide et l'autre fournit la base.

Application : prévoir le sens de déplacement de l'équilibre de la réaction de l'acide éthanóique avec l'ammoniac sachant que : $pK_a(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,74$ et $pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9,2$.

II. pH d'une solution aqueuse

L'eau se dissocie faiblement en ions oxonium (H_3O^+) et en ions hydroxyde (HO^-) selon la réaction appelée autoprotolyse de l'eau :

Chaque espèce chimique, acide ou basique, en solution dans l'eau, met en jeu la concentration en ions oxonium (H_3O^+) dans le calcul de la constante d'acidité du couple acide/base correspondant. Il est donc nécessaire de mesurer cette concentration et de l'exprimer de manière commode. On utilise une grandeur appelée pH.

Par définition, le pH d'une solution aqueuse est égal à : $pH = -\log[H_3O^+]$

Inversement, on peut déterminer la concentration en ions oxonium d'une solution aqueuse si l'on connaît son pH : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

Lors de l'autoprotolyse de l'eau, c'est-à-dire en l'absence de toute espèce dissoute, il se forme autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde. Leurs concentrations respectives sont donc égales : $[H_3O^+] = [HO^-]$.

Le produit ionique de l'eau, K_e , peut donc s'écrire :

$$K_e = [H_3O^+] \times [HO^-] = [H_3O^+]^2 = 10^{-14}$$

Il en résulte : $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ et donc $pH = 7$.

On dit qu'une solution est neutre si son pH est égal à 7.

Si une solution contient plus d'ions oxonium que d'ions hydroxyde, cela signifie que : $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ et donc $\text{pH} < 7$.

Une solution est acide si son pH est inférieur à 7.

Si une solution contient moins d'ions oxonium que d'ions hydroxyde, cela signifie que : $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ et donc $\text{pH} > 7$.

Une solution est basique si son pH est supérieur à 7.

L'échelle des pH est limitée :

– vers le bas, à la valeur 0 ($[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$)

– vers le haut, à la valeur 14 ($[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$)

sachant que la mesure du pH d'une solution n'est fiable que pour des solutions diluées ($[\text{H}_3\text{O}^+] \leq 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$), les interactions entre espèces chimiques présentes dans les solutions concentrées n'étant plus négligeables.

Application : tracer l'échelle des pH

Le pH se mesure de plusieurs manières :

- par colorimétrie : on utilise des substances qui changent de couleur selon la valeur du pH : ce sont des indicateurs colorés,
- avec un pH-mètre qui mesure la différence de potentiel existant entre deux électrodes plongées dans la solution aqueuse.

III. Prédominance des espèces acides et basiques en fonction du pH

La constante d'acidité, K_a , d'un couple acide/base est égale à :

On peut donc écrire une relation entre le pH et le $\text{p}K_a$, sachant que $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ et que $\text{p}K_a = -\log K_a$.

Si une solution a la même concentration en acide et en base, alors $[\text{acide}] = [\text{base}]$ et le rapport ci-dessus est égal à 1. Or $\log(1) = 0$. La relation devient alors : $\text{pH} = \text{p}K_a$

Si une solution a une concentration en base supérieure à celle de l'acide, alors $[\text{base}] > [\text{acide}]$ et le rapport ci-dessus est supérieur à 1 et son log est supérieur à 0. La relation devient alors : $\text{pH} > \text{p}K_a$

Si une solution a une concentration en base inférieure à celle de l'acide, alors $[\text{base}] < [\text{acide}]$ et le rapport ci-dessus est inférieur à 1 et son log est inférieur à 0. La relation devient alors : $\text{pH} < \text{p}K_a$

Ceci permet de définir trois domaines, dits **de prédominance**, selon la valeur du pH de la solution aqueuse :

Application : pour chacun des couples acide/base suivants, déterminer quelle sera l'espèce prédominante pour chacune des valeurs de pH indiquées :

	$\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,74$	$\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$
pH = 2		
pH = 4,74		
pH = 7		
pH = 9,2		
pH = 12		