



## Chapitre C3 – Analyser un système chimique par des méthodes chimiques



### Se positionner

- « Dosage » et « titrage » permettent de déterminer une quantité ou une concentration inconnue.  
① Vrai                      ② Faux
- Lors d'un titrage, on détruit l'espèce chimique étudiée.  
① Vrai                      ② Faux
- Lors d'un titrage, le réactif titrant :  
① est dans le bécher                      ② est dans la burette  
③ a une concentration connue                      ④ a une concentration inconnue
- On considère l'équation suivante support d'un titrage :  $aA + bB \rightarrow cC + dD$   
A l'équivalence :  
① les espèces A et B sont dans les proportions stœchiométriques  
② il n'y a plus ni de A ni de B  
③ les quantités de C et D obtenues sont maximales  
④ la réaction n'est pas terminée.
- On recherche la concentration d'un acide. Pour cela on procède à un titrage acido-basique. On peut mesurer le pH du mélange dans le bécher. D'après vous comment évolue le pH au cours du titrage :      ① il est constant      ② il augmente      ③ il diminue

**Activité 1. (expérimentale) Trouver la concentration du vinaigre...**

On étudie dans cette activité la façon dont on peut repérer l'équivalence d'un titrage en suivant l'évolution du pH lors d'une transformation acido-basique. On l'illustre avec le titrage du vinaigre. Les vinaigres sont des solutions d'acide éthanóique, de formule  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dont la concentration est exprimée par la valeur du degré du vinaigre : le degré du vinaigre est le pourcentage massique d'acide éthanóique dans la solution. Pour déterminer expérimentalement le degré, on doit ainsi déterminer la concentration en quantité de matière en acide éthanóique du vinaigre par titrage avec de la soude ( $\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$ ).

**A. Questions préliminaires**

- Lors du mélange une transformation a lieu entre l'acide éthanóique et l'ion hydroxyde.
  - Écrire les couples acide-base concernés par cette réaction et souligner l'acide et la base réagissant.
  - En déduire l'équation de réaction associée à la transformation ayant lieu.

Cette transformation est **totale et instantanée**, conditions nécessaires à son utilisation pour un titrage.

**2. Quelques prévisions**

- Le réactif titré est  l'acide éthanóique  les ions hydroxyde.
- Le réactif titrant est  l'acide éthanóique  les ions hydroxyde
- D'après vous, au cours du titrage le pH va  augmenter  diminuer
- Compléter le tableau ci-dessous :

Pour un volume $V$ versé	Espèces chimiques présentes dans le bécher
Inférieur à $V_E$	
Égal à $V_E$	
Supérieur à $V_E$	

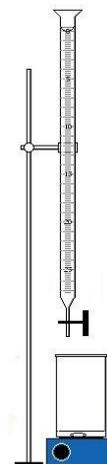
**Act. 1 – B. Préparation de la solution à titrer**

La solution S de vinaigre est tellement concentrée qu'il faudrait, pour ne pas mettre un volume trop grand de soude, utiliser une solution de soude très concentrée (de l'ordre de  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ), ce qui présente quelques risques. Pour utiliser une solution moins concentrée on utilise donc une solution de vinaigre diluée 10 fois, notée S'. On souhaite réaliser 50,0 mL de solution S'.

**Appeler le professeur pour lui indiquer la pipette jaugée que vous allez utiliser pour faire la dilution puis, après validation, préparer la solution S' avec le matériel dont vous disposez.**

**Act. 1 - C. Réalisation du montage pour le suivi pH-métrique**

- Mettre la solution S' dans un bécher de 100 mL.
- Prélever un volume  $V = 10,0 \text{ mL}$  de la solution S' à la pipette jaugée et verser cet échantillon dans un bécher propre. Compléter avec environ 20 mL d'eau distillée (cela permettra de faire plonger correctement la sonde).
- Ajouter quelques gouttes de bleu de thymol : c'est un **indicateur coloré** acido-basique, c'est-à-dire un couple acide-base dont l'acide n'a pas la même couleur que la base.
- Remplir la burette avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_B = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Faire le zéro et veiller à ce que la burette ne contienne pas de bulles.
- Plonger la sonde dans la solution afin de réaliser le montage permettant de mesurer le pH (le pH-mètre a été préalablement étalonné).
- Compléter le schéma du montage ci-contre en précisant la nature des solutions introduites, les concentrations et volumes connus



- Attention !**
- L'agitation ne doit pas être trop rapide afin d'éviter les projections.
  - L'électrode doit bien plonger sans être en contact avec le barreau ou la paroi.
  - La burette doit être située au-dessus du bécher.

