

COLLEGE Mgr. F.-X. VOGT		Année scolaire 2024/2025
DÉPARTEMENT DE CHIMIE	TRAVAUX DIRIGES DE CHIMIE	Tles C et D

ACIDES ET BASES

Exercice 1 :

1- QCM : choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

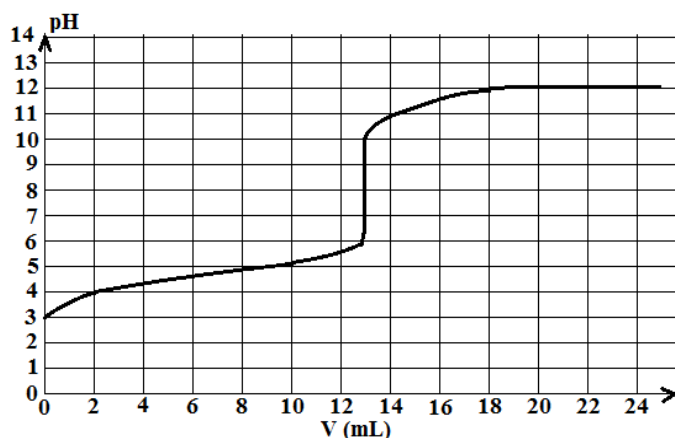
1.1- Dans le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$, l'eau est un acide :

(i)- fort ; (ii)- faible ; (iii)- indifférent.

1.2- Entre deux acides faibles, le plus fort est celui qui a :

(i)- le plus grand pK_a ; (ii)- le plus petit K_a ; (iii)- le plus petit pK_a .

2- À 25 °C on prépare 100mL d'une solution S, en diluant 10 fois un volume de vinaigre (dont l'acide éthanóïque est l'élément essentiel). On dose en suite 10mL de la solution S par une solution décimolaire d'hydroxyde de sodium. Les valeurs du pH de la solution sont données par un pH-mètre.



La courbe de variation du pH de la solution en fonction du volume V de la solution basique versée est donnée ci-contre.

2.1- Écrire l'équation bilan de la réaction de dosage.

2.2- Définir l'équivalence acido-basique.

2.2.1- Déterminer par la méthode des tangentes, les coordonnées du point d'équivalence.

2.2.2- À l'équivalence :

- Quelles sont les espèces chimiques

majoritaires ?

- La solution est-elle acide ou basique ? justifier.

2.3- Déterminer la concentration molaire C en acide éthanóïque de la solution S.

- En déduire la concentration molaire C_0 en acide éthanóïque du vinaigre.

2.4- Déterminer graphiquement le pH de la solution à la demi-équivalence du dosage.

- Donner trois propriétés particulières de la solution à la demi-équivalence.

- Comment appelle-t-on ce type de solution ?

2.5- Si le dosage précédent avait été colorimétrique, quel serait l'indicateur coloré approprié choisi dans la liste ci-dessous ? indiquer l'évolution de la teinte lors du virage ;

- Hélianthine : Rouge [3,1-4,4] jaune ; - Bleu de bromothymol : Jaune [6,0-7,6] bleu ;

- Phénophtaléine : Incolore [8,2-10,0] rouge violacé.

2.6- Montrer comment préparer 100mL de solution de pH = 4,8 à partir d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'une solution d'acide éthanóïque de même concentration. Préciser le volume de chaque solution.

Données : $\text{pK}'_a (\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$.

EXERCICE 2 :

1. Un indicateur coloré en solution peut être considéré comme un couple acide-base suivant la réaction :



Ce couple HIn/In^- a un $\text{pK}_a=5$. La forme acide HIn de cet indicateur est rouge en solution. La forme basique In^- est jaune. La couleur d'une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur apparaît rouge si $[\text{HIn}] > 10 \times [\text{In}^-]$ et jaune si $[\text{In}^-] > 10 \times [\text{HIn}]$

