

Les Réactions Acide-Base

Prérequis

Avant d'aborder ce cours sur les réactions acide-base, il est essentiel de maîtriser les concepts suivants, acquis lors des années précédentes :

- **Structure de l'atome et de la molécule** : Connaissance des notions de proton, neutron, électron, ainsi que la représentation de Lewis des molécules.
- **Quantité de matière et concentration** : Savoir calculer une quantité de matière (nombre de moles) à partir de la masse ou du volume, et déterminer la concentration en quantité de matière d'une espèce en solution.
- **Équation chimique** : Être capable d'écrire et d'équilibrer une équation chimique.
- **Notion de pH** : Connaissance de la définition du pH et de son échelle de variation (0 à 14).

Ce cours sur les réactions acide-base se situe généralement au milieu de l'année de Terminale technologique, après l'étude des solutions aqueuses et avant l'introduction de l'oxydoréduction.

Chapitre 1 : Définitions des Acides et des Bases

1.1. La définition de Brønsted

Un **acide de Brønsted** est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons (ions hydrogène H⁺).

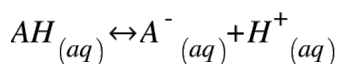
Une **base de Brønsted** est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons (ions hydrogène H⁺).

Ces définitions mettent en évidence le rôle central du proton H⁺ dans les réactions acide-base. Un acide ne peut agir qu'en présence d'une base, et inversement.

Exemple : L'acide chlorhydrique (HCl) est un acide de Brønsted car il peut céder un proton pour former l'ion chlorure (Cl⁻). L'ammoniac (NH₃) est une base de Brønsted car il peut capter un proton pour former l'ion ammonium (NH₄⁺).

1.2. Couples acide-base

Un **couple acide-base** est constitué d'un acide et de sa base conjuguée, reliés par une demi-équation acide-base :



Où AH est l'acide et A⁻ est sa base conjuguée. La double flèche indique un équilibre chimique.

Exemple : Le couple acide-base de l'acide chlorhydrique est HCl/Cl⁻. L'acide est HCl et sa base

conjuguée est Cl⁻.

1.3. Ampholyte

Un **ampholyte** est une espèce chimique capable d'agir à la fois comme un acide et comme une base.

Exemple : L'eau (H₂O) est un ampholyte. Elle peut céder un proton pour former l'ion hydroxyde (OH⁻) ou capter un proton pour former l'ion hydronium (H₃O⁺).

Chapitre 2 : Réaction Acide-Base

2.1. Définition d'une réaction acide-base

Une **réaction acide-base** est un transfert de proton(s) entre un acide et une base. Elle met en jeu deux couples acide-base.

L'équation de la réaction acide-base s'obtient en combinant les deux demi-équations des couples acide-base impliqués.

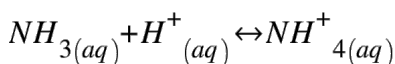
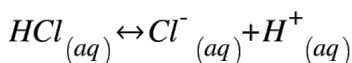
2.2. Écriture d'une équation de réaction acide-base

Pour écrire l'équation d'une réaction acide-base, on suit les étapes suivantes :

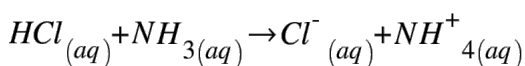
1. Identifier les deux couples acide-base impliqués.
2. Écrire les deux demi-équations acide-base correspondantes.
3. Combiner les deux demi-équations de manière à ce que les protons H⁺ disparaissent de l'équation bilan. Il faut parfois multiplier une ou les deux demi-équations par un coefficient approprié.

Exemple : Réaction entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'ammoniac (NH₃).

1. Couples : HCl/Cl⁻ et NH₄⁺/NH₃
2. Demi-équations :



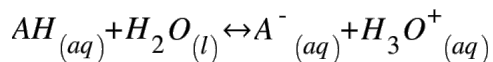
Équation bilan :



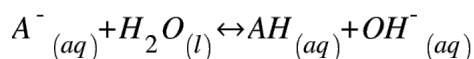
2.3. Réaction acido-basique avec l'eau

L'eau étant un ampholyte, elle participe à de nombreuses réactions acido-basiques. On peut distinguer deux cas :

- **Réaction d'un acide avec l'eau** : L'acide cède un proton à l'eau, qui se comporte comme une base. Il y a formation d'ions hydronium H_3O^+ .



- **Réaction d'une base avec l'eau** : La base capte un proton de l'eau, qui se comporte comme un acide. Il y a formation d'ions hydroxyde OH^- .



