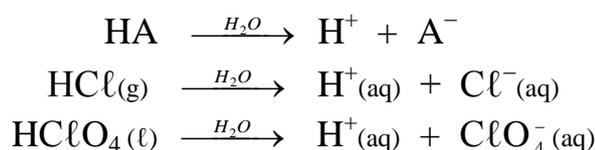


Leçon 14. Les théories sur les acides et les bases



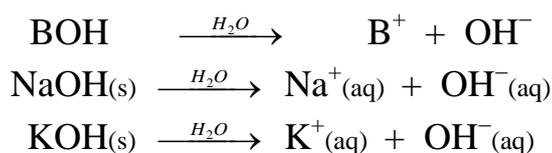
I. La théorie d'Arrhénius sur les acides et les bases

Beaucoup de scientifiques ont étudié sur des acides et des bases et ont été élaborées diverses théories. Svante Arrhénius, un chimiste suédois, a développé une théorie en 1887 pour expliquer les acides et les bases. Le principe de cette théorie est qu'il définit les acides et les bases selon leur structure et selon les ions qu'ils produisent lorsque dissous dans l'eau selon les équations ci-dessous :



Selon Arrhénius, un acide est une substance dissous dans l'eau et se dissocie en ion hydrogène (H^+), tous les acides ont des propriétés semblables puisqu'ils produisent des ions hydrogène (H^+) en solution.

Arrhénius a défini une base ainsi : une base est une substance dissous dans l'eau et se dissocie en ion hydroxyde (OH^-), tous les bases ont des propriétés semblables puisqu'ils produisent des ions hydroxyde (OH^-) en solution selon les équations ci-dessous :



Les définitions des acides et des bases selon Arrhénius se sont rapidement avérées insuffisantes, entre autres pour des raisons suivantes :

- Elles se limitent aux solutions aqueuses.
- Les seules bases sont hydroxydes ($\text{R} - \text{OH}$).
- Arrhénius ne prend pas en compte des gaz, par exemple, des vapeurs d'ammoniac, NH_3 , font virer un papier tournesol rouge au bleu. L'ammoniac a donc des propriétés communes avec celles des bases, alors que sa molécule ne contient pas le groupement hydroxyde (OH^-).

II. La théorie de Bronsted-Lowry sur les acides et les bases

En 1923, un chimiste danois, Johannes Bronsted et un chimiste anglais, Thomas Lowry, élaborent une théorie sur les acides et les bases permettant de régler les problèmes posés par la théorie d'Arrhénius.

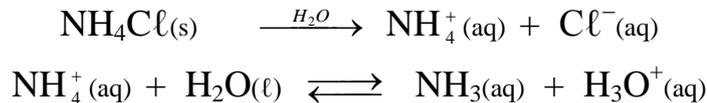
Cette théorie reconnaît que la réaction acide-base est un équilibre chimique. Il y a une réaction directe et une réaction inverse qui font appel au transfert de proton. Les acides sont décrits comme des donneurs de protons et les bases sont les accepteurs de protons.

Les définitions des acides et des bases selon Bronsted-Lowry ne se limitent pas aux molécules neutres.

Des ions peuvent aussi se comporter comme des acides et des bases en solution aqueuse.

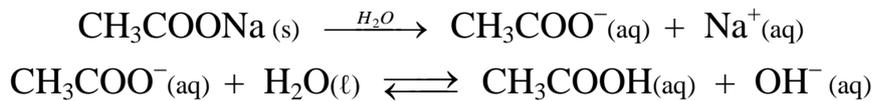
C'est pourquoi, dans la théorie de Bronsted, les sels ne constituent pas des cas particuliers. En effet, lors de leur dissolution dans l'eau, les sels solubles se dissocient totalement et il suffira d'envisager le caractère acide-base des ions libérés.

La définition des acides et des bases de Bronsted-Lowry pourrait expliquer le changement de NH_4Cl et CH_3COONa d'où leurs molécules ne possèdent pas des ions hydrogène (H^+) et des ions hydroxyde (OH^-) mais ces solutions dissous dans l'eau donnent des solutions qui ont des propriétés acides et basiques ainsi :



NH_4^+ donne un proton (H^+) à H_2O , NH_4^+ possède donc un caractère acide, tandis que l'eau reçoit un proton provenant de NH_4^+ , H_2O possède donc un caractère basique. Il y a formation des ions hydronium (H_3O^+) dans la solution, c'est pourquoi la solution de NH_4Cl a un caractère acide.

