

MODULE 1 : CHIMIE ORGANIQUE (24 HEURES ; COURS : 14 HEURES ; TP : 4 HEURES ; TD : 6 HEURES)

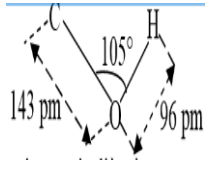
Leçon 1 : PROPRIETES CHIMIQUES DES ALCOOLS

Situation problème :

Toto s'inquiète de l'état de santé de son père qui, chaque soir, rentre ivre après avoir bu le vin traditionnel **bilibili**. Sachant que l'alcoolémie maximale autorisée est de 0,5 g/L de sang, il se propose de déterminer le degré alcoolique **d°** dans 100mL de ce vin pour trouver le taux d'alcool qui ne nuirait pas à la santé de son père (60kg). Données : $\rho_{\text{éth}} = 789, \text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$, $M_{\text{éth}} = 46,07 \text{ g/mol}$, $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{kg} \cdot \text{L}^{-1} = 10^3 \text{g/L}$, $C = 2,05 \text{ mol/L}$, $d_{\text{éth}} = 0,7893$. Aider le.

Compétences :

- Réaliser une oxydation des vapeurs d'éthanol par le permanganate de sodium
- Réaliser une fermentation alcoolique

| Compétences de base | Contenu | Activités | | Evaluation |
|---|---|--|---|---|
| | | Enseignement/Apprentissage | | |
| | | Professeur | Elève | |
| <p>Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'un alcool avec le sodium</p> <p>Mettre en évidence la mobilité de l'hydrogène du groupe fonctionnel des alcools</p> | <p>1 – Propriétés chimiques des alcools</p> <p>1.1 – La réaction avec le sodium. C'est une réaction d'oxydoréduction vive qui produit le dihydrogène et l'alcoolate de sodium (base forte) suivant l'équation-bilan : $\text{R-OH} + \text{Na} \rightarrow \text{R-O}^- + \text{Na}^+ + \frac{1}{2} \text{H}_2$ (alcoolate de sodium)</p> <p>Elle met en évidence la mobilité de l'atome d'hydrogène du groupe hydroxyle. La réaction qui a lieu fait intervenir les couples redox Na^+/Na et $\text{R-OH}/\text{R-O}^-$</p> <p><u>Exemple</u> de la réaction du sodium avec l'éthanol :</p> <p>- Oxydation du sodium: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$</p> <p>- Réduction de l'éthanol: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \text{e}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O}^- + \frac{1}{2}\text{H}_2$</p> <p>Equation-bilan: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \text{Na} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O}^- + \text{Na}^+ + \frac{1}{2} \text{H}_2$ (éthanolate de sodium)</p> <p>1.2 – La déshydratation des alcools. Elle consiste à enlever une molécule d'eau d'un alcool. On distingue donc:</p> <p>- La déshydratation intramoléculaire: Elle a lieu à 400°C en présence de Al_2O_3, et conduit à un alcène. Elle est plus facile avec les alcools secondaires et tertiaires.</p> <p><u>Exemple</u>: cas de la molécule du butan-2-ol</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3 \xrightarrow{400^\circ\text{C} / \text{Al}_2\text{O}_3} \begin{cases} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 \end{cases}$ <p>- La déshydratation intermoléculaire: Elle a lieu à 250°C en présence de Al_2O_3, et conduit à un éther-oxyde. Elle est plus facile avec les alcools primaires.</p> | <p>Expliquer que la réalisation de cette réaction nécessite un tube est bien sec pour éviter la réaction parasite du sodium avec l'eau</p> <p>Ecrire et expliquer les équations-bilans des réactions de déshydratation intra et intermoléculaire des alcools</p> | <p>Un alcool est un composé organique contenant un atome de carbone tétragonal sur lequel est fixé un groupe hydroxyle</p>  <p>$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{-OH}$ ou $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>Définir : alcool</p> <p>Donner la structure du groupe fonctionnel alcool</p> <p>Ecrire la formule générale des alcools en fonction de n</p> <p>A partir de la formule de</p> |

| | | | | |
|---|--|---|---|---|
| <p>Réaliser l'expérience de la lampe sans flamme et identifier les produits de cette réaction</p> <p>Réaliser l'oxydation ménagée de chaque classe d'alcools et</p> | <p><u>Exemple</u> : cas des molécules d'éthanol et de méthanol $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + \text{HO} - \text{CH}_3 \xrightarrow{250^\circ\text{C} / \text{Al}_2\text{O}_3} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (méthoxyéthane)</p> <p>1.3 – Oxydation des alcools. On distingue :</p> <ul style="list-style-type: none"> - La combustion dans l'air ou combustion vive: c'est une réaction exothermique qui entraîne la destruction du squelette carboné selon l'équation de la réaction : $\text{C}_n\text{H}_{2n+1} - \text{OH} + \frac{3n}{2}\text{O}_2 \longrightarrow n\text{CO}_2 + (n+1)\text{H}_2\text{O}$ - L'oxydation ménagée : C'est une réaction qui se fait sans destruction de la chaîne carbonée. Elle permet de différencier les trois classes d'alcool et conduit à des produits dont la nature dépend de la classe de l'alcool. <ul style="list-style-type: none"> ✓ Expérience de la lampe sans flamme En présence d'air et du cuivre incandescent, les alcools primaires s'oxydent en aldéhydes et ensuite en acides carboxyliques suivant les équations-bilans suivantes et en fonction des conditions expérimentales: <ul style="list-style-type: none"> - si le <u>dioxygène (air)</u> est en défaut l'alcool primaire conduit à l'aldéhyde selon l'équation-bilan : $\text{R-CH}_2\text{-OH} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{R-CHO} + \text{H}_2\text{O}$ - si le <u>dioxygène (air)</u> est en excès, l'alcool primaire conduit à l'acide carboxylique selon l'équation-bilan : $\text{R-CH}_2\text{-OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{R-COOH} + \text{H}_2\text{O}$ Les alcools secondaires conduisent aux cétones suivant l'équation-bilan : $\text{R-CHOH-R}' + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{R-CO-R}' + \text{H}_2\text{O}$ Les alcools tertiaires ne subissent pas d'oxydation ménagée. <ul style="list-style-type: none"> ✓ En absence d'air et en présence du cuivre incandescent ou déshydrogénation catalytique à 300°C <ul style="list-style-type: none"> - Les alcools primaires conduisent aux aldéhydes : $\text{R-CH}_2\text{-OH} \rightarrow \text{R-CHO} + \text{H}_2$ - Les alcools secondaires conduisent aux cétones : $\text{R-CHOH-R}' \rightarrow \text{R-CO-R}' + \text{H}_2$ ✓ L'oxydation ménagée en solution aqueuse En solution aqueuse et en présence des oxydants forts tels le permanganate de potassium ou le dichromate de potassium : <ul style="list-style-type: none"> - Les alcools primaires conduisent aux aldéhydes lorsque l'oxydant est en défaut (oxydation très ménagée) selon l'équation-bilan : $\begin{array}{l} (\text{R-CH}_2\text{-OH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{R-CHO} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-) \times 5 \\ (\text{MnO}_4^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}) \times 2 \\ \hline 5\text{R-CH}_2\text{-OH} + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 5\text{R-CHO} + 2\text{Mn}^{2+} + 14\text{H}_2\text{O} \end{array}$ | <p>Expliquer que c'est la chaleur dégagée au cours des réactions d'oxydation qui entretient l'incandescence du fil de cuivre dans l'expérience de la lampe sans flamme</p> <p>Apprécier les propositions de réponses des élèves et les corriger si possible</p> <p>Ecrire, expliquer et équilibrer les équations-bilans</p> | <p>$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ (éthanol) et $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ (oxyde de diméthyle)</p> <p>$\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>a- défaut d'air $\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHO} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>b- excès d'air $\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>c- déshydrogénation catalytique à 300°C</p> | <p>l'éthanol, montrer que alcool et éther oxyde son des isomères de fonction</p> <p>Ecrire l'équation de la combustion totale de l'éthanol dans l'air</p> <p>Ecrire les équations-bilans d'oxydation de l'éthanol en présence de : a-défaut d'air b-excès d'air c- la déshydrogénation catalytique à 300°C</p> |
|---|--|---|---|---|