**Appeler pour faire vérifier le montage.**

**Act. 1 - D. Réalisation du suivi pH-métrique**

On souhaite tracer la courbe d'évolution du pH en fonction de  $V_B$ , volume de solution d'hydroxyde de sodium versé. Le suivi est fait grâce à Regressi (Fichier → Nouveau → Clavier).

Attention, l'indicateur va changer de couleur pour une certaine valeur de volume de soude. On n'oubliera pas de noter cette valeur :

Le changement de couleur a eu lieu pour  $V_B = \dots\dots\dots$

- Verser la soude au début de mL en mL puis **diminuer le volume versé (jusqu'à 0,2 mL) lorsque le pH se met à varier plus rapidement.**

A chaque mesure, saisir le couple ( $V_B$  ; pH) sur le tableur en veillant à bien avoir à l'écran à la fois le tableau de valeurs et le système d'axe ( $V_B$ , pH) (pour ceci : Fenêtre → Mosaïque verticale).

👉 Appeler le professeur puis après accord, enregistrer le fichier dans *Echange(P:)/tph-ch3/travail*

- Vider, rincer puis ranger le matériel.

**Act. 1 - E. Exploitation du titrage**

1. Qu'y a-t-il de remarquable à cette courbe et pour quel volume approximativement ?
2. Comparer approximativement ce volume à celui pour lequel l'indicateur coloré a changé de couleur.

Le volume versé pour atteindre le saut de pH est appelé *volume équivalent* (voir définition précise dans le modèle). Le point d'équivalence est en fait le *point d'inflexion* de cette courbe (point où la courbure de la courbe s'inverse).

On peut déterminer ce *point équivalent* grâce à la **méthode dite "des tangentes"** (cf livre page 575).

3. Modéliser graphiquement (« à la main ») la courbe puis déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence à partir de la méthode des tangentes.

$$V_E = \dots\dots\dots \quad \text{pH}_E = \dots\dots\dots$$

4. Un indicateur coloré acido-basique est un couple acide/base noté  $\text{HInd}/\text{Ind}^-$  dont les deux espèces n'ont pas la même teinte. Donner les couleurs des formes acide et base du bleu de thymol.

La zone de pH de virage est l'intervalle de pH pour lequel on ne peut pas affirmer que l'indicateur a l'une ou l'autre de ces couleurs. La zone de virage du bleu de thymol est : 8,0 – 9,6.

5. Justifier à l'aide de la courbe que l'indicateur coloré choisi a changé de couleur en quelques gouttes.

**Vous disposez maintenant de la définition de l'équivalence (voir modèle)**

6. Compléter *littéralement* le tableau d'évolution du système dans le cas étudié, en prenant comme état final l'état d'équivalence.

Équation de réaction :		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$	+	$\text{HO}^-_{(\text{aq})}$	→	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$	+	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$
E.I	$x = 0$	$n_i(\text{acide}) =$		$n_E(\text{HO}^-) =$				X
État intermédiaire	$x$							
E.F.	$x = x_E$							

7. Indiquer la **valeur** de chaque case grisée du tableau ci-dessus.
8. En déduire deux expressions différentes de  $x_E$ , puis donner la relation entre la quantité de matière d'acide éthanoïque initialement présente soit  $n_i(\text{acide})$  et la quantité de matière d'ions hydroxyde versés à l'équivalence, soit  $n_E(\text{HO}^-)$ .
9. En déduire une expression de la concentration  $C'$  de la solution S'en fonction de  $V$ ,  $C_B$  et  $V_E$ .
10. Calculer la valeur de la concentration  $C'$  de la solution S', puis celle de la concentration  $C$  en soluté apporté dans le vinaigre.

