



MANIPULATION N°3

Titrages acido -basiques

Dosage colorimétrique d'un acide fort par une base forte



Dosage d'un acide fort par une base forte :

Avant toute manipulation consulter les pictogrammes et les consignes de sécurité de chaque produit chimique en discuter avec le professeur afin de prendre toutes les mesures de protection.

1- Introduction :

Dans la vie courante, nous utilisons régulièrement des solutions acides ou basiques : détartrant, vinaigre, jus de citron, ammoniac, soude, etc.

Un acide est fort si sa réaction avec l'eau peut être considérée comme totale et qu'il ne subsiste alors en solution que sa base conjuguée.

La réaction de cet acide fort AH s'écrit alors de la manière suivante :



2- Définitions :

2-1. Définition d'un acide et d'une base :

- Un acide est une substance qui dissocie dans l'eau sous forme d'ion H^+ (Définition d'Arrhénius).
- Un acide est un donneur de protons (Définition de Brønstedt) : $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$
- Une base est une substance qui dissocie dans l'eau sous forme d'ions OH^- (Définition d'Arrhénius).
- Une base est un accepteur de protons (Définition de Brønstedt) : $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

2-2. La force des acides et des bases :

Un acide fort est un acide qui se dissocie complètement en ions positifs et négatifs, comme l'acide chlorhydrique (HCl). Une base forte se dissocie complètement en ions positifs et négatifs, comme l'hydroxyde de sodium (NaOH).

Par contre la plupart des acides et des bases se dissocient très peu en solution aqueuse. Prenons par exemple l'acide acétique (CH_3COOH) qui n'a qu'une partie de ses ions (1.3%) qui se dissocient dans l'eau. Il est considéré comme un acide faible. Le même phénomène se produit avec l'ammoniac (NH_3) qui dissocie en deux parties NH_4^+ et OH^- . La majeure partie de ses molécules ne réagissent pas. L'ammoniac est considérée comme une base faible.

2-3. Principe et les différents types de dosages (titrage) :

Le but de tout dosage est de déterminer la concentration inconnue (via la quantité de matière) d'une espèce (titrée) à l'aide d'une autre espèce (titrante) de concentration connue. Le point d'équivalence entre les quantités de matières présentes et celles introduites permet après quelques calculs la détermination de la concentration de l'espèce recherchée. Plusieurs méthodes sont possibles afin de



déterminer ce point d'équivalence : l'introduction d'un **indicateur coloré**, la valeur du **pH**, la valeur de la **conductance** de la solution.

- a- **Dosages par étalonnage** : Le dosage par étalonnage repose sur l'utilisation de solutions (appelées solutions étalons) qui contiennent l'espèce chimique à doser à différentes concentrations connues. Elles sont préparées par dilution à partir d'une solution mère de concentration connue. La concentration de l'espèce chimique à doser influe sur une **grandeur physique mesurable** comme la masse volumique, l'indice optique, etc. On compare ensuite la grandeur physique mesurée pour l'échantillon à celles des **solutions étalons** afin de déterminer la concentration de l'échantillon.
- b- **Dosage colorimétrique** : Un dosage colorimétrique est aussi envisageable en utilisant des indicateurs colorés tels que l'hélianthine, la phénol phtaléine, le vert de bromocrésol etc. qui vont se colorer à pH différents et par conséquent, vont pouvoir indiquer lorsque on atteint l'équivalence.
- c- **Dosage pH-métrique** : Un titrage pH-métrique consiste à suivre l'évolution du pH de la solution titrée au cours de l'ajout de la solution titrante, La réaction support du titrage est une réaction acido-basique entre un couple titrant et un couple titré. La **courbe de titrage** pH-métrique est la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{Sol. Titrante versée}})$ donnant les variations du pH en fonction du volume de solution titrante versée.
- d- **Dosage conductimétrique** : Le titrage conductimétrique est une méthode qui consiste à suivre l'évolution de la conductivité σ d'une solution lorsqu'on y ajoute, petit à petit, une solution titrante. Il se produit une réaction entre les espèces titrée et titrante : des ions peuvent apparaître, disparaître, ce qui modifie la conductivité de la solution. Avant l'équivalence, la conductivité varie de façon affine en fonction du volume versé, et après l'équivalence, la courbe reste une droite mais la pente est différente. Le changement de pente permet de déterminer le volume à l'équivalence V_E .