| <p>écrire les équations-bilans de ces réactions</p> | <p>- Les alcools primaires conduisent aux acides carboxyliques lorsque l'oxydant est en excès selon l'équation-bilan :</p> $\begin{aligned} &(\text{R-CH}_2\text{-OH} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{R-COOH} + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{e}^-) \times 3 \\ &(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}_3\text{O}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 21\text{H}_2\text{O}) \times 2 \\ \hline &3 \text{R-CH}_2\text{-OH} + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 3 \text{R-COOH} + 4\text{Cr}^{3+} + 27 \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$ | <p>d'oxydation en solution aqueuses avec les ions MnO_4^- et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en défaut ou en excès</p> | <p>$\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHO} + \text{H}_2$</p> | <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>définir : alcoolémie et alcootest</p> | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|--|--|--|--|------------------------------|----------------------------|--|--|--|----------|--------------------|--------------------|------------------|--------|-------------|--------------------|------------------|--------------------|-------------|---------------------|-----------|--|--|---------|
| <p>Identifier les produits de la réaction d'oxydation ménagée par des tests</p> | <p>NB : les produits issus de ces réactions sont identifiables par des tests spécifiques</p> <table border="1" data-bbox="383 454 1373 766"> <thead> <tr> <th>Tests</th> <th>Réactif de Schiff</th> <th>2,4-dinitrophénylhydrazine ou 2,4-D.N.P.H.</th> <th>Papier p^H humide</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Composés organiques</td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>Aldéhyde</td> <td>Coloration rose(+)</td> <td>Précipité jaune(+)</td> <td>Ne rougit pas(-)</td> </tr> <tr> <td>Cétone</td> <td>Incolore(-)</td> <td>Précipité jaune(+)</td> <td>Ne rougit pas(-)</td> </tr> <tr> <td>Acide carboxylique</td> <td>incolore(-)</td> <td>Coloration jaune(-)</td> <td>rougit(+)</td> </tr> </tbody> </table> | Tests | Réactif de Schiff | 2,4-dinitrophénylhydrazine ou 2,4-D.N.P.H. | Papier p ^H humide | Composés organiques | | | | Aldéhyde | Coloration rose(+) | Précipité jaune(+) | Ne rougit pas(-) | Cétone | Incolore(-) | Précipité jaune(+) | Ne rougit pas(-) | Acide carboxylique | incolore(-) | Coloration jaune(-) | rougit(+) | <p>Apprécier et corriger si possible les propositions de réponses des élèves</p> | <p>- L'alcoolémie est la masse en gramme d'alcool contenu dans un litre de sang</p> <p>- L'alcootest est le test de mise en évidence de quantité de l'éthanol dans le sang</p> | <p></p> |
| Tests | Réactif de Schiff | 2,4-dinitrophénylhydrazine ou 2,4-D.N.P.H. | Papier p ^H humide | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Composés organiques | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Aldéhyde | Coloration rose(+) | Précipité jaune(+) | Ne rougit pas(-) | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Cétone | Incolore(-) | Précipité jaune(+) | Ne rougit pas(-) | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Acide carboxylique | incolore(-) | Coloration jaune(-) | rougit(+) | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| <p>Ecrire l'équation-bilan de l'estérification et donner ses caractéristiques</p> | <p>- Les alcools secondaires conduisent aux cétones quel que soit la quantité de l'oxydant selon l'équation-bilan de la réaction : lorsque l'oxydant est l'ion dichromate est la suivante</p> $\begin{aligned} &(\text{R-CH(OH)-R}' + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{R-CO-R}' + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-) \times 3 \\ &\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}_3\text{O}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 21\text{H}_2\text{O} \\ \hline &\text{R-CH(OH)-R}' + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 3\text{R-CO-R}' + 4\text{Cr}^{3+} + 15 \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$ <p>- Les alcools tertiaires ne subissent pas l'oxydation ménagée</p> <p>1.4 – Estérification des alcools</p> <p>a- Définition C'est l'action d'un acide carboxylique sur l'alcool conduisant à la formation d'un ester et de l'eau suivant l'équation : $\text{R-COOH} + \text{R}'\text{-OH} \rightleftharpoons \text{R-COO R}' + \text{H}_2\text{O}$</p> <p align="center">acide carboxylique alcool ester eau</p> <p>b- Caractéristiques Cette réaction est : - lente, - athermique, - réversible (ou limitée) par la réaction inverse qui est l'hydrolyse de l'ester. Les esters formés réagissent totalement sur les bases fortes (NaOH ou KOH) pour former des carboxylates de Na/K : c'est la saponification</p> | <p>Ecrire et explication la réaction d'estérification et citer ses caractéristiques</p> | <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>Citer deux techniques pour améliorer le rendement d'une réaction d'estérification</p> | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| <p></p> | <p></p> | <p>Expliquer que le catalyseur et/ou le chauffage ne permet pas de rendre la réaction totale,</p> | <p>-mettre l'un des réactifs en excès -éliminer l'un des produits au fur et à mesure de sa formation</p> | <p></p> | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