Pour CH_3COONa dissous dans l'eau se dissocie ainsi :

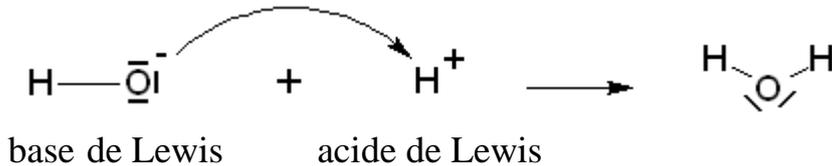


H_2O donne un proton (H^+) à CH_3COO^- formant des ions OH^- , tandis que CH_3COO^- reçoit un proton provenant de H_2O formant de l'acide CH_3COOH , donc H_2O possède un caractère acide et CH_3COO^- un caractère basique. Il y a formation des ions hydroxyde (OH^-) dans la solution, c'est pourquoi la solution de CH_3COONa a un caractère basique.

La théorie sur des acides et des bases de Bronsted-Lowry pourrait expliquer sur des acides et des bases plus largement que celle de Svante Arrhénius.

III. La théorie de Lewis sur les acides et les bases

On a vu que c'est Arrhénius qui, le premier, proposa une théorie permettant d'expliquer le comportement des acides et des bases. Cette théorie, utile mais limitée, fut remplacée par une théorie plus générale, énoncée par Bronsted-Lowry. En 1923, Gilbert Newton Lewis présenta une théorie encore plus générale. Un **acide de Lewis** est un accepteur de doublets d'électrons ; une **base de Lewis** est un donneur de doublets d'électrons. Par exemple, on peut représenter la réaction entre un proton et l'ion hydroxyde ci-dessous :



Cette réaction au-dessus montre que OH^- donne une paire d'électrons à H^+ , c'est donc une base ; tandis que H^+ est un acide parce qu'il a pris une paire d'électrons de OH^- et forme des liaisons O – H.

Activité 1 : réaction de donneur et d'accepteur du proton de l'ion hydrogénocarbonate

1) mettre dans chacun des 2 tubes à essai 2 cm³ d'une solution d'hydrogénocarbonate de sodium (NaHCO_3) à 1 mol/dm³, tester l'acidité et la basicité avec du papier tournesol.

2) ajouter 5 gouttes de la solution d'acide chlorhydrique (HCl) à 1 mol/dm³ dans le premier tube, agiter, observer le changement et noter.

3) ajouter 5 gouttes de la solution d'hydroxyde de calcium, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, dans le deuxième tube, agiter, observer le changement et noter.

- la solution d'hydrogénocarbonate de sodium possède du caractère acide ou basique ?

- l'ion d'hydrogénocarbonate représente du caractère acide ou basique dans la réaction avec la solution d'acide chlorhydrique et la solution d'hydroxyde de calcium ?

D'après le test avec du papier tournesol, on a vu que la solution d'hydrogénocarbonate de sodium possède un caractère basique, c'est donc un électrolyte fort. La dissociation de l'hydrogénocarbonate de sodium dans l'eau donne des ions suivants :



HCO_3^- formé réagit avec l'eau et fournit OH^- selon l'équation :



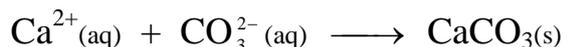
Dans cette réaction HCO_3^- a un caractère basique car HCO_3^- reçoit H^+ provenant de H_2O , tandis que H_2O a un caractère acide car H_2O donne H^+ et forme OH^- .

Si on ajoute de la solution d'acide chlorhydrique dans la solution d'hydrogénocarbonate de sodium, il se forme un gaz, le test à suivre trouve que le gaz formé est du dioxyde de carbone (CO_2). On pourrait expliquer par la réaction entre l'ion hydronium provenant de l'acide et l'ion hydrogénocarbonate selon l'équation :



Cela veut dire que l'ion hydrogénocarbonate a un caractère basique.

Si on ajoute de la solution d'hydroxyde de calcium dans la solution d'hydrogénocarbonate de sodium, il se forme un précipité blanc de carbonate de calcium, cela veut dire que la solution possède des ions carbonate qui vont réagir avec des ions calcium pour former du carbonate de calcium selon l'équation :



Ces réactions pourraient expliquer que la solution d'hydrogénocarbonate de sodium possède des ions hydrogénocarbonate, quand cet ion réagit avec l'ion hydroxyde de la solution d'hydroxyde de calcium, il se forme des ions carbonate selon l'équation :

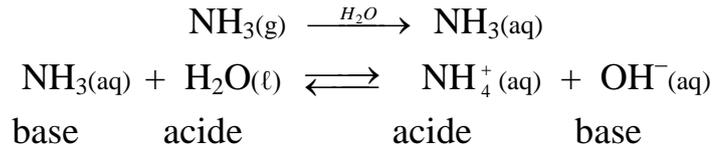


Cela veut dire que l'ion hydrogénocarbonate a un caractère acide.

D'après la réaction de HCO_3^- avec un acide ou une base dans les équations (1) et (2) reçoivent du proton provenant de l'eau, tandis que l'équation (3) donne du proton à OH^- , cela veut dire que HCO_3^- pourrait donner et recevoir du proton, on peut donc conclure que HCO_3^- possède en même temps des caractères acide et basique dépend de la substance qui réagira.

