

CHAPITRE 6 : PRODUITS D'ENTRETIEN ET REACTIONS ACIDE-BASE

1 Les produits d'entretien dans l'habitat

Les produits d'entretien utilisés dans l'habitat peuvent être :

- des détartrants, des déboucheurs (acide ou base)
- des désinfectants (eau de Javel)
- des solvants
- des savons
- des détergents
- des dégraissants

Leur nature chimique est indiquée sur l'étiquette et leur précaution d'emploi est précisée sur le pictogramme. (Figure 1)

	comburant		inflammable		explosif
	toxique		corrosif		danger pour la santé
	dangereux pour l'environnement		gaz sous pression		nocif / irritant

FIGURE 1 – Pictogrammes de sécurité

2 Acides et bases

2.1 Définitions

- Un acide de Brönsted, noté AH, est une espèce chimique susceptible de céder au moins un proton H^+ . On peut donc écrire : $AH = A^- + H^+$
Un monoacide pourra céder un proton H^+ . Un polyacide pourra céder plusieurs protons H^+ .

Exemples :

- L'acide éthanoïque CH_3COOH est un monoacide car il peut céder un proton H^+ .
- L'acide sulfurique H_2SO_4 est un polyacide car il peut céder deux protons H^+ .

- Une base de Brönsted, notée A^- est une espèce chimique susceptible de capter au moins un proton H^+ . On peut donc écrire : $A^- + H^+ = AH$
Une monobase pourra capter un proton H^+ . Une polybase pourra capter plusieurs protons H^+ .

Exemples :

- L'ammoniaque NH_3 est une monobase car elle peut capter un proton H^+ .
- L'ion carbonate CO_3^{2-} est une polybase car elle peut capter deux protons H^+ .

2.2 Couples acide/base

Les deux espèces chimiques AH et A^- sont dites conjuguées et forment un couple acide/base noté : AH/A^-

A ce couple acide/base est associé une demi-équation acido-basique notée : $AH = A^- + H^+$

Exemple : Les deux espèces chimiques acide éthanoïque (CH_3COOH) et ion éthanoate (CH_3COO^-) forment un couple acide/base (CH_3COOH/CH_3COO^-).

La demi-équation acido-basique associée est : $CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$

2.3 Couples acide/base de l'eau

L'eau participe à deux couples acide/base dans lesquels elle joue soit le rôle d'acide soit le rôle de base. Ce sont les couples : H_2O/HO^- et H_3O^+/H_2O

Les demi-équations associées sont :

- $H_2O = HO^- + H^+$
- $H_3O^+ = H_2O + H^+$

L'eau est un ampholyte, c'est une espèce amphotère. Il s'agit d'une espèce qui est un acide dans un couple et une base dans un autre couple.

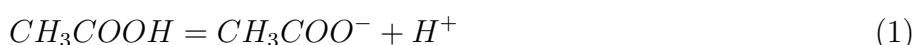
3 Réaction acide-base en solution aqueuse

3.1 Définition

Une réaction acido-basique fait intervenir deux couples acide/base. L'acide d'un couple libère un proton H^+ pour le céder à la base de l'autre couple. C'est un transfert de proton H^+ .

Exemple : Réaction entre l'acide éthanoïque (CH_3COOH) et l'ion hydroxyde (HO^-). Ces deux espèces appartiennent aux couples acide/base suivants : CH_3COOH/CH_3COO^- et H_2O/HO^- .

On a les demi-équations acide/base suivantes :



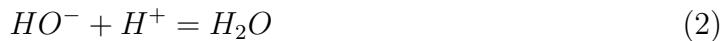
On additionne les demi-équations (1) et (2) et on obtient la réaction acide-base suivante :



3.2 Cas particulier de l'eau

L'eau est à la fois un acide et une base qui intervient dans deux couples acide-base. Elle est acide dans le couple H_3O^+/H_2O et base dans le couple H_2O/HO^-

On a les demi-équations acide/base suivantes :



On additionne les demi-équations (1) et (2) et on obtient la réaction acide-base suivante :



Cette réaction est appelée réaction d'autoprotolyse de l'eau. Elle est caractérisée à 25 °C par une constante K_e appelée produit ionique de l'eau. Le produit ionique K_e est défini par la relation suivante :

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

4 L'échelle de pH

4.1 Définition

Le pH (potentiel hydrogène) est une grandeur qui donne une information sur la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$. C'est une grandeur sans unité. Le pH est lié à la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ par la relation :

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad ou \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

4.2 La mesure du pH

Le pH d'une solution se mesure à l'aide :

- d'un pH-mètre pour une mesure précise
- de papier pH pour une estimation grossière

4.3 Le pH d'une solution

Le pH d'une solution est compris entre 0 et 14.