| | | | | |
|--|---|--|---|--|
| <p>Ecrire l'équation d'hydratation d'un alcène et celle de la fermentation alcoolique</p> <p>Déterminer le degré alcoolique d'une boisson donnée</p> | <p style="text-align: center;"> $\text{R} - \text{COO} - \text{R}' + (\text{Na}^+ + \text{HO}^-) \rightarrow (\text{R} - \text{COO}^- + \text{Na}^+) + \text{R}'\text{-OH}$ Ester base (savon) alcool </p> <p>1.5 – Préparation et utilisations des alcools</p> <p>a- Préparation par hydratation des alcènes Les alcools sont préparés au laboratoire par hydratation des alcènes en présence de l'acide sulfurique comme catalyseur selon l'équation : $\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$</p> <p>b- Préparation par fermentation alcoolique Les alcools sont préparés au laboratoire par fermentation des sucres fermentescibles en anaérobie selon les équations : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + 2 \text{CO}_2$</p> <p>c- Utilisations des alcools Les alcools sont utilisés comme : - solvants industriels et pharmaceutiques, - biocarburants. - les polyols sont utilisés comme antigel dans la fabrication des explosifs</p> <p><u>Solution</u> Le degré alcoolique du bilibili noté d° sera le volume d'alcool pur exprimé en millilitre contenu dans 100ml de cette boisson $C = \frac{n_{\text{éth}}}{v_{\text{bil}}}$ or $n = \frac{m_{\text{éth}}}{M_{\text{éth}}}$ et $m_{\text{éth}} = \rho V_{\text{éth}}$ avec $\rho_{\text{éth}}$ = masse volumique de l'éthanol. $v_{\text{bil}} = 100 \text{ ml}$ de bilibili et $V =$ volume d'éthanol pur contenu dans 100 ml de bilibili $C = \frac{m_{\text{éth}}}{v_{\text{bil}} \times M_{\text{éth}}} = \frac{\rho_{\text{éth}} \times V_{\text{éth}}}{v \times M_{\text{éth}}}$ or $\rho_{\text{éth}} = d \times \rho_e$, donc $C = \frac{V_{\text{éth}} \times d \times \rho_e}{v_{\text{bil}} \times M_{\text{éth}}}$ Sachant que $v_{\text{bil}} = 100 \text{ ml}$ On a : $C = \frac{V_{\text{éth}} \times d \times \rho_e}{100 \times M_{\text{éth}}}$ d'où $d^\circ = V_{\text{éth}} = \frac{100 \times M_{\text{éth}} \times C}{d \times \rho_e}$ AN : $d^\circ = V = \frac{100 \times 46,07 \times 2,05}{0,7893 \times 1000} = 11,965$ Donc $d^\circ = V \approx 12^\circ = 12\% \text{ d'alcool pur}$ Sachant que 1L = 100cL d'alcool pur pèse 800g, on a : $800 \times 12\% = 96 \text{ g d'alcool/L}$ Indice alcoolique : homme 0,7 ; femme 0,6 V_{al} : volume d'alcool consommé (mL) Calcul du taux d'alcool convenable T' : $T' = \frac{V_{\text{al}} \times d^\circ \times 0,8}{0,7 \times m_{\text{père}}} = \frac{140 \times 12\% \times 0,8}{0,7 \times 60} = 0,32 \text{ g/L}$ Donc $T' = 0,32 \text{ g/L} < 0,5 \text{ g/L}$ (en consommant 1 verre de 140mL/jour) son père ne sera pas alcoolique (santé non en danger)</p> | <p>mais d'accélérer sa vitesse</p> <p>Expliquer et écrire les équations-bilan de préparation des alcools et donner quelques rôles des alcools</p> <p>Rappeler la formule de la densité $d = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{m_c}{m_e}$</p> <p>Apprécier et corriger si possible les propositions de réponses des élèves</p> | <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>Le degré alcoolique d'une boisson alcoolisée est le volume d'éthanol pur présent dans 100 cm³ de la boisson considérée.</p> <p>Masse volumique de l'éthanol : 789 Kg/m³</p> <p><u>Solution</u> (voire cours)</p> | <p>Définir degré alcoolique d'une boisson alcoolisée</p> <p>Donner la masse volumique de l'éthanol</p> <p>A l'aide des connaissances acquises, aider toto à déterminer le degré alcoolique du bilibili</p> <p><u>TAF</u> 4, 7, 11 et 15 P₁₁</p> |
|--|---|--|---|--|

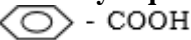

Leçon 2 : LES ACIDES CARBOXYLIQUES

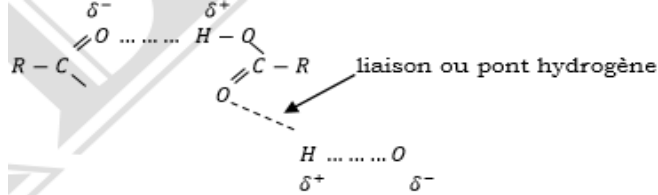
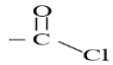
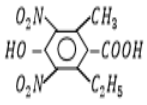
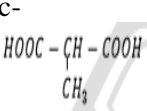
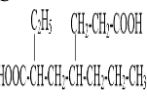
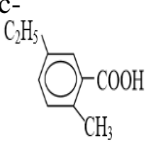
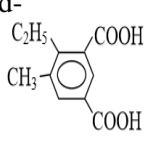
Situation problème :

L'acide myristique $C_{13}H_{27}COOH$ ($M = 228,4$ g/mol) est utilisé en cosmétique pour ses propriétés nettoyantes, lissantes et protectrices. Pour lutter contre la pauvreté, Nama envisage synthétiser au laboratoire un savon à base de 10g de myristine (triestre de l'acide myristique ($M = 723$ g/mol)) et du glycérol. Pour cette synthèse, il dispose de tout le matériel nécessaire et des réactifs suivants : acide myristique, soude ($C_B = 10$ mol/L, $M = 39,99$ g/mol, $V_B = 10$ mL), éthanol ($M = 46,07$ g/mol ; $V_{éth} = 100$ mL), glycérol ($M = 92,09$ g/mol). Proposer lui une méthode expérimentale de synthèse du savon à 90% pur et de calcul de l'indice de saponification $m' = m_{NaOH}$ de la myristine.

