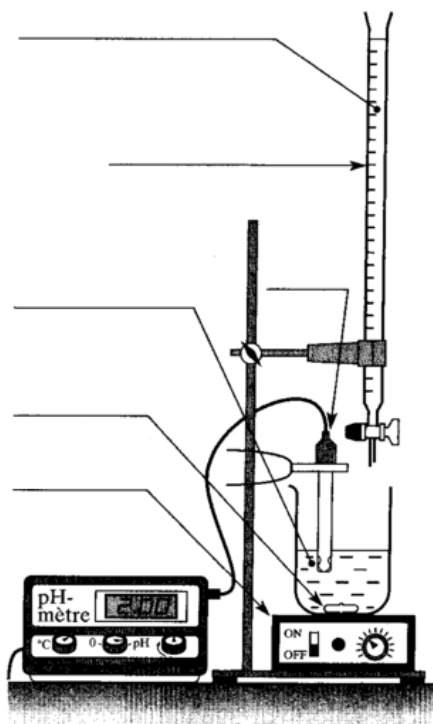


1 Titrage pH-métrique acide fort-base forte

- Préparer une feuille de papier millimétré pour tracer la courbe, pH en ordonnée sur quatorze centimètres, volume de soude versé V_b en millilitres en abscisse sur vingt-cinq centimètres (donc orientation *paysage* pour la feuille).
- Étalonner le pH-mètre.
- Introduire dans une burette graduée une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration molaire $c_b = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Introduire dans un bécher *forme haute* un volume $V_a = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire c_a inconnue.



- Placer le bécher sur un agitateur magnétique avec un barreau aimanté, disposer convenablement la sonde de pH-métrie, en ajoutant éventuellement quelques millilitres d'eau distillée de façon à bien immerger l'électrode.

Attention, ne pas trop ajouter d'eau tout de même, il faut assez de place pour les 25 mL de soude encore dans la burette !

- Mesurer le pH de la solution acide.
- Ajouter la soude millilitre par millilitre, en notant dans un tableau le volume V_b de soude versée et le pH, et en traçant immédiatement chaque point sur le graphique.

a. Déterminer les coordonnées du point équivalent E.

b. Dessiner les zones de virage des indicateurs colorés sur la courbe $\text{pH} = f(V)$.

c. Comment doit-on sélectionner l'indicateur coloré pour qu'il soit le mieux adapté ?

d. Écrire l'équation de la réaction se produisant lors du titrage.

e. L'ajout d'eau distillée dans la solution contenant le réactif titré modifie-t-il le résultat du titrage ?

f. Appliquer la méthode des tangentes pour déterminer le volume V_{bE} et le pH_E à l'équivalence.

g. Donner la définition de l'équivalence et la relation liant c_a , V_a , c_b et V_{bE} . En déduire de ces mesures la concentration c_a d'acide inconnue.

h. À l'aide d'un tableur-grapheur, représenter les courbes :

$$\text{pH} = f(V_b) \quad \text{et} \quad \frac{d\text{pH}}{dV_b} = f(V_b)$$

i. Déterminer le volume V_{bE} à l'équivalence pour lequel la courbe $\frac{d\text{pH}}{dV_b}$ présente un maximum.

Quelques indicateurs colorés

Indicateurs	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	jaune	3,1 → 4,4	rouge
Bleu de bromothymol	jaune	6,0 → 7,6	bleu
Phénolphtaléine	incolore	8,2 → 10,0	rose

2 Titrage pH-métrique acide faible-base forte

Activité 3 p. 467 – Dosage de l'Aspirine

3 Titrage conductimétrique acide fort-base forte

Activité 2 p. 466 – Dosage du Destop

4 Étude des propriétés d'une solution tampon

- Laver & sécher trois béchers. S'échanger les béchers entre tables, afin qu'ils soient tous de même contenance (soit 100 mL, soit 150 mL).
- On dispose (au bureau) de trois solutions tampon ou solutions étalon de pH 4, 7 et 9,2. Prélever un volume de 50 mL environ de chaque solution.
- Mesurer le pH de chacun de ces solutions. N'oubliez pas d'agiter !
- Diviser la classe en trois groupes : n° 1, n° 2 et n° 3, en tenant compte que les élèves du groupe n° 3 doivent disposer de béchers de 150 mL.
- Mesurer de nouveau le pH des trois solutions (n'oubliez pas d'agiter !), après avoir ajouté dans chaque bécher l'une des solutions du tableau ci-dessous.

