

ACIDES ET BASES

I- Généralité :

Classes étroitement liées de composés chimiques qui, en se combinant, donnent naissance aux **sels**.

Il n'existe pas en chimie moderne de définition universellement acceptée pour **acide** et **base**, et les différentes théories donnent des définitions qui ne se recouvrent pas entièrement ; de plus, il est impossible d'établir une limite très nette entre les substances appartenant à une classe ou à l'autre.

La plus simple définition moderne, bien qu'incomplète, retient pour acides les substances qui se dissocient en solution aqueuse, libérant des **ions hydrogène (H⁺)**, et pour bases celles qui se dissocient en libérant des **ions oxhydriles, ou hydroxyles (OH⁻)**.

Cette définition se réfère directement à l'eau, qui se dissocie toujours faiblement en **ions hydrogène** et **ions hydroxyles** selon l'équation $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

La mesure de la dissociation de l'eau se est exprimée par une constante dite **produit ionique (K_e)** donnée par le produit des concentrations des deux ions.

Dans des conditions normales, pour l'eau à **23°C**, on a **K_e = 10⁻¹⁴ mol⁻¹** et, de la, en considérant l'eau comme élément de référence neutre, c'est-à-dire ni acide ni ni basique, on admet la concentration des deux types d'ions égale à **10⁻⁷ mol⁻¹**.

Pour des raisons historiques, l'intérêt s'est porté sur la concentration des ions hydrogène, exprimée par le **logarithme** de leur concentration en solution aqueuse (**pH**).

Puisqu'on a dans le cas de l'eau **pH = 7**, cette valeur a été choisie pour désigner la neutralité ; si la valeur est inférieure (**ions H⁺ en excès**) la substance est acide, si la valeur est supérieure (**ions H⁺ en défaut**) la substance est basique.

II- Théorie d'Arrhenius :

La distinction entre acides et bases que nous avons schématiquement décrite remonte au chimiste et physicien suédois **Svante Arrhenius**, qui la formula en conclusion d'études concernant la dissociation électrolytique (c'est-à-dire la scission en ions) des composés chimiques en solution aqueuse.

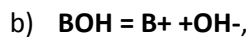
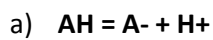
L'eau étant considérée comme neutre et faiblement dissociée selon l'équation vue plus haut (qui devrait plus exactement s'énoncer :



dans la mesure où il n'existe pas d'ion hydrogène libre en solution aqueuse, mais seulement son produit d'hydratation, c'est-à-dire l'ion **oxonium**, ou **hydronium**, **H₃O⁺**), il en résulte que la distinction entre acides et bases est directement liée à la détermination du produit ionique de la solution aqueuse de la substance étudiée (le **pH** va de **0** à **7** pour les acides, de **7** à **14** pour les bases).

Selon l'importance de la concentration des ions en solution aqueuse, acides et bases peuvent être qualifiés de forts et faibles : les acides et les bases forts sont ceux dont presque toutes les molécules sont dissociées ; les acides et les bases faibles, sont ceux dont les molécules sont pour la plupart non dissociées en milieu aqueux.

La mesure de la force d'un acide (**AH**) et d'une base (**BOH**) , selon les réactions respectives :



est donnée par ce que l'on appelle les constantes d'équilibre (ou de dissociation) respectivement **K_a** et **K_b**, ainsi exprimées :

$$\text{K}_a = \frac{(\text{A}^-) \cdot (\text{H}^+)}{(\text{AH})}$$

$$\text{K}_b = \frac{(\text{B}^-) \cdot (\text{OH}^-)}{(\text{BOH})}$$

On distingue les **acides oxygénés** (contenant de l'oxygène) et les **hydracides** (privés d'oxygène).

Les acides organiques et la plupart des acides inorganiques sont des acides oxygénés ; les acides **halogénhydriques** et quelques autres acides sont des **hydracides**.

Selon le nombre d'atomes d'hydrogène ionisables, on peut ensuite les répartir en **monoacides** (par exemple l'**acide nitrique, HNO₃**), **diacides** (par exemple : l'**acide sulfurique, H₂SO₄**), **triacides** (par exemple : l'**acide phosphorique, H₃PO₄**), etc.

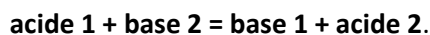
De la même façon, on peut classer les bases en **monobases, dibases**, etc., selon le nombre de d'ions OH⁻ qu'elles génèrent en solution.