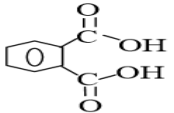
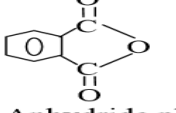
Compétences :

- **Connaitre la réactivité des acides carboxyliques**
- **Réaliser une réaction de saponification**

| Compétences de base | Contenu | Activités | | Evaluation |
|--|---|--|--|--|
| | | Enseignement/Apprentissage | | |
| | | Professeur | Elève | |
| <p>Ecrire les formules semi-développées des monoacides saturés et insaturés ainsi que les polyacides et les nommer</p> | <p>2.1 – Les acides carboxyliques : $C_nH_{2n}O_2$ 2.1.1 – Définition et formule générale Un acide carboxylique est un composé organique comportant le groupe carboxyle -COOH. Formule générale : $R - COOH$ avec R radical alkyle à chaîne carbonée insaturée, saturée ($C_nH_{2n}O_2$) ou un cycle... 2.1.2 – Structure du groupe carboxyle Le groupe carboxyle est plan et le carbone fonctionnel est trigonal. $d_{(C=O)} = 121$ pm, $d_{(C-O)} = 134$ pm, $d_{(O-H)} = 97$ pm. 2.1.3 – Nomenclature des acides carboxyliques et leurs dérivés - Pour les acides carboxyliques non cycliques, le nom est obtenu suivant la règle ci-après : Nom acide = acide préfixe + an + oïque Ex : $HCOOH$: acide méth + an + oïque = acide méthanoïque $CH_3 - COOH$ Acide éthanoïque = acide éth + an + oïque $CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - COOH$ Acide 3 – méthylbutanoïque ou acide - Pour les acides carboxyliques dont le groupe carboxyle est porté par un cycle, on applique la règle suivante : Nom ac cyclique = acide préfixe + nom composé cyclique + carboxylique  - COOH acide benzène + carboxylique = acide benzène carboxylique ou acide benzoïque - Pour les composés possédant plusieurs fonctions acides ou polyacides, on ajoute devant le mot -oïque le mot grec indiquant le nombre de groupes -COOH : Exemple : $HOOC - COOH$: Acide éthané<i>di</i>oïque</p> | <p>Ecrire et expliquer la structure du groupe fonctionnel des acides carboxyliques</p> <p>Expliquer et nommer les acides carboxyliques</p> <p>Expliquer que la</p> | <p>Groupe fonctionnel : groupe d'atomes conférant une propriété particulière à une molécule</p> <p>Le carbone fonctionnel du groupe carboxyle est trigonal</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>Définir : groupe fonctionnel</p> <p>Donner la valence du carbone fonctionnel du groupe carboxyle</p> <p>Nommer les composés</p> <p>a- </p> <p>b-</p> |

| | | | | |
|--|--|--|---|---|
| <p>Expliquer les propriétés physiques des acides carboxyliques par l'existence des liaisons hydrogènes</p> | <p>2.2 – Propriétés physiques 2.2.1 – Température de changement d'état Les monoacides de moins de 9 atomes de carbone sont liquides, et solides au-delà. Leurs températures d'ébullition et de fusion sont plus élevées que celles des alcanes de même structure. A l'état liquide, les molécules d'acides carboxyliques sont associées par deux du fait de la formation des ponts Hydrogène: On obtient ainsi des dimères.</p>  <p>2.2.2 – Solubilité dans l'eau La solubilité des monoacides dans l'eau diminue avec le nombre d'atomes de carbone (leur poids moléculaire).</p> <p>2.3 – Propriétés chimiques Elles sont responsables de la réactivité des acides carboxyliques et conduisent à la formation de leurs dérivés</p> <p>2.3.1 – Propriétés acides - A 25°C, les solutions aqueuses d'acide carboxylique ont un pH inférieur à 7, elles rougissent le papier pH. Les acides carboxyliques sont des acides faibles car se dissocient partiellement en solution aqueuse suivant l'équation-bilan :</p> $\text{R} - \text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{R} - \text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ <p>La force d'un acide carboxylique augmente avec son halogénéation. $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH} < \text{CHCl}_2-\text{COOH}$; $\text{CH}_3-\text{CHBr}-\text{COOH} > \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2-\text{COOH}$</p> <p>- la décarboxylation Elle consiste en l'élimination, d'une molécule de CO_2 d'une molécule d'acide carboxylique par rupture de la liaison C-C liant le groupe fonctionnel acide carboxylique au reste du squelette carboné suivant l'équation-bilan : $\text{R} - \text{COOH} \rightarrow \text{R} - \text{H} + \text{CO}_2$</p> <p>- la réaction avec les bases fortes (alcane) Les solutions d'acide carboxyliques sont dosées par celles de base fortes telle l'hydroxyde de sodium suivant l'équation-bilan : $\text{R} - \text{COOH} + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow \text{R} - \text{COO}^- \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$ Exemple : $\text{CH}_3 - \text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COO}^- \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>2.3.2 – Formation des chlorures d'acyle Le groupe fonctionnel chlorure d'acyle est :</p>  | <p>Liaison hydrogène est une Interaction de type dipôle-dipôle existant entre atomes d'hydrogène et atomes d'oxygène de deux molécules différentes</p> <p>Ecrire et expliquer les équations des réactions de l'eau sur un acide, la réaction de décarboxylation d'un acide ainsi que celles de réactions des acides avec des bases fortes Expliquer que la position de l'halogène a une influence</p> | <p>a-acide benzène - 1,4-dicarboxylique b- Acide 2-éthyl-4-hydroxy - 6-méthyl-3,5-dinitrobenzène carboxylique c- Acide 2-méthylpropanedioïque</p> <p>Suit les explications</p> <p>a- acide propanoïque b- Acide 2-éthyl-4-propylheptanedioïque c- Acide 5-éthyl-2-méthylbenzène carboxylique d- Acide 4-éthyl-5-méthylbenzène-1,3-dicarboxylique</p> |  <p>c-</p>  <p>Nommer les composés de formules semi-développées suivantes :</p> <p>a- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$</p> <p>b-</p>  <p>c-</p>  <p>d-</p>  |
|--|--|--|---|---|

