



TP Chimie n° 3

Dosage acido-basique en présence d'indicateurs colorés
(Dosage de l'acide acétique contenu dans le vinaigre).

1 Introduction

Le vinaigre de vin est un produit naturel. Son goût acide est dû à la présence d'acide acétique (ou acide éthanoïque : $\text{CH}_3\text{-CO-OH}$) obtenu par l'oxydation de l'éthanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$) par le dioxygène de l'air.

2 Le principe du dosage

Chaque molécule d'acide acétique dissoute dans l'eau libère un proton H^+ , qui peut être neutralisé à l'aide d'un ion hydroxyde OH^- provenant d'une base forte telle que NaOH , dont on connaît la concentration. Cette analyse s'appelle un titrage acide-base. Lorsque la quantité de base ajoutée est exactement équivalente à la quantité d'acide à titrer, le système est au point d'équivalence, point où la concentration en H^+ est exactement égale à celle des OH^- .

Pour déterminer le point d'équivalence dans un titrage acide-base, deux méthodes sont employées principalement : l'emploi d'indicateurs colorés ou la mesure potentiométrique du pH lors du titrage. Pour ce TP, nous utiliserons la méthode de l'indicateur coloré.

Les indicateurs sont des acides faibles organiques dont la forme protonée est d'une couleur différente de la forme non protonée. La relation suivante permet de calculer la concentration d'acide :

$$CA \cdot VA = CB \cdot VB$$

CA = concentration de l'acide. VA = volume d'acide titré.

CB = concentration de la base. VB = volume de base ajouté.

Après avoir trouvé la concentration en mol/L d'acide dans l'eau, il faudra la convertir en concentration massique (g/L) pour pouvoir la comparer avec la valeur imprimée par le fabricant.



3 But de travail

L'objectif de cette manipulation proposée est déterminé par dosage la concentration molaire en acide acétique de cette solution diluée de vinaigre.

4 Matériels et produits

- Béchers,
- Fiole jaugée de 100 mL,
- Pipette graduée,
- Entonnoir,
- Une burette graduée de 25ml,
- Un agitateur magnétique avec barreau magnétique,
- Une pissette d'eau distillée,
- Erlenmeyer,
- Statif, pince, noix,
- Une bouteille de vinaigre d'alcool commercial munie de son étiquette
- Solution de soude de concentration 0,1 mol/L,
- Solution diluée du vinaigre.
- Un flacon de phénolphtaléine.

Mode opératoire:

Fixez la burette sur son support et remplissez-la de NaOH de concentration 0,1 M, en prenant garde de faire la mise à zéro correctement. Choisissez un Erlenmeyer parfaitement propre et sec, puis, avec une pipette jaugée, prélevez exactement 10 mL de la solution A diluée de vinaigre (cette solution est 10 fois diluée).

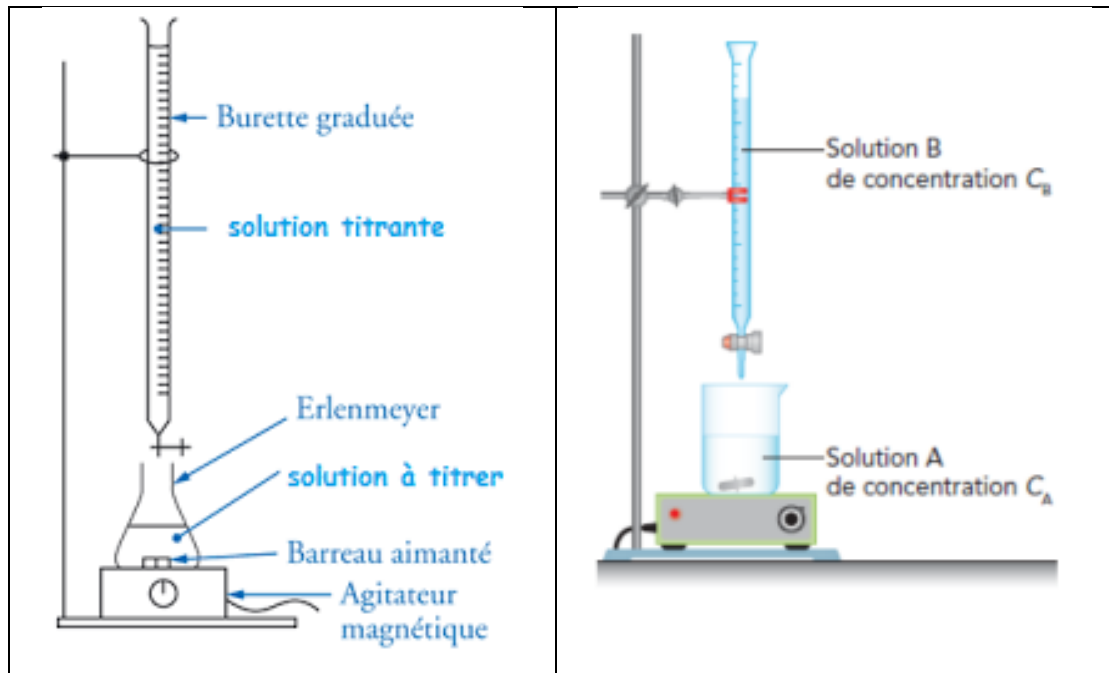
Versez-les dans l'Erlenmeyer.

Ajoutez 3 ou 4 gouttes de phénolphtaléine dans l'erenmeyer.

Mettez le barreau magnétique dans l'Erlenmeyer et réglez l'agitation de telle sorte qu'il n'y ait aucune éclaboussure.

A l'aide de la burette, ajoutez goutte à goutte la solution de NaOH jusqu'à ce qu'une coloration rose-violette apparaisse. Attention : le changement de couleur se fait à la goutte près ! Lisez le volume de NaOH ajouté et notez le résultat.

Faites le titrage 2 fois de suite.



5 Questions :

1. Donner le volume versé de la soude à l'équivalence : V_{eq}
2. Ecrire la réaction du dosage de l'acide acétique.
3. Calculer la concentration molaire apportée C_A en acide acétique dans la solution diluée A.
4. En déduire la concentration molaire apportée C_0 en acide acétique dans le vinaigre utilisé.