

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

2. Acides et bases

2.1 Définitions

Un acide de Brönsted est une espèce chimique susceptible de céder au moins un proton H^+ .

Un monoacide pourra céder un ion hydrogène H^+ .

Un polyacide pourra céder plusieurs ions H^+ .

Exemples : CH_3COOH H_3PO_4

Une base de Brönsted est une espèce chimique susceptible de capter au moins un proton H^+ .

Une monobase pourra capter un ion hydrogène H^+ .

Une polybase pourra capter plusieurs ions H^+ .

Exemples : NH_3 CO_3^{2-}

2.2 Couple acide base

Lors de l'échange d'un ion H^+ entre deux espèces, on définit la notion d'acide et de base conjugués. On parle de couple acido-basique.



2.3 Couples acide base de l'eau

L'eau participe à deux couples dans lesquels elle joue soit le rôle d'acide soit le rôle de base.

Les couples sont : H_2O/HO^- et H_3O^+/H_2O

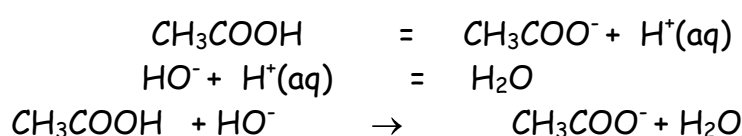


L'eau est un ampholyte, c'est une espèce amphotère. Il s'agit d'une espèce qui est un acide dans un couple et une base dans un autre couple.

3. Réaction acide-base en solution aqueuse

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

Exemple : réaction entre CH_3COOH et HO^- qui appartiennent aux couples $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$



Remarque : Dans l'eau, il existe un équilibre appelé autoprotolyse de l'eau.



Cet équilibre se caractérise à 25 °C par une constante K_e appelée produit ionique de l'eau valant $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-] = 10^{-14}$

4. L'échelle de pH

4.1 Définition

Le pH est une grandeur qui va donner une information sur la comparaison entre les concentrations des ions H_3O^+ et HO^- .

H_3O^+ est l'acide conjugué de l'eau

HO^- est la base conjuguée de l'eau

Le pH est lié à la concentration en ions H_3O^+ oxonium par la relation :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{ou} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

4.2 Le pH d'une solution

Pour les solutions neutres, $\text{pH} = 7,0$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Pour les solutions dite acides $\text{pH} < 7,0$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} > [\text{HO}^-]$

Pour les solutions dite basiques $\text{pH} > 7,0$ et $[\text{HO}^-] > 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} > [\text{H}_3\text{O}^+]$

Le pH d'une solution est compris entre 0 et 14 ($0 \leq \text{pH} \leq 14$)

4.3 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 pH augmente.

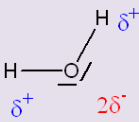
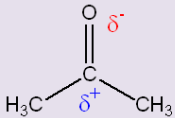
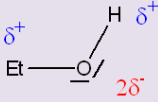
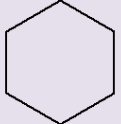
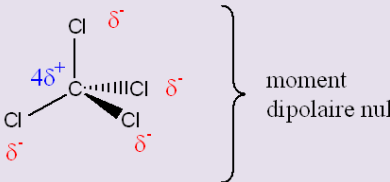
Si on dilue une solution basique, la concentration en HO^- diminue, le produit ionique implique que la concentration en ions H_3O^+ augmente donc pH diminue.

Si on dilue fortement la solution acide ou basique, le pH tend vers 7,0, solution neutre.

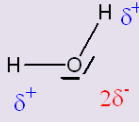
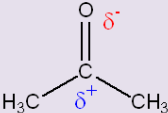
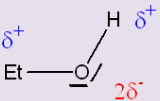
5. Utilisation de solvants dans les produits d'entretien

5.1 Polarité d'un solvant

On distingue deux catégories de solvants : les solvants polaires et les solvants apolaires.

Solvants polaires	Solvants apolaires
 eau	 propanone
 éthanol	 cyclohexane
	 tétrachlorométhane

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

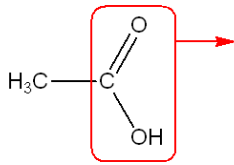
Solvants polaires protiques	Solvants polaires aprotiques
 eau	 propanone
 éthanol	

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)

5.2 Solubilité et polarité

a) Les composés polaires

Les composés polaires auront une solubilité plus importante dans les solvants polaires.



Groupe polaire donc soluble dans l'eau, l'éthanol, la propanone ...

b) Les composés ioniques

Les composés ioniques sont solubles dans les solvants polaires (eau) et sont insolubles dans les solvants apolaires.

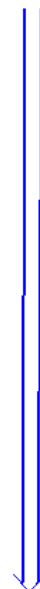
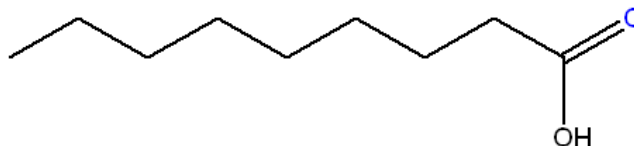
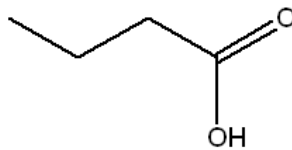
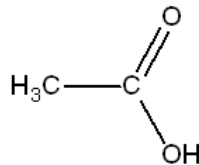
c) Les composés apolaires

Les composés apolaires sont solubles dans les solvants apolaires et insolubles dans les solvants polaires.

d) Composés amphiphiles

Plus la chaîne carbonée augmente, plus la solubilité dans le solvant polaire diminue et plus la solubilité dans solvant apolaire augmente.

Solubilité dans solvants polaires qui augmente



Solubilité dans solvants apolaires qui augmente