III- Théorie de Bronsted et Lowry :

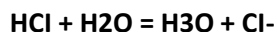
La théorie d'Arrhenius, qui a le mérite d'être simple et claire, et reste pour cette raison encore très utilisée au niveau de la schématisation élémentaire, a été par la suite étendue et modifiée à la lumière de la chimie moderne, plus particulièrement en référence au concept de valence.

Selon cette théorie, on définit comme acides les substances pouvant céder des **protons** (donneurs de protons, c'est-à-dire d'ions hydrogène), et comme base celles qui peuvent les accueillir (accepteurs de protons).

A la lumière de cette interprétation, on sait pleinement le lien étroit qui existe entre acides et bases : pour qu'un acide puisse se comporter comme tel (c'est-à-dire céder des protons), il est en fait indispensable qu'une substance tienne lieu de base (c'est-à-dire accepte les protons) et vis versa. On arrive par là au concept du « **système acides bases conjugué** », que l'on peut visuellement schématiser par la réaction type :



Par exemple : dans la réaction entre l'acide chlorhydrique **HCl** et l'**eau**, on a :

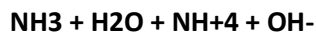


Acide1 base2 acide2 base1

Dans ce cas, l'eau a fait fonction de base, en acquérant le proton de l'acide chlorhydrique et devenant l'ion oxonium H₃O⁺, acide conjugué de la base eau ; à son tour l'ion chlorure **Cl⁻** représente la base conjuguée de l'acide chlorhydrique **HCl**.

En règle générale, on peut affirmer que plus un acide ou une base sont forts, plus les bases et les acides conjugués sont faibles, et réciproquement.

Dans le cas précédent, étant donné que l'acide chlorhydrique est très fort, l'ion chlorure est une base conjuguée très faible. L'eau, qui a tout d'abord agit comme une base, peut aussi se comporter comme un acide lorsque l'on dissout une base comme par exemple : l'**ammoniac NH₃** :



Base1 acide2 acide1 base2

Ainsi se forment l'ion ammonium **NH₄⁺** acide conjugué de la base **NH₃** et l'ion hydroxyle **OH⁻**, base conjuguée de l'acide **H₂O**.

D'après la théorie de Bronsted et Lowry,, l'eau est donc considérée comme une des nombreuses substances, appelées **amphotères**, qui peuvent soit céder soit acquérir des protons en fonction des propriétés acido-basiques des substances avec lesquelles celle-ci réagit.

IV- Théorie de Lewis :

Elle représente le schéma d'interprétation le plus général et le plus récent des interactions entre acides et bases, qui sont classées comme de véritables réactions chimiques s'expliquant à travers la formation d'une liaison **covalente**, soit de coordination soit dative.

Selon la formulation du chimiste **Gilbert Newton Lewis**, la base est substance capable de céder (« donner ») une paire d'électrons pour former une liaison, l'acide est une substance capable d'accueillir (« accepter ») une paire d'électrons d'une base pour former une liaison.

Alors que dans la théorie de Bronsted Lowry, c'est la tendance à donner et à accepter des protons qui distingue respectivement les acides et les bases, l'interprétation de Lewis remonte à la réalité électronique dont découle cette tendance. Par exemple : l'acide chlorhydrique **H-Cl** (dont le trait d'union indique les deux électrons de liaison) tend à libérer des ions hydrogène parce que le chlore tend à retenir fortement les électrons de liaison, formant l'union **chlore Cl⁻**, et par là la solution s'enrichit de protons **H⁺** à la recherche de d'autres formes chimiques qui, réagissant comme des bases, donnent les électrons manquants ; ainsi, selon Lewis, les protons se comportent eux-mêmes comme des acides.

De la même façon, l'ion hydroxyle est une base, selon Bronsted, parce qu'il tend à s'associer à un proton, et selon Lewis parce qu'il tend à donner au proton des les électrons dont il manque.

Quand un accepteur ou un donneur d'électrons se combinent (le fait qu'il s'agisse d'un acide ou d'une base au sens traditionnel est particulier), on parle d'un complexe acido-base.

A partir de ce concept, il apparaît que la théorie de Lewis s'applique à la plupart des réactions chimiques, d'autant que d'un point de vue général, on peut affirmer que la plupart des composés inorganiques ou organiques sont des exemples de complexes acido-basiques.