Le degré du vinaigre est le pourcentage massique d'acide éthanoïque dans la solution.

11. Calculer le degré trouvé expérimentalement et comparer à l'indication de la bouteille.

Données : masse volumique du vinaigre :  $\rho = 1,08 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  ; masse molaire  $\text{CH}_3\text{COOH}$  :  $M = 60 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**Activité 2 - Combien de soude dans le Destop ?**

On réalise dans cette activité un titrage colorimétrique pour déterminer la concentration des ions hydroxydes  $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$  présents dans un déboucheur du commerce (Destop).

**Document 1 : Le Destop**

Depuis 1969, le Destop est un liquide utilisé comme déboucheur. Il agit en 30 minutes, n'attaque ni l'émail ni les tuyauteries, même en plastique ; il est sans danger pour les fausses septiques.

Le Destop est une solution de couleur violette et sentant l'ammoniac, mais qui peut être quasiment assimilée, chimiquement, à de la soude.

**Document 2 : Composition du Destop**

	Pourcentage massique	Symbole de danger	Risque
Soude caustique	10%	C	R35
Hydroxyde d'ammonium	1%	C, N	R34, 50

C : corrosif  
N : dangereux pour l'environnement  
R35 : provoque de graves brûlures  
R50 : très toxiques pour les organismes aquatiques  
Masse volumique : 1,217 g/cm<sup>3</sup>  
pH > 13,5

**Analyse de la situation expérimentale**

- Sachant qu'on réalise le titrage des ions hydroxydes par les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  présents dans une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ ) de concentration en soluté apporté  $C_A$ , écrire l'équation de la réaction support du titrage. Cette réaction est totale et instantanée.
- Compléter ce tableau (on note  $V$  le volume de solution titrante versée et  $V_E$  le volume équivalent) :

	le réactif en excès	Préciser si : pH < 7 ou pH = 7 ou pH > 7
$V < V_E$		
$V = V_E$		
$V > V_E$		

- A partir de la définition de l'équivalence et avec la méthode de votre choix donner la relation entre la quantité de matière d'ions hydroxyde initialement présents, soit  $n_i(\text{HO}^-)$  et la quantité de matière d'ions oxonium versés à l'équivalence, soit  $n_E(\text{H}_3\text{O}^+)$ .
- En déduire l'expression de la concentration en quantité d'ions hydroxyde, notée  $C$ , dans la solution utilisée, en fonction de  $V_B$  (volume de solution titrée),  $C_A$  et  $V_E$ .
- En tenant compte de la valeur approximative du pH que vous prévoyez à l'équivalence, indiquer l'indicateur coloré à choisir parmi ceux disponibles.

Indicateurs colorés	Forme acide	Zone de virage	Forme basique
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Bleu de Bromothymol	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu
Bleu de thymol	Jaune	8,0 – 9,6	Bleu

**Activité 2 – Réalisation du titrage**

La solution commerciale est beaucoup trop concentrée pour qu'on puisse la titrer directement, elle a été diluée 25 fois. Cette solution diluée est notée S'.

- Réaliser le titrage d'un volume  $V_B = 10,0$  mL de solution diluée S' avec un une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ ) de concentration en soluté apporté  $C_A = 0,100$  mol·L<sup>-1</sup>. Ajouter quelques gouttes de l'indicateur coloré acido-basique choisi à la question 5.
- Réaliser le titrage et noter le volume équivalent  $V_E = \dots\dots\dots$ 
  - Grâce à la valeur de  $V_E$ , calculer la concentration  $C$  en ions hydroxyde dans la solution diluée puis la concentration en quantité de matière  $C_0$  (concentration en hydroxyde de sodium du Destop)
  - Calculer la concentration en masse  $C_m$  en hydroxyde de sodium dans le Destop®, puis en déduire la masse d'hydroxyde de sodium contenue dans 1L de Destop.  
Masse molaire de l'hydroxyde de sodium :  $M = 40,0$  g·mol<sup>-1</sup>
  - Calculer la masse de 1 L de Destop puis en déduire le **pourcentage massique  $p$**  de soude dans le Destop. Comparer à l'indication de l'étiquette.