



## Titration pH-métrique

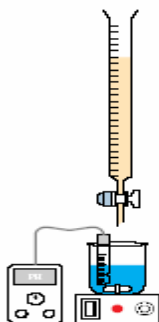
*Avant de manipuler, écoutez avec attention les précautions à prendre et les règles de sécurité rappelées par le professeur.*

### Introduction :

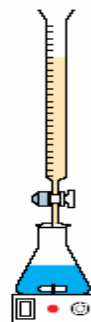
Le titrage est une méthode expérimentale par laquelle on peut connaître, grâce au principe de la neutralisation d'un acide par une base, la  $[H^+]$  d'un acide inconnu (à noter que le contraire peut aussi se faire).

Le principe du titrage s'appelle volumétrie. Cela consiste à trouver le volume d'une base dont on connaît la concentration qui est nécessaire pour neutraliser un certain volume connu d'acide dont on ignore la concentration. On laisse couler goutte à goutte la base dans l'acide inconnu jusqu'à ce qu'on obtienne le point de neutralisation. On connaît alors le volume de base utilisé pour neutraliser l'acide inconnu :

- Pour connaître le point de neutralisation, on se sert d'un indicateur acido-basique. On utilise normalement un indicateur qui vire (change de couleur) au voisinage de point d'équivalence.
- En notant le pH de la solution durant le titrage (mesuré au moyen d'une électrode trempant dans la solution inconnue), on peut par la suite tracer une courbe nous indiquant la progression de la neutralisation.



Dispositif expérimental pour la réalisation d'un dosage pH-métrique.



Dispositif expérimental pour la réalisation d'un dosage colorimétrique.

### Objectifs

- ✓ Détermination du volume versé à l'équivalence par la méthode des tangentes ou de la dérivée.
- ✓ Montrer que la réaction de support d'un dosage est totale.
- ✓ Déterminer la concentration d'une espèce en solution.
- ✓ Savoir réaliser des dilutions.
- ✓ Connaître les précautions à respecter pour la manipulation des produits dangereux concentrés (lire les étiquettes).
- ✓ Savoir réaliser un dosage colorimétrique à la goutte près.

### Matériel

- ✓ Burette de Mohr de 50mL.
- ✓ pH-mètre muni d'une cellule pH-métrique.
- ✓ Support d'électrode pour pH-mètre.
- ✓ Agitateur magnétique.
- ✓ Pissette d'eau distillée.
- ✓ Bêchers de 50mL, 100mL (x3) et 250mL.
- ✓ Pipette jaugées de 5mL et 20mL munies d'un pipeteur à crémaillère.
- ✓ Gants et lunettes.
- ✓ Solutions tampons de pH=4 et pH=7.
- ✓ Fiole jaugée de 100mL.
- ✓ Flacon de bleu de bromothymol.
- ✓ Solution aqueuse d'acide éthanóique de concentration  $0,10\text{mol.L}^{-1}$ .
- ✓ Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration  $0,10\text{mol.L}^{-1}$ .
- ✓ Solution aqueuse de chlorure d'hydrogène de concentration  $0,10\text{mol.L}^{-1}$ .

#### 1- Dosage d'un acide fort par une base forte :

##### Préparation de la burette

- ✓ Verser environ 100 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $0,1\text{ mol/L}$  dans un bécher.



- ✓ A l'aide de cette solution, rincer la burette et récupérer les produits usagés dans le bécher étiqueté "Produits usagés".
- ✓ Avec la même solution, remplir la burette et ajuster le niveau du liquide en récupérant l'excédent de solution dans le bécher étiqueté "Produits usagés".

**Préparation de la solution acide à doser**

- ✓ Verser environ 100 mL de la solution acide à doser dans un bécher
- ✓ Pipeter 10 mL de cette solution à l'aide de la pipette jaugée et de son dispositif d'aspiration puis les verser dans un bécher.
- ✓ Placer ce bécher sur l'agitateur magnétique et y introduire l'aimant. Placer le tout sous la burette.

**Réglage de l'électrode :**

- ✓ Positionner l'électrode de mesure du pH et ajouter de l'eau distillée jusqu'à ce que l'électrode plonge dans la solution. Démarrer l'agitation de la solution.

