

Mesures conductimétriques et pH-métries

- Le TP est à faire sur copie individuelle et à rendre par voie électronique (photo de bonne qualité, et pages numérotées, attention à la taille du fichier ! N'envoyer pas le document au dernier moment !)
- Vous trouverez en fin de ce document un exemplaire de papier millimétré, vous avez besoin de 2 exemplaires de cette feuille (2 courbes à tracer). Si vous n'avez pas accès à une imprimante, vous pouvez utiliser une feuille à petit carreaux.
- Les résultats des manipulations sont présentés dans les tableaux en vert, et les questions auxquelles vous devez répondre sont en rouge. Mais des indices sont présents dans les protocoles ! prenez le temps de bien lire les protocoles de manipulations même si elles ne sont pas à réaliser !
- N'oubliez pas de bien préciser vos noms, numéro étudiant et groupe de TP !!

REGLES DE SECURITE EN TP DE CHIMIE

PROTECTION DU CORPS

- Port obligatoire d'une blouse en coton toujours boutonnée.
- Eviter les chaussures trop ouvertes, les collants ou les mi-bas en nylon.
- Les cheveux longs doivent être attachés.

PROTECTION DES YEUX

- Port des lunettes de protection obligatoire pour toute manipulation.
- Les lunettes de vue doivent être munies de protections latérales ou surmontées de lunettes de protection.
- Le port des lentilles de contact est déconseillé.

EN CAS D'INCIDENT, RINCER ABONDAMMENT A L'EAU FROIDE PENDANT 20 MINUTES.

PROTECTION DES MAINS

- Utiliser des gants appropriés si la manipulation le nécessite.
- Protéger les plaies éventuelles avec du sparadrap.
- Laver les gants puis les mains avant de sortir de la salle de travaux pratiques et régulièrement si nécessaire.

EN CAS D'INCIDENT, RINCER ABONDAMMENT A L'EAU FROIDE PENDANT 20 MINUTES.

PROTECTION DES VOIES INTERNES

- Manipuler tous les produits susceptibles de dégager des vapeurs nocives sous les points ventilés.
- Ne jamais pipeter à la bouche mais utiliser une propipette.

PROTECTION DE L'ENVIRONNEMENT

- Aucun produit organique, aucun métal lourd, aucun solide ne doivent être jeté à l'évier ; ils seront collectés dans des flacons de recyclage adéquats et correctement étiquetés.

QUELQUES REGLES PLUS GENERALES

- Ne pas boire, ne pas manger.
- Ne pas courir dans le laboratoire.

- Ne pas lancer d'objets.
- Manipuler debout.
- Ne pas encombrer les passages, les abords immédiats des sorties ainsi que les accès aux moyens de sécurité.
- Manipuler les produits inflammables hors d'une flamme.
- Etiqueter convenablement tout récipient contenant des produits chimiques.
- Fermer systématiquement tout flacon.
- Verser les produits du côté opposé à l'étiquette.
- Ne pas remettre dans le flacon le produit restant inutilisé sans avis de l'enseignant.
- Le port des bijoux est déconseillé.

Tout élève n'ayant pas son matériel, ne manipulera pas et sera sanctionné.

1- Détermination du taux d'avancement final de la réaction d'une base avec l'eau par pH-métrie

Objectifs

Effectuer des mesures de pH pour en déduire le taux d'avancement final d'une réaction. Exploiter les résultats pour comparer des espèces basiques.

Matériel

pH-mètre et solutions tampons — conductimètre avec sa cellule de mesure et sa solution étalon * Bêchers
Fioles jaugées de 50 et 100 mL — pipettes jaugées de 10 et 5 mL — pipeteur — burette graduée de 25 mL.
Solutions aqueuses à $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$: soude, ammoniacale.

MANIPULATION

- Etalonner le pH-mètre à l'aide des solutions tampons fournies.
- Bien rincer et sécher les électrodes avant et après chaque mesure.
- Mesurer le pH des différentes solutions aqueuses de soude, et d'ammoniacale à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Diluer au dixième les 2 solutions (en préparer 50 mL)
- Refaire les mêmes mesures avec les mêmes solutions diluées au dixième.

Compléter le tableau suivant :

Solutions c en mol.L^{-1}		
pH Soude:		
pH Ammoniacale:		

EXPLOITATION DES RESULTATS

- 1- Déterminer par une étude théorique les valeurs de pH attendues pour chaque solution.
- 2- Ecrire et équilibrer les équations des réactions des bases étudiées sur l'eau. En déduire les différents couples acide-base mis en jeu dans les réactions.
- 3- Déduire des pH mesurés, l'avancement final, x_f , (réel) des réactions et les comparer à l'avancement maximal, x_{max} (théorique) pour un volume $V=100 \text{ mL}$ de solution. (un tableau d'avancement est conseillé)
- 4- Calculer le taux d'avancement final, τ , de chacune des réactions. (rappel $\tau = x_f/x_{\text{max}}$)
- 5- Le taux d'avancement final dépend-il de la nature de la base? Que conclure dans le cas de la soude?
- 6- En procédant de même, calculer le taux d'avancement final de la réaction dans le cas des solutions diluées. Déduire l'effet de la dilution sur le taux d'avancement final de la réaction ainsi que sur le pH de la solution obtenue. Conclure.
- 7- Que constate-t-on dans le cas de la base diluée ?

