Acides et Bases

Prérequis

Ce cours nécessite la maîtrise des notions de base sur les solutions aqueuses, les réactions chimiques et le calcul de quantités de matière (molécules, moles, masse molaire) vues en seconde et en première. Ce chapitre s'inscrit dans la partie “Chimie des solutions” du programme de Terminale Technologique, et précède l'étude des réactions acido-basiques et des dosages.

Chapitre 1 : Définitions et Propriétés des Acides et des Bases

1.1 Définition d'un acide et d'une base selon Brønsted

En chimie, un **acide** est une espèce chimique capable de **céder un ou plusieurs ions hydrogène H^+** (aussi appelé proton) lors d'une réaction chimique. Une **base** est une espèce chimique capable de **recevoir un ou plusieurs ions hydrogène H^+**.

- **Exemple :** L'acide chlorhydrique (HCl) en solution aqueuse libère un ion H^+ : $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$. L'ion chlorure Cl^- est alors la base conjuguée de l'acide HCl. L'eau (H_2O) peut agir comme une base en recevant le proton H^+.

1.2 Couples acide/base conjugués

Un **couple acide/base conjugué** est formé d'un acide et d'une base qui diffèrent d'un seul ion H^+. L'acide est le donneur de proton et la base est le receveur de proton.

- **Exemple :** Le couple acide chlorhydrique / ion chlorure (HCl/Cl^-) est un couple acide/base conjugué. L'acide HCl cède un proton pour former la base Cl^-. Inversement, la base Cl^- peut recevoir un proton pour reformer l'acide HCl.

1.3 Force des acides et des bases

La **force d'un acide** ou d'une base est sa capacité à céder ou recevoir des protons. Un acide fort cède facilement des protons, tandis qu'un acide faible cède difficilement des protons. De même, une base forte reçoit facilement des protons, tandis qu'une base faible reçoit difficilement des protons.

- **Exemple :** L'acide chlorhydrique (HCl) est un acide fort, tandis que l'acide acétique (CH_3COOH) est un acide faible. L'hydroxyde de sodium (NaOH) est une base forte, tandis que l'ammoniac (NH_3) est une base faible.

Chapitre 2 : Le pH

2.1 Définition du pH

Le **pH** est une grandeur qui mesure l'**acidité** ou l'**alcalinité** d'une solution aqueuse. Il est défini comme l'opposé du logarithme décimal de la concentration en ions oxonium (H_3O^+) :

$$pH = -\log_{10}\left[H_3O^+\right]$$

La concentration $[H_3O^+]$ est exprimée en $mol.L^{-1}$.

2.2 Échelle de pH

L'échelle de pH va de 0 à 14. Un pH inférieur à 7 indique une solution acide, un pH égal à 7 indique une solution neutre, et un pH supérieur à 7 indique une solution basique (ou alcaline).

Chapitre 3 : Réactions Acido-basiques

3.1 Équation de la réaction acido-basique

Une réaction acido-basique est une réaction de transfert de proton H^+ entre un acide et une base. L'équation générale d'une réaction acido-basique est :

$Acide_1 + Base_2 \rightleftharpoons Base_1 + Acide_2$

où $Acide_1$ et $Base_1$ forment un couple acide/base conjugué, et $Acide_2$ et $Base_2$ forment un autre couple acide/base conjugué. La double flèche indique que la réaction est réversible.

Exemple : La réaction entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'eau (H_2O) :

$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$

3.2 Constante d'acidité Ka

Pour un acide faible HA, la constante d'acidité Ka est définie par:

$$K_a = \frac{\left(\left[H_3O^+\right]\left[A^-\right]\right)}{\left(\left[HA\right]\right)}$$

Plus Ka est élevé, plus l'acide est fort.

Chapitre 4 : Applications

Ce chapitre permet de voir les applications des acides et bases au quotidien et dans l'industrie.

4.1 Acides et bases dans la vie quotidienne

De nombreux produits que nous utilisons quotidiennement sont acides ou basiques. Par exemple, le jus de citron est acide (pH < 7), tandis que l'eau de Javel est basique (pH > 7). Le pH de notre sang est régulé avec précision autour de 7.4. Une variation de ce pH peut être dangereuse pour notre santé.

4.2 Applications industrielles des acides et des bases

Les acides et les bases sont utilisés dans de nombreuses applications industrielles. Par exemple, l'acide sulfurique est utilisé dans la fabrication d'engrais, tandis que la soude (hydroxyde de sodium) est utilisée dans la fabrication du savon.

Résumé

- **Acide (Brønsted) :** espèce chimique capable de céder un ou plusieurs ions H^+.
- **Base (Brønsted) :** espèce chimique capable de recevoir un ou plusieurs ions H^+.
- **Couple acide/base conjugué :** formé d'un acide et d'une base différant d'un seul H^+.
- **pH :** $pH = -\log_{10}\left[H_3O^+\right]$, mesure de l'acidité/alcalinité d'une solution.
- **Échelle de pH :** 0 (très acide) à 14 (très basique), 7 étant neutre.
- **Réaction acido-basique :** transfert de proton H^+ entre un acide et une base : $Acide_1 + Base_2 \rightleftharpoons Base_1 + Acide_2$
- **Constante d'acidité Ka :** $K_a = \frac{\left(\left[H_3O^+\right]\left[A^-\right]\right)}{\left(\left[HA\right]\right)}$ (pour un acide faible HA). Plus Ka est grand, plus l'acide est fort.
- **Chapitre 1:** Définition des acides et bases selon Brønsted, couples acide/base conjugués, force des acides et bases.
- **Chapitre 2:** Définition et échelle du pH.
- **Chapitre 3:** Équation des réactions acido-basiques et constante d'acidité Ka.
- **Chapitre 4:** Applications des acides et bases dans la vie quotidienne et l'industrie.

From:
https://www.wikiprof.fr/ - **wikiprof.fr**

Permanent link:
https://www.wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:sti2d:terminale_technologique:physique_chimie:acides_bases&rev=1750259795

Last update: **2025/06/18 17:16**