Chapitre 3 : Le pH des Solutions Aqueuses

3.1. Définition du pH

Le **pH** d'une solution aqueuse est une grandeur sans dimension qui mesure son acidité ou sa basicité. Il est défini par la relation :

$$pH = -\log\left([H_3O^+]\right)$$

Où $[H_3O^+]$ est la concentration en quantité de matière des ions hydronium en mol.L^{-1} .

L'échelle de pH varie de 0 à 14 :

- $pH < 7$: solution acide
- $pH = 7$: solution neutre
- $pH > 7$: solution basique

3.2. Mesure du pH

Le pH d'une solution peut être mesuré à l'aide :

- D'un **pH-mètre** : appareil électronique qui mesure la différence de potentiel entre une électrode de référence et une électrode de mesure, plongeant dans la solution.
- De **papier pH** : papier imprégné d'un indicateur coloré qui change de couleur en fonction du pH. La couleur obtenue est comparée à une échelle colorimétrique pour déterminer le pH.

3.3. Relation entre pH et concentration en ions hydroxyde

Dans une solution aqueuse, le produit ionique de l'eau est constant et vaut

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \quad \text{à } 25^\circ\text{C.}$$

On en déduit la relation entre le pH et la concentration en ions hydroxyde :

$$pH + pOH = 14$$

où
$$pOH = -\log([OH^-]).$$

Chapitre 4 : Dosage Acide-Base

4.1. Principe du dosage

Un **dosage acide-base** (ou titrage acido-basique) est une technique de chimie analytique qui permet de déterminer la concentration inconnue d'une solution acide ou basique (la solution titrée) en la faisant réagir avec une solution de concentration connue (la solution titrante).

Le dosage est basé sur la réaction acide-base entre la solution titrée et la solution titrante. On suit l'évolution du pH au cours du dosage, ce qui permet de déterminer le point d'équivalence.

4.2. Point d'équivalence

Le **point d'équivalence** est le moment du dosage où les réactifs (acide et base) ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de la réaction. Au point d'équivalence, l'acide et la base ont été totalement consommés.

Le point d'équivalence est repéré par un saut de pH important.

4.3. Détermination du point d'équivalence

Le point d'équivalence peut être déterminé de différentes manières :

- **Méthode colorimétrique** : On utilise un indicateur coloré, qui change de couleur au voisinage du point d'équivalence.
- **Méthode pH-métrique** : On trace la courbe de dosage $pH = f(V)$, où V est le volume de solution titrante versé. Le point d'équivalence correspond au point d'inflexion de la courbe, là où la pente est maximale. On peut aussi déterminer le point d'équivalence en calculant la dérivée de la courbe de dosage.

4.4. Calcul de la concentration inconnue

Au point d'équivalence, la quantité de matière d'acide est égale à la quantité de matière de base (en

tenant compte des coefficients stœchiométriques de la réaction). On peut donc écrire :

$$n_{acide} = n_{base}$$

$$C_{acide} \times V_{acide} = C_{base} \times V_{base}$$

Où :

- C_{acide} et C_{base} sont les concentrations en quantité de matière des solutions acide et basique.
- V_{acide} et V_{base} sont les volumes des solutions acide et basique versés au point d'équivalence.

Connaissant trois de ces quatre grandeurs, on peut calculer la quatrième.

Chapitre 5 : Indicateurs Colorés

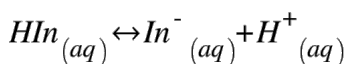
5.1. Définition

Un **indicateur coloré** est une espèce chimique (généralement un acide ou une base organique faible) dont la couleur dépend du pH de la solution dans laquelle il se trouve.

Un indicateur coloré possède une zone de virage, c'est-à-dire une gamme de pH sur laquelle sa couleur change de façon visible.

5.2. Fonctionnement

Un indicateur coloré est un couple acide-base noté $\frac{HIn}{In^-}$. L'acide HIn et la base In^- ont des couleurs différentes. L'équilibre entre les deux formes est influencé par le pH de la solution :



En milieu acide, l'équilibre est déplacé vers la gauche, la forme HIn est prédominante et la solution prend la couleur de l'acide. En milieu basique, l'équilibre est déplacé vers la droite, la forme In^- est prédominante et la solution prend la couleur de la base.

5.3. Choix d'un indicateur coloré

Pour un dosage acide-base, il faut choisir un indicateur coloré dont la zone de virage contient le pH au point d'équivalence. Cela permet de repérer le point d'équivalence par un changement de couleur net.

Exemples d'indicateurs colorés :

- Hélianthine (zone de virage : 3,1 - 4,4)
- Rouge de méthyle (zone de virage : 4,2 - 6,2)

- Bleu de bromothymol (zone de virage : 6,0 - 7,6)
- Phénolphtaléine (zone de virage : 8,2 - 10,0)

Chapitre 6 : Exercices d'Application

6.1 Exercice 1

On dissout 1,26 g d'acide benzoïque (C₆H₅COOH) dans 200 mL d'eau. On obtient une solution S.

