

Thème : Déterminer la composition d'un système par des méthodes physiques et chimique.

Cours 12 : Transformations acide-base
(version professeur)

B.O. Modéliser des transformations acide-base par des transferts d'ion hydrogène H^+ .

Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H^+ : acide et base de Brønsted, couple acide-base, réaction acide-base.

Couples acide-base de l'eau, de l'acide carbonique, d'acides carboxyliques, d'amines. Espèce amphotère.

pH et relation

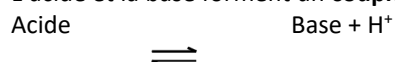
Les définitions des acides et des bases n'ont cessé d'évoluer depuis deux siècles pour rendre compte des propriétés de ces substances.

On utilisera dans le cadre du programme la définition de Brønsted (1923).

I. Théorie de Brønsted.

1. Couple acide-base.

L'acide et la base forment un **couple** suivant la relation :



H^+ représente un proton échangé. Il n'apparaît pas dans le bilan chimique d'une réaction.

L'acide et la base formant un **couple** sont appelés acide et base **conjugués**.

acide éthanoïque / ion éthanoate	CH_3COOH / CH_3COO^-
ion ammonium / ammoniac	NH_4^+ / NH_3
ion oxonium / eau	H_3O^+ / H_2O
eau / ion hydroxyde	H_2O / OH^-
dioxyde de carbone dissous / ion hydrogénocarbonate	$CO_2, H_2O / HCO_3^-$
ion hydrogénocarbonate / ion carbonate	HCO_3^- / CO_3^{2-}

Un **acide** est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs protons.

Un **base** est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs protons.

2. Réaction acide-base.

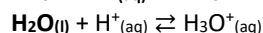
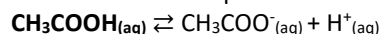
Une réaction acide-base est par définition un échange de proton H^+ entre **deux couples** acide-base :

Exemple : réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.

Les deux couples mis en jeu sont :

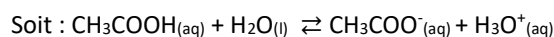
acide éthanoïque / ion éthanoate	CH_3COOH / CH_3COO^-
ion oxonium / eau	H_3O^+ / H_2O

On écrit les demi-équations de chaque couple en identifiant les réactifs :



On effectue la somme des deux demi-équations :

Acide ₁	Base ₁ + H ₂ O
Base ₂ + H ⁺	Acide ₂



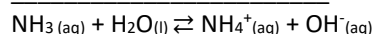
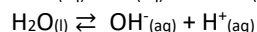
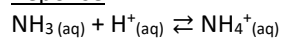
Question : Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.

Les deux couples mis en jeu sont :

ion ammonium / ammoniac $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

eau / ion hydroxyde $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$

Réponse :



Dans les réactions étudiées ci-dessus, le solvant est l'eau.

Le cas de l'eau est particulièrement remarquable puisque l'eau est à la fois :

- un acide (couple $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$)
- une base (couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$)

On dit que l'eau est un solvant amphotère (**ampholyte** ou amphitronique

Question : Ecrire l'équation de la réaction de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) avec une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$).

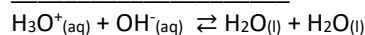
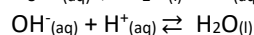
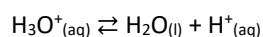
Les ions Na^+ et les ions Cl^- étant spectateurs, on peut ne pas les faire apparaître dans les équations de réactions.

Les couples mis en jeu sont alors :

$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ pour l'acide chlorhydrique

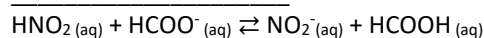
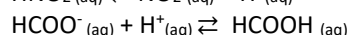
$\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ pour la solution d'hydroxyde de sodium (soude)

Réponse :



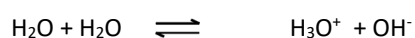
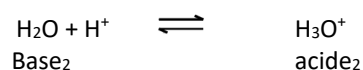
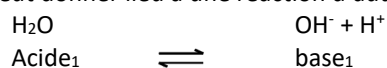
Question : Ecrire l'équation de la réaction de l'acide nitreux en solution ($\text{HNO}_2 / \text{NO}_2^-$) avec une solution de méthanoate de sodium ($\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$).

Réponse :



3. Réaction d'autoprotolyse de l'eau

L'eau peut donner lieu à une réaction d'auto-ionisation spontanée :



C'est à dire que dans l'eau pure, il y a non seulement des molécules d'eau mais également des ions oxonium et hydroxyde en très faible quantité.

Dans un litre d'eau pure, il y a environ 56 mol d'eau et $1,0 \times 10^{-7}$ mol d'ions H_3O^+ et $1,0 \times 10^{-7}$ mol d'ions HO^- .

II. pH d'une solution.

1. Définition du pH.

On a vu que lors de la réaction d'un acide avec le solvant (eau), il se formait des ions oxonium H_3O^+ .

Le pH d'une solution est une grandeur sans dimension définie par :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0}\right) \text{ avec } c_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

c_0 est appelée concentration standard

L'espèce chimique est supposée être dans une solution qui conserverait les propriétés d'une solution assez diluée pour demeurer **idéale** jusqu'à la concentration **standard** fixée par convention à $c^\circ = 1 \text{ mol.l}^{-1}$.

Il s'agit donc d'un état extrapolé, qui est souvent assez éloigné de l'état réel

L'état standard correspond à une température $T = 298 \text{ K}$ (25°C) et une pression $p^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$.

Une solution est **idéale** si les interactions entre les molécules qui composent cette solution, toutes espèces confondues, sont toutes identiques.

Remarque expérimentale : Pour mesurer le pH, une électrode de mesure de pH est utilisée. Cette électrode ne supporte pas les pH inférieurs à 3 et supérieurs à 11. (voir TP)

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ est la concentration molaire en ions oxonium exprimée en mol.L^{-1}

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ alors $\text{pH} = -\log\left(\frac{2,5 \times 10^{-2}}{1}\right)$ $\text{pH} = -\log(2,5 \times 10^{-2}) = 1,6$

La mesure du pH permet de calculer la concentration en ions oxonium par la relation :

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

Si $\text{pH} = 3,4$

La valeur de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ainsi obtenue s'exprime en mol.L^{-1}

$$\text{alors } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$