**Mesures**

- ✓ Mesurer le pH de la solution.
- ✓ Verser la solution d'hydroxyde de sodium à l'aide de la burette et mesurer le pH de la solution en respectant le protocole du tableau suivant.

$V_B$ (mL)	0	2	4	6	8	10	11	12	.....	20
pH										

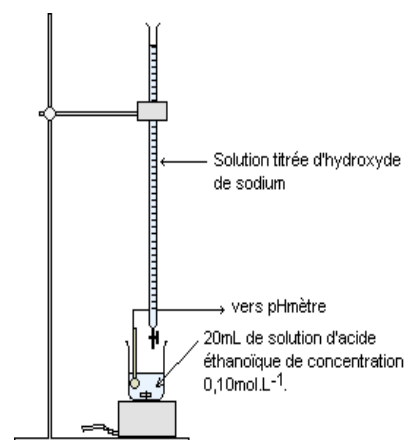
**Courbe de dosage**

- ✓ Tracer la représentation graphique  $pH = f(V_B)$  en représentant l'évolution du pH de la solution en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé. Pour cela, on utilise le papier millimétré ci-dessous, en prenant comme unités graphiques :
  - en abscisse (le volume d'hydroxyde de sodium) : 1 cm représente 1 mL
  - en ordonnée (le pH) : 1 cm représente 1 unité de pH
- ✓ Repérer l'équivalence par la méthode des tangentes parallèles, puis par la méthode de la dérivée et relever les coordonnées du point d'équivalence.

**2- Réaction entre l'acide éthanóique et la soude****1. Manipulation:**

Toute la verrerie sera rincée à l'eau distillée, puis avec un peu de solution.

- ✓ Réaliser le montage ci-contre.
- ✓ Placer 20mL de la solution d'acide éthanóique (mesurés à l'aide de la pipette jaugée) dans un bécher de 50mL.
- ✓ Remplir la burette de la solution d'hydroxyde de sodium et ajuster au zéro.
- ✓ Étalonner le pH-mètre.
- ✓ Mesurer le pH initial de la solution d'acide éthanóique.
- ✓ Ajouter un volume  $V_B=1\text{mL}$  de la solution d'hydroxyde de sodium, agiter et relever la valeur du pH.
- ✓ Renouveler l'opération précédente pour un volume de base  $V_B$  tel que  $0 \leq V_B \leq 30\text{mL}$  par pas de 1,0mL en surveillant l'évolution du pH (lorsque l'évolution devient plus marquée (à partir de  $V_B=17,0\text{mL}$ ), verser la solution d'hydroxyde de sodium par pas de 0,50mL).

**2. Exploitation**

- ✓ Tracer le graphe  $pH=f(V_B)$ .
- ✓ Repérer l'équivalence par la méthode des tangentes parallèles, puis par la méthode de la dérivée et relever les coordonnées du point d'équivalence.
- ✓ Relever la valeur du pH pour  $V_B=5,0\text{mL}$  et montrer que la réaction entre l'acide et la base est totale. Pour cela:
- ✓ Dresser la tableau d'avancement de la réaction.
- ✓ Déterminer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .
- ✓ A partir du pH, déterminer  $[H_3O^+]_f$  et  $[HO^-]_f$ . En déduire  $x_f$ .
- ✓ Déterminer le taux d'avancement final et conclure.



## Exemples d'indicateurs de pH

Indicateur	Couleur		pK <sub>In</sub>	domaine de pH
	Acide	Base		
Bleu de Thymol - 1 <sup>ère</sup> zone	rouge	jaune	1.5	1.2 - 2.8
Orange de Méthyle	rouge	jaune	3.7	3.2 - 4.4
Vert de Bromocrésol	jaune	bleu	4.7	3.8 - 5.4
Rouge de Méthyle	jaune	rouge	5.1	4.8 - 6.0
Bleu de Bromothymol	jaune	bleu	7.0	6.0 - 7.6
Rouge de Phénol	jaune	rouge	7.9	6.8 - 8.4
Bleu de Thymol - 2 <sup>ème</sup> zone	jaune	bleu	8.9	8.0 - 9.6
Phénolphtaléine	incolore	fuschia	9.4	8.2 - 10.0

**! Nettoyer le matériel utilisé et le ranger avant de quitter la salle.**