

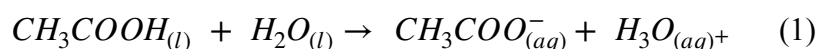
Cours Privés Edme
Cours de Physique-Chimie
Année Académique 2022-2023
Classe de Terminale Spécialité

Chapitre 1- Transformation acide-base et pH

Les réactions acide-base constituent, avec les réactions d'oxydoréductions le type de transformation les plus communes en chimie. Ce type de réaction fait intervenir deux couples acide/base. Il y eut au cours de l'histoire des sciences, différentes manières de définir une substance acide, et une substance basique. Les deux concepts d'acide-base qui ont persisté sont: la définition de Brønsted et de Lowry, et celle de Lewis. Nous ne travaillerons pas sur la définition de Lewis dans ce chapitre.

Acide-Base de Brønsted-Lowry

Une substance est dite **acide**, si elle est capable de transférer au moins un proton (H^+) et **basique** si elle est capable de capter au moins un proton. Ainsi, chaque acide (base) possède une base (acide) conjuguée qui lui est associé. Cette définition est associée au scientifiques Brønsted et Lowry. Un acide forme un couple acide-base avec sa base conjuguée que l'on écrit avec la convention: **acide/base**. Une réaction acide-base fait toujours intervenir deux couples acide/base. Prenons l'exemple de la dissociation l'acide méthanoïque de formule CH_3COOH dans l'eau. L'équation de cette transformation s'écrit:



Les couples mis en jeu dans cette réaction sont: le couple acide méthanoïque/ion méthanoate (CH_3COOH/CH_3COO^-) et le couple ion oxonium/eau. Dans cet exemple, l'acide méthanoïque et l'ion oxonium sont les acides, et l'ion méthanoate et l'eau les bases conjuguées respectives des couples mis en jeu. Noter également que dans chaque réaction acide-base, l'acide d'un couple réagit toujours avec la base d'un autre couple.

N.B: La charge des espèces chimiques dans l'équations 1 s'explique par le fait que: (i) l'acide méthanoïque est une substance neutre qui cède une charge positive, par conséquent se change en l'anion méthanoate, et (ii) la molécule d'eau est substance neutre qui capte cette charge positive, et par conséquent devient le cation oxonium.

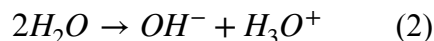
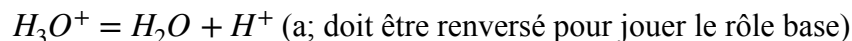
Espèce Amphotère

Une espèce amphotère est l'acide d'un couple $acide_1/base_1$ et la base d'un couple $acide_2/base_2$. Il existe de nombreux exemples pour illustrer ce fait. Nous allons ici, utiliser l'eau comme exemple, car cela nous permettra de comprendre également le processus d'autoprotolyse de l'eau.

La molécule H_2O intervient dans deux couples acide-base: (i) H_3O^+/H_2O et (ii) H_2O/OH^- . Dans le premier couple, H_2O est la base conjuguée de l'ion oxonium. Dans le second couple, H_2O est l'acide conjugué de l'ion hydroxide. Nous disons alors que la molécule d'eau est une substance **amphotère**.

Autoprotolyse

Si nous écrivons les demi-équations des couples acide-base de la molécule d'eau, et effectuons un bilan de la réaction acide-base complète, où une molécule H_2O joue le rôle d'acide et une autre celui de base, nous obtenons l'équation d'autoprotolyse de l'eau:



L'équation (2) est importante. Elle nous montre que dans n'importe quel échantillon d'eau, les molécules d'eau réagissent entre elle, de sorte qu'il y a toujours une concentration non nul, bien qu'inférieure à $1 \mu mol \cdot L^{-1}$ dans l'eau pure, en ion oxonium et hydroxyde.

Aspect Quantitatif: $[H_3O^+]$ et pH et Force d'un Acide

La majorité des réactions acide-base que nous étudierons se feront en milieu aqueux.