- Rassembler les résultats au tableau et restituer les béchers aux groupes initiaux.

j. Quelles sont les propriétés des solutions tampons mises en évidence par ces expériences ?

k. On dispose d'une solution obtenue en mélangeant 100 mL d'une solution d'acide éthanoïque CH_3COOH de concentration $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et 100 mL d'une solution d'éthanoate de sodium $\text{Na}_{(\text{aq})}^+ + \text{CH}_3\text{COO}_{(\text{aq})}^-$ de même concentration. Proposer un protocole expérimental pour montrer que les propriétés de la solution obtenue sont celles d'une solution tampon.

Étude du pouvoir tampon

Groupe	Solution
n° 1	1 mL de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
n° 2	1 mL de solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
n° 3	100 mL d'eau du robinet

5 Les points clefs de l'expérience

Une année... sans agitation ! Il est essentiel, lors de tout dosage, d'homogénéiser convenablement la solution. Pour cela il faut prévoir un agitateur magnétique et un turbulent (le barreau aimanté que l'on place dans la solution à doser).

Le choix d'un indicateur Il faut être capable de choisir un indicateur de fin de réaction adapté au dosage.

- Lors du dosage d'un acide fort par une base forte, le pH à l'équivalence vaut exactement 7. Pour un tel dosage, on utilise généralement le bleu de bromothymol, de zone de virage entre 6 et 7,6.
- Lors du dosage d'un acide faible par une base forte, le pH à l'équivalence est supérieur à 7. Pour un tel dosage, on utilise généralement la phénolphthaléine, de zone de virage entre 8,2 et 10.

- Lors du dosage d'un acide fort par une base faible, le pH à l'équivalence est inférieur à 7. Pour un tel dosage, on utilise généralement l'hélianthine, de zone de virage entre 3,2 et 4,4.
- Lors du dosage d'un acide faible par une base faible, l'énoncé précisera le pH à l'équivalence, afin de permettre un choix éclairé de l'indicateur coloré.

Règle générale : le pH à l'équivalence doit être situé dans la zone de virage de l'indicateur afin que le dosage colorimétrique donne un bon résultat.

Conductimétrique ou pH-métrique ? Quel type de dosage faut-il choisir ? Une fois que l'on sait quel indicateur utiliser (point précédent), il est beaucoup plus rapide de procéder à un dosage colorimétrique. Donc si le choix est offert, aucune hésitation, il faut choisir le dosage colorimétrique !

V_b (mL)	0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0	10	11,0	12,0	13,0	14,0	15,0	16,0	17,0	18,0	19,0	20	21,0	22,0	23,0	24,0	25,0
------------	---	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	----	------	------	------	------	------	------	------	------	------	----	------	------	------	------	------

pH

Teinte

Grille TPC 4

Conductimétrie

- V_E noté
- Réaction de dosage $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- $C_B = C_A V_E / V_B = 19 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$
- $C_0 = 100 \cdot C_B$ calculé
- Écart en pourcentage, bon accord

pH-métrie

- V_E et pH_E notés
- Choix de l'indicateur coloré justifié
- Réaction $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 + \text{OH}^- \rightarrow \text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^- + \text{H}_2\text{O}$
- $C_A = C_B V_E / V_A = 5,7 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$
- $m_A = C_A V_{\text{sol}} M = 500 \text{ mg}$
- Écart en pourcentage, bon accord

Note

.../10