Ecrire les équations-bilans de l'action de l'eau sur un acide carboxylique

| | | | | |
|--|---|---|---|--|
| <p>Ecrire les équations-bilans des réactions de formation des chlorures d'acyles</p> | <p>Ils sont obtenus par réaction d'un acide carboxylique avec un agent chlorurant tel que le pentachlorure de phosphore (PCl₅) ou le chlorure de thionyle (SOCl₂) selon les équations-bilans des réactions suivantes :</p> $R - COOH + PCl_5 \rightarrow R - COCl + POCl_3 + HCl$ $R - COOH + SOCl_2 \rightarrow R - COCl + SO_2 + HCl$ <p>Nom chlorure d'acyle = chlorure de préfixe + an + oyle Exemples: HCOCl: Chlorure de méthanoyle = chlorure de méth + an + oyle Les chlorures d'acyle sont plus réactifs que les acides carboxyliques. Leur réaction avec l'eau (ou hydrolyse) ou avec l'alcool (estérification) est rapide, totale et exothermique. Les équations sont :</p> <p>- Hydrolyse : $R - COCl + H_2O \longrightarrow R - COOH + HCl$ - Estérification : $R_1 - COCl + R_2 - OH \longrightarrow R_1 - COO - R_2 + HCl$</p> | <p>sur la force de l'acide carboxylique</p> <p>Ecrire et expliquer les équations-bilans des réactions de formation des chlorures d'acyles réaction</p> | <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>Nommer les composés de FSD :</p> <p>1- $CH_3 - \underset{CH_3}{\underset{ }{CH}} - \underset{C_2H_5}{\underset{ }{CH}} - COCl$</p> <p>2- $CH_3 - \underset{C_2H_5}{\underset{ }{CH}} - CH_2 - COCl$</p> |
| <p>Ecrire les équations-bilans des réactions de formation d'anhydrides d'acides</p> | <p>2.3.3 – Formation d'anhydrides d'acide : C_nH_{2n-2}O₃</p> <p>Le groupe caractéristique anhydride d'acide est :</p> $- \overset{O}{\parallel} C - O - \overset{O}{\parallel} C -$ <p>Ils sont obtenus par déshydratation intermoléculaire à haute température en présence d'un agent déshydratant (P₄O₁₀ : decaoxyde de tétraphosphore) entre deux molécules d'acides.</p> $R - COOH + R - COOH \xrightarrow{P_4O_{10}} R - CO - O - CO - R + H_2O$ <div style="display: flex; justify-content: center; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>Acide orthophtalique</p> </div> <div style="margin: 0 20px;">→</div> <div style="text-align: center;">  <p>Anhydride phthalique</p> </div> </div> <p>Nom anhydride d'acide = anhydride + nom acide NB : dans le cas d'un anhydride dissymétrique, suivre l'ordre alphabétique des acides car. Exemples : CH₃-CH(CH₃)-CO-O-CO-CH(CH₃)-CH₃ : anhydride 2-méthylpropanoïque CH₃-OC-O-CO-CH₂-CH₃ : anhydride éthanoïque et propanoïque Les anhydrides d'acide sont plus réactifs que les acides carboxyliques mais moins réactifs que les chlorures d'acyle. Leur hydratation conduit à l'acide de départ selon l'équation: (CH₃-CO)₂O + H₂O → 2 CH₃-COOH Leur réaction avec un alcool (estérification indirecte) donne un ester et un acide carboxylique et la réaction est rapide et totale.</p> | <p>Ecrire et expliquer les équations-bilans des réactions de formation des anhydrides d'acides</p> <p>Apprécier les propositions de réponses des élèves</p> | <p>1- Chlorure de 2-éthyl-3-méthylbutanoyl 2- chlorure de 3-méthylpentanoyl</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> $C_6H_5-COOH + CH_3-OH \rightleftharpoons C_6H_5-CO-CH_3 + H_2O$ | <p>Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide benzoïque sur le méthanol</p> <p>Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide éthanoïque avec le penta</p> |

| | | | | |
|---|---|--|---|---|
| <p>Ecrire les équations-bilans des réactions de formation des polymères</p> | <p>2.3.6 – Réactions de polycondensation Elles permettent de synthétiser les polyamides qui sont des polymères dans lesquels le groupe amide est répété plusieurs centaines de fois tout au long de la chaîne. <u>Exemple</u> : Le nylon 6-6 (polymère thermoplastique) est obtenu par réaction de polycondensation entre l'acide hexanedioïque et l'hexane-1,6-diamine suivant la réaction :</p> $(n+1)\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH} + (n+1)\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_6-\text{NH}_2$ $\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_4-\text{CO}-\text{HN}-(\text{CH}_2)_6-\text{NH}-\text{OC}-(\text{CH}_2)_4-\text{CO}-\text{HN}-(\text{CH}_2)_6-\text{NH}_2 + (2n+1)\text{H}_2\text{O}$ <p>Pour accélérer cette réaction est lente, on utilise le dichlorure d'hexanedioyle plus réactif.</p> $(n+1)\text{ClOC}-(\text{CH}_2)_4-\text{COCl} + (n+1)\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_6-\text{NH}_2$ $\text{ClOC}-(\text{CH}_2)_4-\text{CO}-\text{HN}-(\text{CH}_2)_6-\text{NH}-\text{OC}-(\text{CH}_2)_4-\text{CO}-\text{HN}-(\text{CH}_2)_6-\text{NH}_2 + (2n+1)\text{HCl}$ | <p>l'eau (hydrolyse). Ecrire l'équation de la formation du nylon 6,6 et du tergal</p> | <p>3-$\text{C}_6\text{H}_5\text{-CO-N}(\text{CH}_3)\text{-C}_2\text{H}_5$ Suit les explications et prend les notes</p> | <p>Au cours de la synthèse du savon, quel rôle joue :</p> |
| <p>Ecrire l'équation-bilan de saponification et donner ses caractéristiques</p> | <p>2.4 – La saponification a- Définition La saponification est l'hydrolyse basique (NaOH, KOH) des triesters La réaction de saponification est : - totale, - lente, - légèrement exothermique Les corps gras ou triglycérides sont des triesters d'acide gras et du glycérol. L'action d'une base forte sur un triglycéride permet de fabriquer du savon industriellement. L'équation-bilan de la réaction s'écrit :</p> $\begin{array}{c} \text{R-COO} - \text{CH}_2 \\ \\ \text{R-COO} - \text{CH} \\ \\ \text{R-COO} - \text{CH}_2 \\ \text{triglycéride} \end{array} + 3(\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow 3(\text{RCOO}^- + \text{Na}^+) + \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-OH} \\ \\ \text{CH-OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{-OH} \\ \text{Glycérol} \end{array}$ <p style="text-align: center;">soude Carboxylate de sodium</p> <p>b- Préparation du savon au laboratoire Elle se déroule en 4 étapes :</p> <ul style="list-style-type: none"> - l'empâtage qui consiste à mélanger les différents ingrédients (corps gras + soude + éthanol + eau). L'éthanol est un liant qui permet d'homogénéiser le mélange - la cuisson qui consiste à porter le mélange réactionnel à ébullition pendant 30 min dans un bain-marie à une température $T \approx 90^\circ\text{C}$ (Le chauffage permet de gagner en temps). - le relargage qui consiste à faire précipiter le savon dans une solution saturée d'eau salée (le savon y est peu soluble). - le lavage qui consiste à reverser le savon filtré dans une solution d'eau salée pour le débarrasser des traces de soude (reprendre l'opération plusieurs fois). | <p>Ecrire et expliquer l'équation-bilan de la réaction de saponification Décrire la synthèse du savon à partir du glycérol et d'un acide gras (oléine : $\text{C}_{57}\text{H}_{104}\text{O}_6$)</p> | <p>Recopie les équations a- L'acide sulfurique joue le rôle de catalyseur b- la pierre ponce permet de réguler l'ébullition c- le chauffage à reflux permet de condenser les vapeurs formés afin d'éviter les pertes de produits et réactifs suit la description et prend les notes</p> | <p>a- l'acide sulfurique b- la pierre ponce d- le chauffage à reflux Proposer à Nama un protocole expérimental détaillé pour calculer l'indice de saponification de la</p> |