2-4. Dosage acido-basique :

Doser une solution aqueuse d'un acide ou d'une base, c'est déterminer sa concentration en réalisant une réaction acide-base.

A l'équivalence le nombre de moles H_3O^+ apportées par l'acide doit être égal au nombre de moles OH^- apportées par la base. Cela entraîne :

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$$

On désigne par :
- C_A : la concentration molaire de l'acide, par V_A le volume de l'acide.
- C_B : la concentration molaire de la base, par V_B le volume de la base.

Un dosage acido-basique peut-être suivi par :

- **pH-mètre** : on suit l'évolution du pH au cours de la réaction.
- **Colorimétrie** : on utilise un indicateur coloré.



2-5. Indicateur coloré :

Un indicateur coloré est un réactif dont la couleur dépend du pH. Il peut être utilisé pour repérer la fin d'un dosage si l'équivalence est atteinte dans sa zone de virage.

Les indicateurs acido-basiques (connus aussi comme les indicateurs de pH) sont des substances qui changent de couleur avec le pH. Ce sont généralement des acides faibles qui se dissocient légèrement dans l'eau en donnant des ions. Ces couples acide-base sont caractérisés par une valeur dite pKa.

La forme acide et sa base conjuguée ont des couleurs différentes. La solution prendra la couleur de la forme qui prédomine déterminée par le pH de la solution :

- si $\text{pH} < \text{pKa}$ la solution prend la couleur A de la forme acide
- si $\text{pH} > \text{pKa}$ la solution prend la couleur B de la forme basique
- si $\text{pH} = \text{pKa}$ alors on a un mélange des 2 couleurs A et B , c'est la **zone de virage** de l'indicateur. On considère en général une zone de une à deux unités de pH.

Exemples d'indicateurs colorés :

Indicateur	Couleur acide	Couleur basique	Interval de pH Zone de virage	pKa
Bleu de Thymol	Rouge	Jaune	1,2 - 2,8	1.5
Rouge de Méthyle	Jaune	Rouge	4,6 - 6,0	5.1
Bleu de bromothymol	Jaune	Bleu	6,0 - 7,6	7.0
Rouge de Phénol	Jaune	Rouge	6,8 - 8,4	7.9
Phénolphthaléine	Incolore	Rose	8,2 - 10,0	9.4

3- Partie Expérimentale :

- Dosage colorimétrique de l'acide chlorhydrique par la soude

Matériel : Burette, Erlenmeyer, bécher, éprouvette, pissette, solution de NaOH (0.1N), solution d'HCl et les indicateurs colorés

Dosage en présence de phénolphthaléine :

- 1- Rincer le matériel. Burette, erlenmeyer ...etc.
- 2- Remplir la burette avec la solution de (NaOH) ($C_B=0.1N$) jusqu'à la graduation zéro.
- 3- Prendre ($V_A=10$ ml) de la solution à doser (HCl) et verser la dans un erlenmeyer de 100 mL.
- 4- Ajouter 2 à 3 gouttes d'indicateur coloré (phénolphthaléine).
- 5- Poser l'erlenmeyer sur une feuille blanche au-dessous de la burette.
- 6- Réaliser un dosage rapide pour estimer le volume d'équivalence.
- 7- Noter le volume V_B de (NaOH) versé.
- 8- En présence d'un papier pH, lire le pH de la solution chaque 2ml jusqu'à coloration.





4- Résultats et calculs:

- 1- Quel est le but du TP.
- 2- Ecrire l'équation de la réaction.
- 3- Calculer la Concentration (C_A) et la Normalité (N_A) de la solution d'HCl.
- 4- Remplir le tableau ci-dessous :

V_B mL	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18
pH										

- 5- Tracer le graphe représentant la valeur du $pH = f(V_B)$ sur papier millimétré.
- 6- Déterminer le volume V_E et le pH à l'équivalence en utilisant le graphique.
- 7- Que signifie pour vous une zone virage.