

CHAPITRE 1

Transformation acide-base et pH

Paragraphe 1 – Couple acide-base

Acide et base

Un **acide** est une espèce chimique susceptible de céder un ion hydrogène de formule H^+ .

Une **base** est une espèce chimique susceptible de capter un ion hydrogène H^+ .

Exemples

Le vinaigre est une solution aqueuse contenant de l'acide éthanoïque de formule CH_3CO_2H qui peut céder un ion H^+ .

L'ion éthanoate de formule $CH_3CO_2^-$ est une base car il peut capter un ion H^+ .

Remarque

Lorsque l'acide ou la base est une espèce ionique, l'ion est le plus souvent obtenu par dissolution d'un composé ionique.

Par exemple, l'acide ion ammonium de formule NH_4^+ aqueux peut être issu du chlorure d'ammonium de formule NH_4Cl solide et la base ion hydroxyde de formule OH^- aqueux peut l'être de l'hydroxyde de sodium de formule $NaOH$ solide ; les équations de réaction de dissolution respectives s'écrivent :

NH_4Cl solide, flèche, NH_4 plus aqueux + Cl^- moins aqueux

et

NaOH solide, flèche, Na^+ plus aqueux + OH^- moins aqueux.

Histoire des sciences

En 1923, le Danois Johannes Brønsted (1879-1947) et l'Anglais Thomas Lowry (1874-1936) proposent une même définition des notions d'acide et de base. Les acides et les bases étudiés dans ce manuel sont appelés acides et bases de Brønsted.

Couple acide – base

Un acide et une base pouvant se transformer l'un en l'autre par l'échange formel d'un ion hydrogène H^+ forment un **couple acide-base**, noté acide « slash » base.

Exemples

Le couple acide carboxylique-ion carboxylate RCO_2H « slash » RCO_2^- , et le couple ion ammonium-amine $\text{R}'\text{NH}_3^+$ « slash » $\text{R}'\text{NH}_2$, sont deux couples acide-base.

Remarques

Un acide et une base formant un couple acide-base sont dits conjugués.

Plusieurs notations génériques sont utilisées pour les couples acide-base, par exemple AH « slash » A^- ou HB^+ « slash » B .

Indicateurs colorés de pH

Un **indicateur coloré de pH** est un couple acide-base dont la forme acide et la forme basique colorent différemment une solution aqueuse. Un tel couple peut être noté $\text{I N} / \text{H « slash » I N moins}$.

Remarques

Le papier pH est imbibé d'un mélange d'indicateurs colorés. La couleur prise par ce mélange dépend du pH de la solution déposée sur le papier.

Espèce amphotère

Une espèce **amphotère** est à la fois l'acide d'un couple acide 1 « slash » base 1 et la base d'un autre couple acide 2 « slash » base 2.

Exemples

L'eau est une espèce amphotère car elle appartient à deux couples acide-base : ion oxonium, eau ($\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$), et eau, ion hydroxyde ($\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$).

L'ion hydrogénocarbonate appartient à deux couples acide-base : acide carbonique, ion hydrogénocarbonate ($\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$), et ion hydrogénocarbonate, ion carbonate ($\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$) ; il s'agit donc d'une espèce amphotère.

Acide alpha aminé

Une espèce chimique de formule H_3N^+ , CHR , CO_2^- , est un **acide alpha aminé**. Il s'agit d'une espèce amphotère appartenant aux deux couples acide-base

H_3N^+ , C_6H_5 , CO_2H « slash » H_3N^+ , C_6H_5 , CO_2^- , et H_3N^+ ,
 C_6H_5 , CO_2^- « slash » H_2N , C_6H_5 , CO_2^- .

Remarques

Le nom « acide alpha aminé » provient du fait que cette espèce chimique a des propriétés d'une amine (groupe NH_2) et d'autres d'un acide carboxylique (groupe $-\text{CO}_2\text{H}$). La lettre grecque alpha indique que ces deux groupes sont liés au même atome de carbone, appelé carbone alpha.

Paragraphe 2 – Réaction acide-base

Une **réaction acide-base** met en jeu deux couples acide-base. Lors d'une telle réaction, il y a **transfert** d'un ion hydrogène H^+ de l'acide d'un couple acide 1 « slash » base 1 à la base d'un autre couple acide 2 « slash » base 2.

L'équation générale d'une réaction acide-base s'écrit :

Acide 1 + base 2, flèche, base 1 + acide2.

Exemples

L'acide citrique (couple $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_5$, CO_2H « slash » $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_5$, CO_2^-) réagit avec l'ion hydrogénocarbonate (couple H_2CO_3 « slash » HCO_3^-) pour former de l'acide carbonique (de formule H_2CO_3).

L'équation de cette réaction s'écrit :

$\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_5$, CO_2H aqueux+ HCO_3^- aqueux, flèche, $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_5$, CO_2^- aqueux + H_2CO_3 aqueux.

L'effervescence observée est due à une transformation supplémentaire modélisée par la réaction d'équation :

H_2CO_3 aqueux, flèche, CO_2 gazeux + H_2O liquide.

Remarque

L'ion hydrogène H^+ n'existe pas en solution aqueuse ; il est directement transféré de l'acide¹ à la base². Dans le cadre de ce modèle de la réaction acide-base, on parle de transfert formel.

Paragraphe 3 – pH et concentration en ion oxonium

Définition et relations

La concentration en quantité de matière est la concentration la plus utilisée par les chimistes. Elle est plus simplement désignée par le mot concentration.

Par définition, le pH d'une solution aqueuse de concentration en quantité d'ion oxonium notée $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est :

$\text{pH} = -\log$ du quotient de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ par C_{standard} .

Unités :

pH sans unité

C_{standard} et $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans la même unité

avec $C_{\text{standard}} = 1 \text{ mole par litre}$, appelée concentration standard.

\log désigne la fonction logarithme décimal.

Remarque

Lors d'un calcul, le pH est en général donné avec une décimale.

Lorsque la concentration en ion oxonium est multipliée par dix, le pH diminue d'une unité. Lorsqu'elle est divisée par dix, le pH augmente d'une unité.

Connaissant le pH d'une solution aqueuse, la concentration en quantité d'ion oxonium qu'elle contient est :

$[H_3O^+] = C_{\text{standard}} \times 10^{\text{pH} - 7}$

Unités :

C_{standard} et $[H_3O^+]$ dans la même unité pH sans unité avec C_{standard} = une mole par litre, valeur exacte, la concentration standard.

Point maths

La réciproque de la fonction qui à x associe \log de x (x réel strictement positif) est la fonction qui à x associe 10^x (x réel).

Exemples

Le pH d'une eau de table contenue dans une carafe est de 6,3. La concentration en quantité d'ion oxonium de cette solution est :

$[H_3O^+] = 10^{-6,3} \text{ mole par litre} = 5 \text{ virgule } 0 \text{ multiplié par } 10^{-7} \text{ mole par litre.}$

Solution Tampon

En général, introduire un acide (respectivement une base) à une solution aqueuse entraîne la diminution (respectivement l'augmentation) du pH de cette solution.

Néanmoins, il existe des solutions particulières, appelées solutions tampons, pour lesquels un ajout modéré d'acide ou de base modifie peu le pH. De même lorsque cette solution est diluée.

Les solutions étalons utilisées pour l'étalonnage des pH-mètres sont des solutions tampons.