COURS DE CHIMIE TLES C-D SELON L'APC 2021 / 2022

| | | | | |
|--|---|--|---|--|
| <p>Déterminer l'indice de saponification d'un triglycéride en mettant en exergue les différentes étapes impliquées</p> | <p><u>Solution</u> Protocole expérimental de préparation du savon au laboratoire - Il doit commencer par la synthèse de la myristine à partir de l'acide myristique et du glycérol selon l'équation-bilan :</p> $3\text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{-COOH} + \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-OH} \\ \\ \text{CH-OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} \rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{-COO-CH}_2 \\ \\ \text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{-COO-CH} \\ \\ \text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{-COO-CH}_2 \end{array} + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>Procéder ensuite à :</p> <p>- L'empâtage : Il introduit dans un ballon : 10g de myristine, 100ml d'éthanol et 10ml de la solution de soude. La réaction de saponification qui a lieu dans le mélange s'écrit :</p> $\begin{array}{c} \text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{-COO-CH}_2 \\ \\ \text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{-COO-CH} \\ \\ \text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{-COO-CH}_2 \\ \text{myristine} \\ n_1 \end{array} + 3(\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow 3(\text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{-COO}^- + \text{Na}^+) + \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-OH} \\ \\ \text{CH-OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{-OH} \\ \text{Glycérol} \\ n_2 \end{array}$ <p style="text-align: center;">soude Myristate de sodium</p> <p>- La cuisson : il porte le mélange réactionnel à ébullition pendant 30 min dans un bain-marie à une température $T \approx 90^\circ\text{C}$ pour gagner en temps. - le relargage : après refroidissement, il ajoute le contenu du ballon dans 250 mL d'une solution saturée en NaCl pour précipiter le myristate de sodium (savon) formé. - Le lavage : il doit reverser le savon filtré dans une solution d'eau salée pour le débarrasser des traces de soude. Pour finir, il essore le savon solide obtenu et le pèse pour procéder aux calculs - Calcule de la masse $m_2 = m_{\text{savon}}$ du savon obtenu, il recherche d'abord le réactif limitant $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{10}{722} = 1,39 \times 10^{-2} \text{ mol} \text{ et } \frac{n_{\text{SOUDE}}}{3} = \frac{5 \times 0,01}{3} = 3,33 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $n_1 < n_{\text{SOUDE}} \text{ donc la myristine est le réactif limitant. } M_{\text{savon}} = 250 \text{ g/mol ; } \eta = 90\% = 0,9$ Il applique la relation du rendement : $\eta n_1 = \frac{n_2}{3} \leftrightarrow \frac{\eta m_1}{M_1} = \frac{m_2}{3M_2} \leftrightarrow m_2 = \frac{3\eta m_1 M_2}{M_1}$ $\text{AN : } m_2 = \frac{3 \times 0,9 \times 10 \times 250}{723} = 9,33 \text{ Donc } m_2 = m_{\text{savon}} = 9,33\text{g}$ - Calcul de l'indice de saponification $m' = m_{\text{NaOH}}$ nécessaire pour saponifier 1g de savon myristine ($m'' = 1\text{g} = 1000 \text{ mg}$)</p> | <p>Expliquer que l'indice de saponification est la masse d'hydroxyde de sodium, en milligramme s, nécessaire pour saponifier 1 g de corps gras</p> | <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p><u>Solution</u> (cf cours) Résout le problème de la situation problème sous la supervision de l'enseignant</p> | <p>myristine On donne les masses molaires en g/mol : myristine : 722, savon : 218</p> |
|--|---|--|---|--|

Coordonner la séance des activités de détermination de l'indice de

| | | |
|--|---------------------------------------|---|
| <p>- Il applique la relation des quantités de matières lorsque les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques (KOH remplace NaOH si la base utilisée est KOH)</p> $n_{myr} = \frac{n_{NaOH}}{3} \longleftrightarrow \frac{m''}{M_{myr}} = \frac{m_{NaOH}}{3} \longrightarrow m_{NaOH} = \frac{3 \times M_{NaOH} \times m''}{M_{myr}}$ <p>AN : $m_{NaOH} = \frac{3 \times 39,997 \times 1}{723} = 0,1659$ donc $m' = m_{NaOH} = 0,1659 \text{ g} = 165,9 \text{ mg}$</p> <p>Donc pour saponifier 1kg de myristine, Nama doit utiliser 165,9 g de soude</p> | <p>saponification de la myristine</p> | <p><u>TAF</u> : 5, 8, 11 et 15 pages du livre</p> |
|--|---------------------------------------|---|