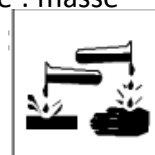
- 1.1- Définir : indicateur coloré, teinte sensible.
1.2- Déterminer les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de l'indicateur coloré.
2. Dans un erlenmeyer contenant un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On introduit quelques gouttes d'un indicateur coloré puis on ajoute progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- 2.1- Exprimer les concentrations molaires des ions Na^+ et Cl^- présents dans le mélange.
2.2- A l'aide de l'équation d'électro neutralité, donner la concentration des ions H_3O^+ restant dans le mélange en fonction du volume V_B d'hydroxyde de sodium ajouté avant l'équivalence.
2.3- Déterminer la valeur V_{B1} de V_B qui correspond au début du virage de l'indicateur coloré.
2.4- Déterminer la valeur V_{B2} de V_B qui correspond à la fin du virage de l'indicateur coloré.
3. Cet indicateur coloré est utilisé pour doser 10 cm^3 de la solution d'acide chlorhydrique avec la solution de soude de concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- 3.1- En prenant le volume de soude $V_{B1} = 9,8 \text{ cm}^3$ et en supposant atteinte l'équivalence, calculer la concentration molaire C'_A de la solution d'acide chlorhydrique.
3.2- Évaluer alors la précision faite en arrêtant le dosage au début du virage de l'indicateur.
(Utiliser la formule $\% = \frac{C_A - C'_A}{C_A} \times 100$)
3.3- Fait-on une précision significative en utilisant la fin du virage de l'indicateur coloré ? Justifier votre réponse.
3.4- Quelle étape du virage de l'indicateur coloré choisirez-vous pour déterminer le point d'équivalence de la réaction ? Justifier votre réponse.

EXERCICE 3 :

Dans un laboratoire de Lycée, un élève de terminale veut préparer une solution décimolaire S d'acide chlorhydrique. Pour cela, il dispose d'une solution commerciale S_0 contenue dans une bouteille qui porte les indications suivantes : « Acide chlorhydrique : masse volumique $\mu = 1,2 \text{ Kg.L}^{-1}$; Pourcentage en masse d'acide

chlorhydrique : 37% ; Pictogramme :

Cet élève introduit d'abord 100ml d'eau distillée dans une fiole jaugée de



500ml. Ensuite, il prélève un volume V_0 de la solution acide S_0 qu'il ajoute dans la fiole contenant déjà de l'eau. Puis, il complète le volume de la solution jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Il note S la solution acide obtenue.

1. Donner la signification du symbole observé sur l'étiquette de la bouteille.
 - Donner un exemple de précaution nécessaire à la sécurité corporelle pendant la manipulation.
 - Représenter et nommer une des verreries utilisées pour préparer la solution S .
2. Pourquoi l'élève a-t-il d'abord introduit de l'eau dans la fiole avant d'y verser l'acide ?
3. Quel est le volume V_0 d'acide chlorhydrique prélevé par l'élève pour préparer la solution S ?
4. Afin de vérifier la concentration de la solution S , l'élève procède au dosage pH-métrique de cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$. Pour cela, il verse progressivement un volume V_s de solution S dans 20ml d'hydroxyde de sodium, en prenant soin de noter la valeur du pH après chaque ajout, ce qui conduit aux résultats du tableau ci-dessous :

Vs (ml)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	8,5	9	10	11	12	13
pH	12,6	12,5	12,4	12,3	12,5	12,1	11,9	11,7	11,1	3,6	2,7	2,3	2,1	2,0	1,9

- 4.1. Faire un schéma annoté du dispositif utilisé pour le dosage.
- 4.2. Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_s)$. Echelle :
1 cm pour 1ml de solution 1 cm pour 1 unité de pH.
 - Déterminer, par la méthode des tangentes, le volume équivalent V_{se}
- 4.3. En déduire la concentration de la solution S .
- 4.4. Cet élève peut également procéder à un dosage colorimétrique pour déterminer cette concentration.
 - Dire, en justifiant le choix, quel est dans la liste ci-dessous, l'indicateur coloré adapté pour ce dosage, et indiquer l'évolution de sa teinte lors du virage.

Indicateur : Zone de virage :

Hélianthine Rouge 3,1 – 4,4 jaune

Bleu de bromophénol Jaune 3,0 – 4,6 bleu

Bleu de bromothymol Jaune 6,0 – 7,6 bleu

EXERCICE 4

Au cours d'une séance de travaux pratiques, Joseph mesure le pH de **100 mL** d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque à **10^{-2} mol/L** et trouve **2,9 à 25°C**.

2-1 L'acide méthanoïque est un acide fort ou faible ? Justifier votre réponse.

2-2-Ecrire l'équation de mise en solution de l'acide méthanoïque.

2-3-Identifier le couple acido-basique auquel appartient l'acide méthanoïque.

2-4-Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes en solution.

-Classer ces espèces chimiques en espèce majoritaire, minoritaire et ultraminoritaire.

2-5-Etablir la relation entre **pH** et **pKa** puis Calculer le **pKa** du couple auquel appartient l'acide méthanoïque.