Chaque acide qui se dissocie dans l'eau, libère un proton qui sera capté par une molécule d'eau, comme dans l'équation 1. Ce transfert de proton, engendrera alors une augmentation de la concentration des ions oxoniums en solution (en plus des ions qui étaient déjà présent à cause de 2). Ce phénomène est la raison pour laquelle Arrhenius avait défini un acide comme étant une substance qui augmente la concentration d'ion oxoniums en solution aqueuses. Cette définition était trop limitée, car ils existent bien des réactions acide-base en milieu organique. Il devient alors important de mesurer la concentration en ions oxoniums, notée $[H_3O^+]$.

pH et pH metrie

Il existe une échelle qui permet de classer les acides en étant “fort” ou “faible” selon leurs capacité de dissociation en milieu aqueux. En effet, plus un acide est “fort” en milieu aqueux, plus la concentration de proton libéré (alors d’oxoniums formés) est élevé lors de sa dissociation. Nous définissons le pH avec la relation suivante:

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^o}\right) \quad (3)$$

où, c^o est la concentration standard, vaut $1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, et est utilisé pour que le quotient dans la parenthèse soit sans unité. Ce quotient est appelé l’**activité** de l’ion oxonium. Ici, la fonction logarithme est de base 10. Cela veut dire que:

$$\log(10^a) = a \quad (3')$$

$$10^{\log(a)} = a \quad (3'')$$

En exploitant les équations **3**, **3'**, **3''**, nous pouvons écrire:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \times c^o \quad (4)$$

L’échelle de pH permet de convertir $[H_3O^+]$ qui peut être dans l’intervalle $10^{-14} - 10^0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, en nombre entier de 0 à 14. **Par conséquent plus le pH est petit, plus $[H_3O^+]$ est élevé et plus la solution est acide. Une solution est dite acide si:**

$$0 \leq pH < 7$$

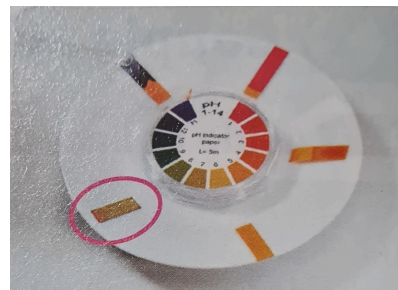
Une solution est dite basique si:

$$7 < pH \leq 14$$

Une solution est neutre si $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ alors $pH = 7$. C’est le cas pour l’eau pure (**equation 2**).

Afin de déterminer le pH d’une solution on utilise parfois des **indicateurs colorés** pour générer une échelle de teinte, ou un **pH mètre**.

Échelle de teinte: La plus part des solutions acides ou basique sont incolores. Afin de pouvoir déterminer le degré d’acidité d’une solution, on y ajoute quelque goutte d’un indicateur coloré qui colore la solution différemment selon si elle est acide ou basique. Ces indicateurs sont également des espèces acide-base qui forme un couple InH/In^- , où l’acide conjugué (InH) n’a pas la même couleur que la base conjugué (In^-). Tous les indicateurs colorés ne changent pas de forme acide ou basique au même pH. Alors, il est possible, en utilisant plusieurs indicateurs de formé une échelle de teinte qui donne différentes



couleurs en fonction du pH d'une solution (*voir le schéma ci-contre ou image 2 page 30 du manuel*). Cette méthode bien qu'efficace, n'est pas d'une grande précision (le pH est seulement estimé à l'unité).

pH mètre: Afin d'obtenir des mesures de pH plus précises on utilise un pH mètre. Le pH mètre est un dispositif muni d'un électrode qui mesure, par différence de potentiel (tension en volt) entre les ions oxoniums en solution et ceux dans l'électrode, la concentration en ions oxoniums d'une solution. Un logiciel dans le dispositif est converti alors cette concentration en pH.

(image de sperdirect.com)



Solutions Tampons

Nous avons vu que lorsque nous introduisons un acide (une base) dans l'eau, le pH diminue (augmente). Cependant, il existe certaines solutions, appelées **solutions tampons**, pour lesquels un ajout modéré d'acide ou de base ne modifie pas le pH. Ces solutions sont souvent utilisées en biochimie et également afin d'étalonner les pH-mètres.

Acides Aminés

Les acides aminés sont très importants en biologie et dans l'organisme. Ces acides contiennent un groupement **acide** carboxylique ($COOH$) et un groupement **amine** (NH_2), d'où leurs noms. En effet, les protéines dans les êtres vivants sont un assemblage d'acides aminés. Les acides aminés où le carbone (appelé α et est le deuxième carbone de la chaîne) liés directement au carbone du groupement carboxylique, peut être aussi lié au groupement amine. Ces acides aminés sont nommés des acides α -aminés. Pouvez-vous expliquer pourquoi les acides aminés sont amphotères?