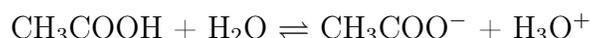


# Activité 9 : Les acides, les bases et le pH

<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"> <li>- L'eau est un solvant polaire.</li> <li>- L'eau dissout des composés ioniques et des molécules polaires.</li> <li>- Les molécules biologiques présentent des propriétés acides ou basiques.</li> </ul>
<p><u>Extrait BOEN</u> :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- En fonction du pH du milieu et du pKa du couple, une espèce d'un couple acide/base prédomine.</li> <li>- Des groupes caractéristiques chargés apparaissent ou disparaissent en fonction du pH.</li> </ul>	<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"> <li>- écrire l'équation d'une réaction acide-base à partir de deux couples acide/base mis en jeu,</li> <li>- utiliser la relation <math>\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]</math>,</li> <li>- identifier l'espèce prédominante d'un couple acide/base en fonction du pH du milieu et du pKa du couple.</li> </ul>

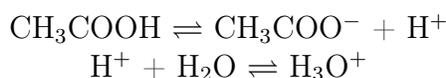
## I. Réaction d'un acide sur une base

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

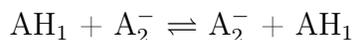


L'acide éthanoïque est l'acide du couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  et l'eau la base du couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ .

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		