

■ Capacités exigibles

- Évaluation d'une incertitude-type (de type A et de type B), d'une incertitude-type composée, présentation d'un résultat expérimental.
- Mesures de grandeurs physique en chimie : volume, masse, pH, absorbance. Sélectionner et utiliser le matériel adapté à la précision requise.
- Préparer une solution de concentration en masse ou en quantité de matière donnée avec le matériel approprié.
- Etalonner une chaîne de mesure si nécessaire.
- Dosages par titrage acide-base : mettre en œuvre un protocole expérimental correspondant à un titrage acide-base.
- Suivis d'un titrage par pH-métrie et par indicateurs colorés : Choisir et utiliser un indicateur coloré de fin de titrage dans le cas d'un titrage acide-base
- Repérage de l'équivalence : exploiter la réaction support de titrage et déterminer la grandeur recherchée.
- Prévention des risques au laboratoire : Adopter une attitude responsable et adaptée au travail en laboratoire. Développer une attitude autonome dans la prévention des risques.
- Risque chimique : Règles de sécurité au laboratoire. Classes et catégories de danger. Pictogrammes de sécurité pour les produits chimiques. Mentions de danger (H) et conseils de prudence (P). Fiches de sécurité.
- Relever les indications sur le risque associé au prélèvement, au mélange et au stockage des produits chimiques et adopter une attitude responsable lors de leur utilisation.

I) DETERMINATION DU DEGRE D'ACIDITE D'UN VINAIGRE

A) Principe et données

■ Document 1 : degré d'acidité d'un vinaigre

Le vinaigre est généralement obtenu par oxydation du vin ou de boissons alcoolisées (il s'agit d'une oxydation d'éthanol en acide éthanoïque ou acétique CH_3COOH).

On le caractérise par son degré **d'acidité**, représentant l'acidité totale rapportée à la masse m d'acide acétique CH_3COOH exprimée en grammes par 100 grammes de vinaigre, et ce même si un autre acide est présent.

Ainsi, afin de déterminer ce degré d'acidité, on évalue le nombre n total de moles d'acide (acide acétique ou autre) dans 100 grammes de vinaigre et on calcule la masse m d'acide acétique qui correspondrait à n moles d'acide acétique seul. On rencontre ainsi du vinaigre à 6°, 8° ou 10° correspondant à 6, 8 ou 10 g d'acide acétique équivalent pour 100 g de vinaigre.

■ Document 2 : Données

Masses molaires :

$$M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}, \quad M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}, \quad M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1} \quad \text{et} \quad M(Cl) = 35,45 \text{ g.mol}^{-1}.$$

Densité du vinaigre : $d_A = 1,010$

$pK_A(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

Zones de virage des
indicateurs colorés :

	Couleur acide	Zone de virage	Couleur basique
Hélianthine	rouge	3,1 – 4,4	jaune
Bleu de bromothymol	jaune	6 - 7,6	bleu

On se propose d'étudier un vinaigre blanc du commerce afin de déterminer son degré d'acidité.

On se propose pour cela d'étudier ce vinaigre à l'aide d'un dosage acido-basique par de la soude ; il faudra au préalable diluer le vinaigre pour des raisons pratiques de réalisation du dosage.

B) Etude théorique

1) Concentration théorique en acide éthanoïque

Le vinaigre A étudié est du vinaigre pur du commerce avec un degré d'acidité à 8°. D'un point de vue acido-basique, il ne contient que de l'acide acétique (éthanoïque) CH_3COOH à la concentration c_0 .

1 - En exploitant les documents fournis, déterminer la concentration c_0 théorique de ce vinaigre.

2) Dilution du vinaigre

On souhaite préparer une solution A' correspondant à une dilution par 10 du vinaigre A puis une solution A'' correspondant à une dilution par 10 de la solution A'.

2 - Quelles sont les concentrations théoriques c'_0 et c''_0 de ces deux solutions ?

3 - A l'aide du matériel et des produits chimiques disponibles, proposer un protocole pour préparer 100 mL de solution A' à partir de la solution A, puis 100 mL de solution A'' à partir de la solution A'. Vous préciserez en particulier les choix de verrerie adaptés, en évaluant les différentes incertitudes associées. (voir poly TP de chimie).

3) Titrage acido-basique de la solution A''

4 - Proposer un protocole de titrage acido-basique avec suivi pH-métrique d'un volume $V_A = 100$ mL du vinaigre A'' par de la soude à la concentration $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ pour déterminer la concentration inconnue. Vous préciserez en particulier les choix de verrerie adaptés, en évaluant les différentes incertitudes élargies associées. (voir poly TP de chimie).


5 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage et déterminer le volume $V_{\text{éq}}$ théorique versé à l'équivalence. Lister les différentes sources d'erreur sur ce volume et évaluer l'incertitude élargie associée.

6 - Quelle est la composition de la solution obtenue à l'équivalence ? déterminer son pH par le calcul.


7 - Préciser l'indicateur coloré qui semble le plus adapté pour un suivi colorimétrique de ce titrage.

C) Manipulations




■ Manipulation 1 :

 Préparer les solutions A' et A''.

■ Manipulation 2 :

 Mettre en œuvre le protocole de titrage avec double suivi pH-métrique et colorimétrique : dosage d'un volume $V_A = 100$ mL de solution A'' par de la soude à la concentration $C_B = 0,1$ mol.L⁻¹ (volume versé de soude total : 25 mL).

D) Exploitation des résultats

-  Tracer et commenter la courbes associée au titrage réalisé.
-  Déterminer à l'aide des résultats expérimentaux le degré d'acidité du vinaigre.
-  Ce résultat est-il conforme à l'affichage d'un vinaigre à 8° ? un calcul d'écart normalisé (ou Z-score) est attendu.

II) TITRAGE D'UNE DIBASE

On s'intéresse dans cette partie aux ions carbonates. Il s'agit d'une dibase que l'on trouve notamment dans les lessives afin de maintenir un pH suffisamment élevé pour assurer un lavage efficace.





On se propose de déterminer la concentration inconnue d'une solution de carbonate de sodium Na₂CO₃.

■ Données à 25°C :

Couple	H ₃ O ⁺ /H ₂ O	H ₂ O/HO ⁻	H ₂ CO ₃ /HCO ₃ ⁻	HCO ₃ ⁻ /CO ₃ ²⁻
pKa	0	14	6.4	10.3

- 8- Ecrire les réactions de titrages et calculer les constantes d'équilibre associées. Combien de sauts de pH peut-on prévoir ? Tracer l'allure théorique de la courbe de titrage avec suivi pH-métrique.
- 9- Peut-on déterminer graphiquement les pKa associés aux espèces carbonées ? expliciter la démarche.

■ Manipulation 3 :

-  Prélever un volume de 20 mL de la solution de carbonate de sodium, les verser dans un bécher étroit, ajouter de l'eau pour tremper les électrodes après avoir étalonné le pH-mètre.
-  Titrer cette solution par la solution d'acide chlorhydrique à $C_A = 0,1$ mol.L⁻¹ en réalisant un suivi pH-métrique.
-  Déterminer la concentration en ions carbonates de la solution.
-  Déterminer graphiquement les pKa associés aux espèces carbonées et les comparer aux valeurs de la littérature. Calculer le Z-score associé.