2. Dosage de l'acidité d'un vinaigre

Le vinaigre est un condiment fabriqué à partir d'alcool ou de vin ou de toute autre solution alcoolisée. Sous l'action de bactéries acétiques, l'alcool présent est oxydé en acide acétique, de formule CH_3COOH .

Objectif :

On caractérise l'acidité d'un vinaigre par son degré d'acidité.

L'objectif de cette manipulation est de vérifier expérimentalement le degré d'acidité inscrits sur l'étiquette d'une bouteille de vinaigre.

Définition : Le degré d'acidité d'un vinaigre (exprimé en degré ° ou en %) correspond à la masse d'acide éthanoïque dans 100 g de vinaigre.

IC	Zone de virage	Couleur forme acide	Couleur forme basique
Hélianthine	3,1 - 4,4	Rouge	Jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	6,0 - 7,6	Jaune	Bleu
Phénolphthaléine	8,2 - 10,0	Incolore	Rose

Masses molaires atomiques : H : 1 g/mol ; C : 12 g/mol ; O : 16 g/mol

Matériel

Béchers - Burette graduée - Pipette jaugée 10 mL + pipeteur - Fiole jaugée 100 mL + bouchon-
pH-mètre + notice + solutions tampon - Agitateur magnétique + barreau aimanté - conductimètre + étalon
- Solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ - vinaigre blanc - Indicateurs colorés

MANIPULATION

- Préparer, dans la fiole jaugée adéquate, 100 mL de vinaigre dilué au dixième
- Prélever à l'aide de la pipette jaugée, un volume $V_a = 10 \text{ mL}$ de ce vinaigre dilué et les verser dans un bécher.
- Ajouter quelques gouttes de phénolphthaléine.
- Rincer puis remplir la burette avec la solution de soude et faire le zéro.
- Etalonner le pH-mètre et le conductimètre
- Placer le bécher sous la burette, et introduire la sonde du pH-mètre ainsi que celle du conductimètre. Mettre en marche l'agitateur magnétique (vérifier que le barreau aimanté ne touche pas les sondes)
- Verser mL par mL tout d'abord, puis 0.5 mL par 0.5 mL, voire même tous les 0,2 mL quand le pH varie brusquement, la solution de soude comme indiqué dans le tableau, (attendre quelques secondes que le pH se stabilise, après chaque ajout).
- Compléter le tableau ci-dessous. Relever le volume de soude versé v_e , correspondant au changement de couleur !

$V_b \text{ (mL)}$																			
pH																			
$\sigma \text{ (mS/m)}$																			

$V_b =$ volume d'hydroxyde de sodium versé.

V_b (mL)																		
pH																		
σ																		

EXPLOITATION DES RESULTATS

A- Dosage pH-métrique

- 1- Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ sur papier millimétré (exemple d'échelle en abscisse 1cm pour 1 mL et en ordonnée 1cm pour 1 unité pH)
- 2- Déterminer le point équivalent E en appliquant la méthode des tangentes.
- 3- Relever les coordonnées (V_E et pH_E) du point équivalent.
- 4- L'indicateur coloré a-t-il bien été choisi ? Justifier

B- Dosage conductimétrique

5. Tracer la courbe $\sigma = f(V_b)$ sur papier millimétré
6. Déterminer les coordonnées du point équivalent. (V'_E)
7. Comparer au dosage pH-métrique. Conclusion.

C- Acidité du vinaigre

8. Écrire l'équation bilan de la réaction de dosage.
9. Calculer la concentration C_a en acide éthanoïque dans la prise d'essai.
En déduire la concentration C du vinaigre en acide éthanoïque puis son degré d'acidité. (On admettra que la masse volumique du vinaigre est $\rho = 1,0 \text{ g.mL}^{-1}$)
10. Estimer l'incertitude relative sur C et exprimer C sous la forme $C = \dots \pm \dots$

On donne $\frac{\Delta C_a}{C_a} = \frac{\Delta C_b}{C_b} + \frac{\Delta V_a}{V_a} + \frac{\Delta V_b}{V_b}$ on admettra que $\frac{\Delta C_b}{C_b} = 0.017$.

- 11 Relever le degré d'acidité porté sur l'étiquette. La valeur attendue est-elle bien comprise dans l'intervalle de confiance ?

D- Etude complémentaire

- 12 Etude de la solution à la demi-équivalence, c'est-à-dire quand $V = V_E / 2$:

- a- Quelle est la relation entre $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ et $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$?
- b- Exprimer la constante d'acidité K_a du couple ($\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$).
- c- En déduire la valeur du pH à la demi-équivalence et vérifier ce résultat sur la courbe expérimentale.
- d- Que peut-on dire de la solution à la demi-équivalence ? Commenter.

13. Réaliser un schéma détaillé représentant ce dosage.