2-6-Sur une échelle graduée en pH, établir les domaines de prédominance des formes acide et base de ce couple acido-basique.

2-7-Calculer le coefficient d'ionisation α de l'acide méthanoïque.

3-Eric dispose d'une solution de base faible B, obtenue en dissolvant n_0 mole de B dans un volume V de solution .

3.1-Ecrire l'équation de mise en solution de cette base faible dans l'eau

3.2-Utiliser la **notion d'avancement** de cette réaction pour étudier l'équilibre chimique, puis établir la relation entre le coefficient d'ionisation α d'une base faible et la constante d'acidité K_a du couple **BH⁺/BH**.

CINETIQUE CHIMIQUE

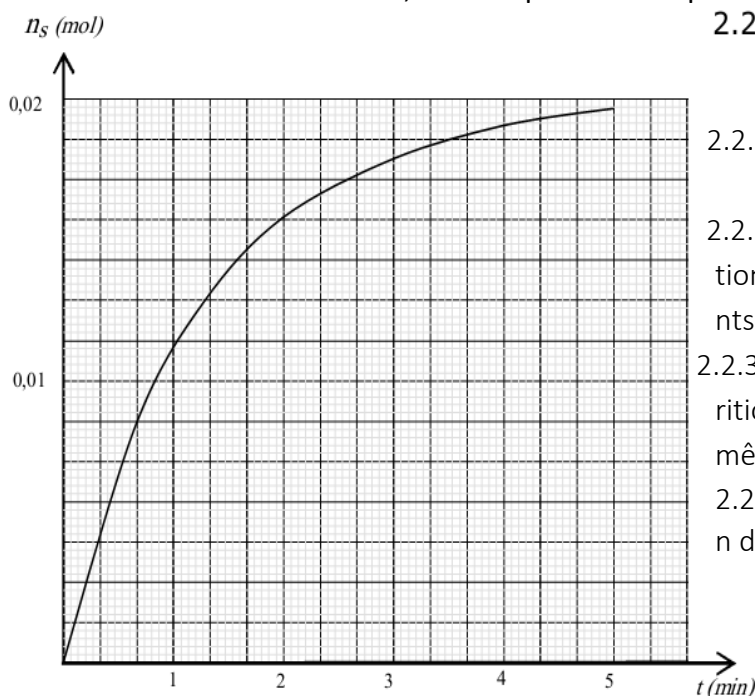
Exercice – 1 :

- Définir les termes suivants :
 - Vitesse moyenne de formation d'un corps
 - Vitesse instantanée de formation.
- On veut étudier la cinétique de la réaction entre le thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) et

l'acide chlorhydrique. Pour cela, on verse 10 ml de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 5 \text{ mol.L}^{-1}$ dans 40 ml d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C' = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$. Il se dégage du dioxyde de soufre, et le mélange blanchit progressivement par formation du soufre solide.

2.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2.2. L'étude de l'évolution de la formation du soufre en fonction du temps conduit à la courbe ci-contre, où ns représente la quantité de matière de soufre formé.



2.2.1. Déterminer la valeur limite de n_s

- Quel est le réactif en excès ?

2.2.2. Calculer la vitesse moyenne de formation du soufre (en mol.min^{-1}) entre les instants $t_0 = 0$ et $t_1 = 2 \text{ min}$

2.2.3. Déterminer la vitesse moyenne de disparition des ions hydroniums entre ces mêmes instants.

2.2.4 Calculer la vitesse instantanée de formation du soufre à la date $t_1 = 2 \text{ min}$.

2.3. Avec une nouvelle solution d'acide chlorhydrique de concentration 3mol.L^{-1} , on reprend l'expérience précédente, tout en conservant les mêmes volumes de réactifs et la concentration de la solution de thiosulfate de sodium.

- Dire, en justifiant la réponse, si la valeur limite trouvée à la question 2.2.1 est modifiée.
- La vitesse de formation du soufre est-elle également modifiée ?

Exercice 2:

1. Définir la vitesse instantanée de formation d'un produit P
2. On réalise un mélange contenant presque le même volume d'acide éthanóïque et d'éthanol pur et un peu d'acide sulfurique concentré .Le volume total du mélange qu'on suppose constant est $V=117\text{ml}$.

On répartit ce mélange dans 10 ampoules scellées que l'on place ensuite dans bain Marie où la température est maintenue constant à 100°C .Il se produit dans chaque ampoule une réaction d'estérification.