Unité 3 :

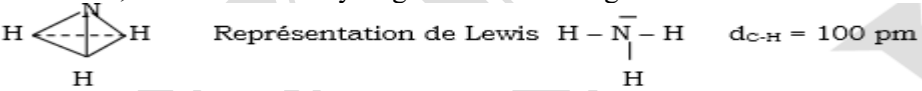
LES AMINES

Situation problème :

Les alkylamines utilisés dans l'industrie pharmaceutique (médicaments, colorants...), comportent dans leur structure un **atome d'azote qui aime les noyaux**. L'élève Tchopthcop se demande comment l'azote peut aimer les noyaux ? En vous servant de la réaction d'Hoffmann (équations avec mécanismes), expliquer lui la formation de l'ion tétraméthylammonium à partir de l'iodure de méthyle et de l'ammoniac.

Compétence :

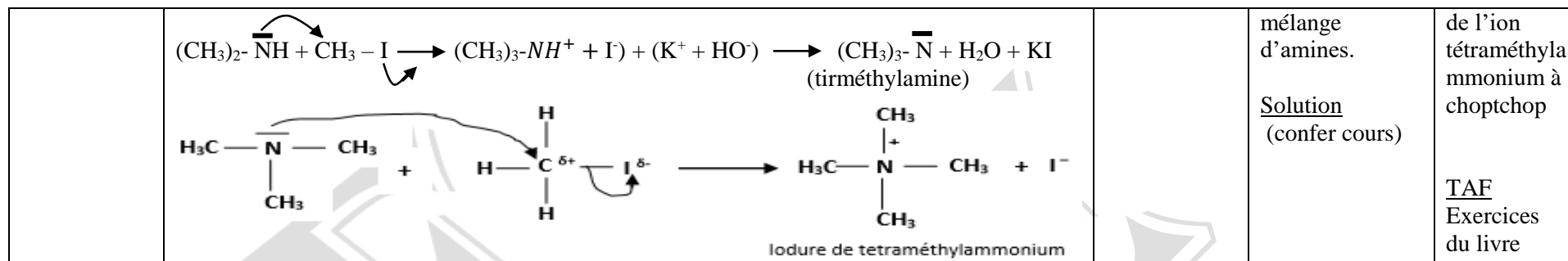
- Réaliser une réaction d'Hoffmann

| (Compétence de base) | Contenu | Activités | | Evaluation | | | | | | | | | | | |
|---|--|--|--|---|------------------|------------------|------------------------|----------|------------|-------------------------|------------------|----------------------------------|--------------|----------------|------|
| | | Enseignement/Apprentissage | | | | | | | | | | | | | |
| | | Professeur | Elève | | | | | | | | | | | | |
| Ecrire les formules semi-développées, et identifier les trois | <p>3.1 – Structure de la molécule d'ammoniac et passage aux amines</p> <p>La molécule d'ammoniac a la forme d'une pyramide à base triangulaire dont l'atome d'azote occupe le sommet, et les atomes d'Hydrogène la base triangulaire. Structure :</p> <div style="text-align: center;">  <p>Représentation de Lewis $\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \text{H}$ $d_{\text{C-H}} = 100 \text{ pm}$</p> </div> | Schématiser la structure de la molécule d'ammoniac | L'indice de saponification permet l'utilisation d'une matière grasse | A quoi sert l'indice de saponification d'une matière grasse ? | | | | | | | | | | | |
| | <p>3.2 – Définition et formule générale</p> <p>Une amine est un composé chimique dérivant de l'ammoniac par remplacement de un, deux ou trois atomes d'hydrogène par un groupe alkyle ou aryle. Les amines aliphatiques ont pour formule générale : $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$. Les amines ont une structure pyramidale</p> <p>3.3 – Les classes d'amines</p> <p>Il existe trois classes d'amine :</p> <table border="1" data-bbox="369 1276 1456 1380"> <thead> <tr> <th>Classes d'amines</th> <th>Formule générale</th> <th>Groupe caractéristique</th> <th>Exemples</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>A primaire</td> <td>R-NH₂</td> <td>-NH₂</td> <td>CH₃-NH₂</td> </tr> <tr> <td>A secondaire</td> <td>R-NH-R'</td> <td>-NH-</td> <td>C₂H₅-NH-CH₃</td> </tr> </tbody> </table> | | | | Classes d'amines | Formule générale | Groupe caractéristique | Exemples | A primaire | R-NH₂ | -NH ₂ | CH ₃ -NH ₂ | A secondaire | R-NH-R' | -NH- |
| Classes d'amines | Formule générale | Groupe caractéristique | Exemples | | | | | | | | | | | | |
| A primaire | R-NH₂ | -NH ₂ | CH ₃ -NH ₂ | | | | | | | | | | | | |
| A secondaire | R-NH-R' | -NH- | C ₂ H ₅ -NH-CH ₃ | | | | | | | | | | | | |