- Si $pH < 7$, la solution est acide.
- Si $pH = 7$, la solution est neutre.
- Si $pH > 7$, la solution est basique.

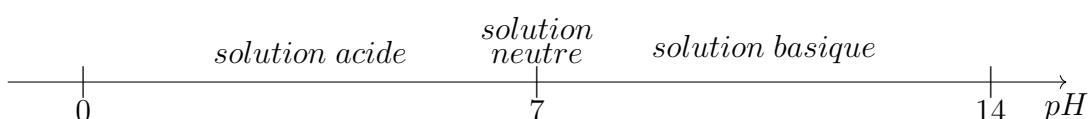


FIGURE 2 – Echelle de pH

4.4 Influence de la dilution sur le pH d'une solution acide ou basique

- Si on dilue une solution acide, la concentration de H_3O^+ diminue donc le pH augmente.
- Si on dilue une solution basique, la concentration en HO^- diminue, le produit ionique implique que la concentration en ions H_3O^+ augmente donc le pH diminue.
- Si on dilue fortement une solution acide ou basique, le pH tend vers 7,0. C'est une solution neutre.

5 Utilisation de solvants dans les produits d'entretien

5.1 Soluté, solvant et solution

- Le solvant est le liquide permettant de dissoudre et de diluer des espèces chimiques.
- Le soluté est l'espèce chimique dissoute dans le solvant.
- La solution est l'ensemble solvant + soluté.

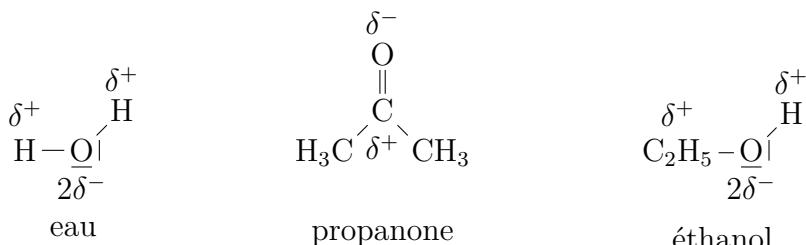
5.2 Solubilité

La solubilité d'une espèce chimique est la masse maximale de soluté que l'on peut dissoudre par litre de solution. Elle s'exprime en $g.L^{-1}$. La solubilité d'une espèce chimique dépend du solvant, du soluté et de la température.

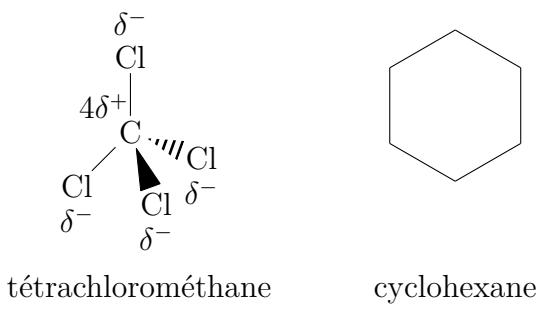
5.3 Polarité d'un solvant

On distingue deux catégories de solvants :

— les solvants polaires :

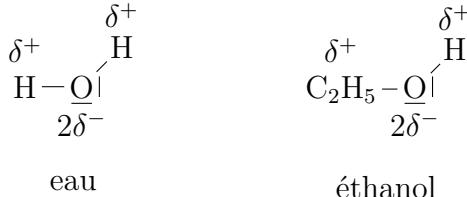


— les solvants apolaires :

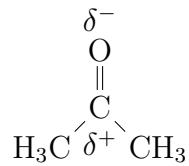


Un solvant (polaire ou apolaire) est protique s'il peut former des liaisons hydrogène (sinon il est dit aprotique).

— solvants polaires protiques :



— solvants polaires aprotiques :



propanone

Remarque : Certains solvants sont amphiphiles ou tensioactifs. Dans cette catégorie on trouve des solvants présentant à la fois une partie polaire et une partie apolaire dans leur molécule. (savon)

5.4 Solubilité et polarité

- Les composés polaires auront une solubilité plus importante dans les solvants polaires.
- Les composés apolaires auront une solubilité plus importante dans les solvants apolaires.
- Pour les composés amphiphiles, plus la chaîne carbonée augmente, plus la solubilité dans le solvant polaire diminue et plus la solubilité dans solvant apolaire augmente.