1. Calculer la concentration en quantité de matière de l'acide benzoïque dans la solution S.
2. Le pH de la solution S est de 3,1. L'acide benzoïque est-il un acide fort ou faible ? Justifier.

Corrigé :

1. Masse molaire de l'acide benzoïque : $M = 122 \text{ g.mol}^{-1}$

Quantité de matière d'acide benzoïque : $n = \frac{(m)}{(M)} = \frac{(1.26)}{(122)} = 0.0103 \text{ mol}$

Concentration en quantité de matière : $C = (n) / (V) = (0.0103) / (0.200) = 0.0515 \text{ mol.L}^{-1}$

1. Un acide fort est totalement dissocié dans l'eau et son pH est donné par la formule $\text{pH} = -\log(C)$. Si l'acide benzoïque était fort, son pH serait : $\text{pH} = -\log(0,0515) = 1,29$. Or, le pH mesuré est de 3,1, ce qui est supérieur. L'acide benzoïque est donc un acide faible.

6.2 Exercice 2

On dose 20,0 mL d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration inconnue par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration 0,10 mol.L⁻¹. On repère le point d'équivalence pour un volume de NaOH versé de 15,0 mL.

1. Écrire l'équation de la réaction de dosage.
2. Déterminer la concentration de la solution d'acide chlorhydrique.

Corrigé :

1. Équation de la réaction : $\text{HCl}_{(aq)} + \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

Ou, en ne faisant apparaître que les espèces qui réagissent : $\text{H}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

1. Au point d'équivalence, $n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$

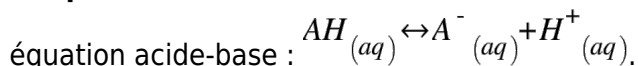
$$C_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} = C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}$$

$$C_{\text{HCl}} = (C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}) / (V_{\text{HCl}}) = (0.10 \times 0.015) / (0.020)$$

$$= 0.075 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Résumé

- **Acide de Brønsted** : Espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons (H+).
- **Base de Brønsted** : Espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons (H+).
- **Couple acide-base** : Ensemble d'un acide et de sa base conjuguée, reliés par une demi-



- **Ampholyte** : Espèce chimique capable d'agir à la fois comme un acide et comme une base.
- **Réaction acide-base** : Transfert de proton(s) entre un acide et une base.
- **pH** : Grandeur sans dimension qui mesure l'acidité ou la basicité d'une solution aqueuse :

$$pH = -\log\left([H_3O^{+}]\right).$$

- **Produit ionique de l'eau** : $K_e = [H_3O^{+}] \times [OH^{-}] = 10^{-14}$ à 25°C.
- **Dosage acide-base** : Technique de chimie analytique permettant de déterminer la concentration inconnue d'une solution acide ou basique.
- **Point d'équivalence** : Moment du dosage où les réactifs (acide et base) ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de la réaction.
- **Indicateur coloré** : Espèce chimique dont la couleur dépend du pH de la solution dans laquelle il se trouve.

• Chapitre 1 : Définitions des Acides et des Bases

- Définition de Brønsted des acides et des bases.
- Notion de couple acide-base et demi-équation acide-base.
- Définition d'un ampholyte.

• Chapitre 2 : Réaction Acide-Base

- Définition d'une réaction acide-base.
- Méthode pour écrire une équation de réaction acide-base.
- Réactions acido-basiques avec l'eau (acide + eau, base + eau).

• Chapitre 3 : Le pH des Solutions Aqueuses

- Définition du pH et échelle de pH.
- Méthodes de mesure du pH (pH-mètre, papier pH).
- Relation entre pH et concentration en ions hydroxyde.

• Chapitre 4 : Dosage Acide-Base

- Principe du dosage acide-base.
- Définition du point d'équivalence.
- Méthodes de détermination du point d'équivalence (colorimétrique, pH-métrique).
- Calcul de la concentration inconnue lors d'un dosage.

• Chapitre 5 : Indicateurs Colorés

- Définition d'un indicateur coloré.
- Fonctionnement d'un indicateur coloré (équilibre HIn/In-).
- Critères de choix d'un indicateur coloré pour un dosage.

• Chapitre 6 : Exercices d'Application

- Exercices pour appliquer les connaissances acquises dans les chapitres précédents.

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

Permanent link:
https://www.wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:sti2d:terminale_technologique:physique_chimie:les_reactions_acide_base&rev=1751062060

Last update: **2025/06/28 00:07**