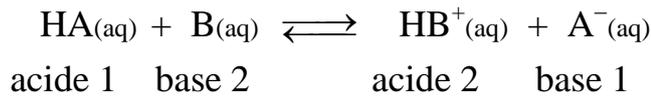
IV. Les couples acide-base

La solution d'ammoniaque possède un caractère basique selon l'équation :



D'après l'équation, l'explication selon la théorie de Bronsted-Lowry sur les acides et les bases montre que la réaction directe, H₂O a un caractère acide car H₂O donne du proton et forme OH⁻, tandis que la réaction inverse, OH⁻ a un caractère basique car OH⁻ reçoit du proton et forme H₂O ; on peut donc dire que H₂O et OH⁻ forment un couple acide-base en considérant OH⁻ est la base conjuguée de H₂O et H₂O est l'acide conjugué de OH⁻. Pour NH₃ de la réaction directe, NH₃ a un caractère basique car NH₃ reçoit du proton et forme NH₄⁺, tandis que la réaction inverse NH₄⁺ a un caractère acide car NH₄⁺ donne du proton à OH⁻ et forme NH₃. NH₄⁺ et NH₃ sont donc un couple acide-base d'où NH₄⁺ est l'acide conjugué de NH₃ et NH₃ est la base conjuguée de NH₄⁺.

Un autre exemple, considérons HA est une formule d'un acide et B d'une base. Quand ces deux réagissent, il se forme du transfert et d'accepteur du proton selon l'équation :

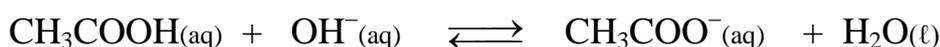
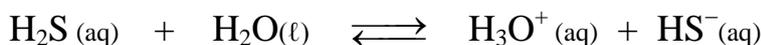
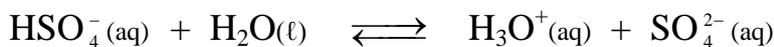
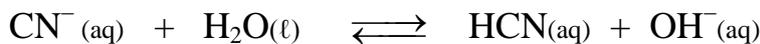
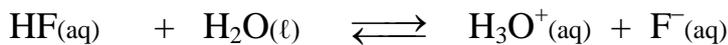


D'après la réaction, on a vu que HA 1 et A⁻ 1 forment un couple acide-base ainsi que B et HB⁺ parce qu'il y a du transfert et d'accepteur du proton.



Exercices

1. Identifier dans chacune des équations ci-dessous, quel est le réactif acide et quel est le réactif basique selon les théories d'Arrhénius et de Bronsted-Lowry sur les acides et les bases ?



2. Écrire les équations qui impliquent que HPO_4^{2-} et H_2O représentent à la fois des caractères acides et basiques.
3. Écrire les équations représentant le couple acide-base des acides ci-dessous avec l'eau.
 - a) acide carbonique.
 - b) acide sulfureux.
 - c) acide formique.
 - d) acide chlorhydrique.
4. Donner la base conjuguée de chaque acide ci-dessous :
 - a) HIO_4 .
 - b) H_2PO_4^- .
 - c) HSO_3^- .
 - d) NH_4^+
5. Donner l'acide conjugué des bases ci-dessous :
 - a) HPO_4^{2-} .
 - b) CO_3^{2-} .
 - c) HS^- .
 - d) OH^- .
6. Écrire les équations des réactions entre les espèces ci-dessous et préciser quelle est l'espèce acide et quelle est l'espèce basique selon la théorie de Bronsted-Lowry.
 - a) $\text{HNO}_3 + \text{HCO}_3^-$
 - b) $\text{HSO}_4^- + \text{OH}^-$
 - c) $\text{NH}_4^+ + \text{HCO}_3^-$
7. La solution de NH_4Cl représente le caractère acide, tandis que la solution de NaHS et la solution de Na_3PO_4 représentent le caractère basique. Écrire les équations des réactions des ions ci-dessous avec l'eau :
 - a) NH_4^+ .
 - b) HS^- .
 - c) PO_4^{3-} .
8. On donne la réaction suivante : $(\text{CH}_3)_2\text{HN} + \text{AlCl}_3 \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{HNA}l\text{Cl}_3$
 Quelle est l'espèce acide et quelle est l'espèce basique selon la théorie de Lewis ?
9. Quel couple indique la base conjuguée correctement ?
 - a) HIO_4/IO_4 .
 - b) $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{PO}_4^{3-}$.
 - c) $\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^-$.
 - d) $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.
10. Quel couple indique l'acide conjugué correctement ?
 - a) $\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}/\text{HPO}_4^{2-}$.
 - b) $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^{2-}$.
 - c) $\text{HS}^-/\text{H}_2\text{S}$.
 - d) $\text{OH}^-/\text{H}_3\text{O}^+$.