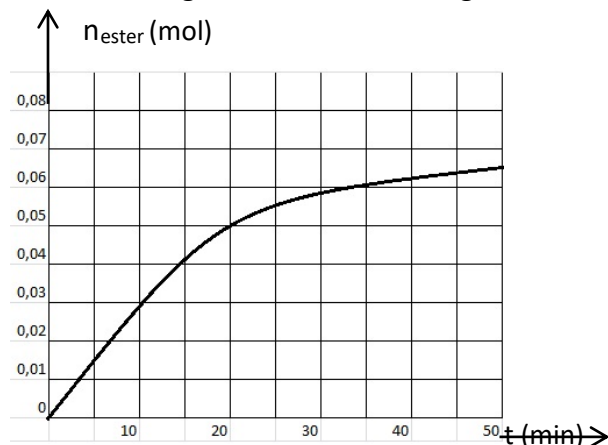
A intervalles de temps réguliers, on retire l'une de ces ampoules que l'on plonge dans de l'eau glacée. L'acide restant dans l'ampoule est ensuite dosé par une solution d'hydroxyde de sodium, en présence de phénolphtaléine.

2.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'estérification.

2.2 Que se passe-t-il si on élimine progressivement l'eau formée par la réaction ? A quoi sert l'acide sulfurique introduit dans le mélange ? Peut -il modifier le rendement de la réaction ? Pourquoi ?

2.3 Pourquoi doit-on plonger l'ampoule dans l'eau glacée, avant le dosage ? Quel nom donne-t-on à cette opération?

- 2.4 Les résultats des dosages effectués ont permis de calculer la quantité d'ester formé dans chaque ampoule, au cours du temps. La courbe de variation de cette quantité d'ester en fonction du temps est donnée dans le graphe ci-contre.



2.4.1. Déterminer, en mol /l/min la vitesse instantanée de formation d'ester aux instants $t_1=10\text{min}$ et $t_2=30\text{min}$

2.4.2. Comment varie cette vitesse au cours du temps.

EXERCICE-3 :

1. Une réaction lente a pour équation bilan : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$

1.1- Donner l'expression de :

- La vitesse moyenne de disparition des ions iodures I^- entre les instants t_1 et t_2
- La vitesse moyenne de formation de la diode I_2 entre les instants t_1 et t_2
- La vitesse instantanée de disparition des ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ à l'instant t
 - La vitesse instantanée de formation du diode I_2 à l'instant t .

1.2- Pour la même réaction, on dispose des courbes suivantes $[\text{I}_2]=f(t)$; $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]=f(t)$

1.2.1- Quelle est la courbe ascendante ? La courbe descendante ?

1.2.2- Expliquer comment déterminer la vitesse instantanée de disparition des ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ à un instant t donné à partir de l'une des courbes ci-dessus.

1.3- Si on augmente la température du milieu réactionnel, comment varie la vitesse instantanée de disparition des réactifs ?

- Si on diminue la concentration initiale des réactifs du milieu réactionnel, comment varie la vitesse instantanée de formation des produits ?

EXERCICE 4 :

On réalise un mélange d'une mole de propan-1-ol, d'une mole d'acide éthanóïque et de quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Ce mélange est réparti dans différents tubes placés dans une enceinte chauffée à température constante. A différents instants t , on retire un tube. On le refroidit, puis on dose la quantité d'acide restant à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium. On en déduit la quantité d'ester formé.

1. Quel rôle joue l'acide sulfurique ?
2. Pourquoi refroidit-on le mélange avant le dosage ?
3. 3.1. Faire le schéma annoté du dispositif expérimental permettant le dosage.
- 3.2. Citer une règle de sécurité à respecter lors du dosage.
4. Les résultats expérimentaux sont consignés dans le tableau ci-dessous:

t (en h)	0	1	5	10	20	30	50	60	70
n_1 (en mol)	1	0,88	0,72	0,61	0,49	0,43	0,35	0,33	0,33
n_2 (en mol)									

Où n_1 représente la quantité de matière de l'acide éthanóïque, et n_2 la quantité de matière de l'ester.

- 4.1. Compléter la dernière ligne du tableau en calculant la quantité de matière de l'ester.
- 4.2. Tracer la courbe donnant la variation de la quantité de matière de l'ester, en fonction du temps. Echelle 1 cm pour 5h en abscisses 1 cm pour 0,1mol en ordonnées
- 4.3. A partir de la courbe, déterminer la quantité de matière de l'ester à la date $t = 15\text{h}$.
- 4.4. De même, à partir de cette courbe, déterminer la vitesse instantanée d'estérification A la date $t = 5\text{h}$.