COURS DE CHIMIE TLES C-D SELON L'APC 2021 / 2022

| classes d'amine | A tertiaire | R-NR'R'' | -N- | (C ₂ H ₅) ₃ N | | | |
|---|--|----------|-----|---|--|---|---|
| Nommer les amines de toutes les classes | <p>Les radicaux R, R' et R'' peuvent être identiques ou non, saturés. Si l'un deux est un groupe aryle, l'amine est dite aromatique</p> <p>3.4 – Nomenclature - Les amines primaires Nom amine primaire = préfixe + an + amine. Nom amine primaire = nom groupe alkyle + amine <u>Exemple</u> : CH₃-NH₂ : méth + an + amine = méthanamine ou méthylamine CH₃-CH₂-C(CH₃)₂-CH₂-NH₂ : 2,2-diméthylbutanamine ou 2,2-diméthylbutylamine</p> <p>- Les amines secondaires. Nom amine secondaire = N –groupe alkyle + préfixe + an + amine <u>Exemples</u> : CH₃-CH₂-NHCH₃ : N-méthyl + éth + an + amine = N-méthyléthanamine ou N-méthyléthylamine</p> <p>- Les amines tertiaires Nom amine tertiaire = N,N- di-groupes alkyles + préfixe + an + amine (si les groupes carbonés liés à l'atome d'azote sont tous identiques) <u>Exemples</u> : CH₃-CH₂-N(CH₃)₂ : N,N-diméthyl + éth + an + amine = N,N-diméthyléthanamine ou N,N-diméthyléthylamine</p> <p>Nom amine secondaire = N- groupe alkyle, N –groupe alkyle + préfixe + an + amine (si les groupes carbonés sont différents, le groupe ayant le plus d'atomes de Carbone est la chaîne principale, et les autres sont des substituants nommés dans l'ordre alphabétique). <u>Exemples</u> : CH₃-CH₂-CH₂-N(CH₃)-CH₂-CH₃ : N-éthyl, N-méthylpropanamine ou N-éthyl, N-méthylpropylamine NB : si l'un des groupes carbonés liés à l'atome d'azote est un groupe aryle, l'amine est dite aromatique. C₆H₅-NHCH₃ : N-méthylbenzenamine</p> <p>3.5 – Propriétés physiques 3.5.1 – Etat physique - A 25°C, les amines saturées de faibles masses molaires sont gazeuses et les autres sont liquides ou solides. - Les températures d'ébullition et de fusion des amines primaires et secondaires sont supérieures à celles des alcanes de même masse molaire, car les liaisons hydrogène peuvent s'établir entre les molécules d'amine (doublet de l'azote avec l'hydrogène voisin).</p> | | | | <p>Expliquer que le carbone fonctionnel doit porter le plus petit indice et que toutes les règles de nomenclature vues en 1^{ères} restent valables</p> <p>Ecrire et expliquer les liaisons hydrogène établies entre les molécules d'eau et l'atome d'azote des molécules d'amines</p> | <p>- structure tétraédrique</p> <p>C_nH_{2n+3}N</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>a- N-éthylpropan-2-amine b- N,N-diéthyl-2-phényléthylamine e c- Pentane-1,2,5-triamine</p> | <p>et donner sa structure</p> <p>Ecrire la formule générale des amines aliphatiques en fonction de n</p> <p>Nommer les composés :</p> <p>a- $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$</p> <p>b- C₆H₅-CH₂-CH₂-N-(C₂H₅)₂</p> <p>c- H₂N-CH₂-CH₂-CH(NH₂)-CH₂-NH₂</p> |

| | | | | |
|--|--|--|---|--|
| <p>Expliquer les propriétés physiques des amines par l'existence des liaisons hydrogène</p> <p>Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'eau sur l'amine</p> <p>Mettre en évidence le caractère nucléophile des amines</p> | <p>- Les amines ont une odeur forte comme celle de l'ammoniac</p> <p>3.5.2 – Solubilité dans l'eau Les amines sont solubles dans l'eau en toute proportion grâce aux liaisons hydrogène qui s'établissent entre les molécules d'eau et l'atome d'azote des amines. Cette solubilité diminue avec l'augmentation du squelette carboné. Elles sont solubles dans les solvants organiques tels le benzène.</p> <p>3.6 – Propriétés chimiques 3.6.1 – Caractère basique Les amines sont des espèces capables de capter un proton, du fait du doublet libre de l'azote: Ce sont donc des bases au sens de Bronsted. Les amines réagissent avec l'eau pour former l'ion ammonium substitué porteur de charge positive selon l'équation : $R - NH_2 + H_2O \rightleftharpoons R - ^+NH_3 + HO^-$</p> <p>Le nom de l'ion ammonium s'obtient en accolant le mot ammonium au préfixe indiquant le nom des groupes substituants dans l'ordre alphabétique L'augmentation des groupements alkyles moins encombrants sur l'atome d'azote accroît la basicité de l'amine. Par contre, l'augmentation de groupes aryles sur l'atome d'azote diminue la basicité des amines.</p> <p>3.6.2 – Caractères nucléophile des amines et électrophile des halogénures d'alcane Ils sont dus au doublet d'électrons non liants porté par l'atome d'azote - Action sur les dérivés halogénés : caractère nucléophile des amines Les dérivés halogénés ont une liaison C – X (Cl, Br, I, F) polarisée dans laquelle le carbone, pauvre en électrons et chargé positivement, constitue un centre électrophile (site pauvre en électrons). L'azote des amines, du fait de son doublet libre, est riche en électrons et constitue un centre nucléophile. Les amines réagissent avec les halogénures d'alcane par réaction de substitution nucléophile. Lors de la réaction d'une amine et d'un dérivé halogéné, le Carbone de la liaison C – X de l'halogène attire l'azote de l'amine, et le doublet libre de l'azote permet la formation de la liaison N – C pour donner un halogénure d'alkylammonium. La liaison C-N ainsi établie est une liaison covalente dative car les deux électrons sont apportés par un seul atome (N) selon le mécanisme réactionnel ci-dessous :</p> | <p>pour justifier leur grande solubilité dans l'eau</p> <p>Schématiser le mécanisme réactionnel mettant en évidence le caractère nucléophile d'une amine</p> <p>Apprécier les propositions de réponses</p> | <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>$(C_2H_5)_3N + H_2O \rightleftharpoons (C_2H_5)_3NH^+ + HO^-$ Ion triéthylammonium</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>Les amines sont des bases de Bronsted parce qu'elles possèdent un atome d'azote ayant un doublet d'électrons non liant capable de</p> | <p>Ecrire l'équation-bilan de solubilisation de la triéthylamine dans l'eau et nommer le produit obtenu</p> <p>Pourquoi les amines sont considérées comme des bases au sens de Bronsted ?</p> <p>Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre la</p> |
|--|--|--|---|--|



Unité 4 : **LES ACIDES α - AMINES**

Situation problème :

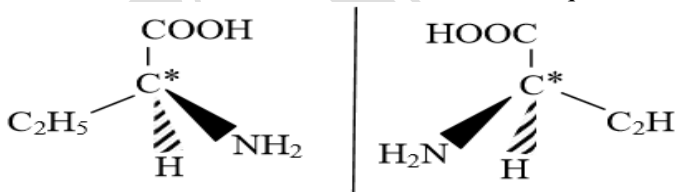
La kératine, protéine responsable de l'élasticité de la peau, renferme dans sa structure un dipeptide Ala – Gly très essentiel à son activité biologique. Pour atténuer le vieillissement précoce de la peau,

Ali décide synthétiser au laboratoire le dipeptide Ala - Gly comme supplément alimentaire. Pour cette tâche, il dispose de : alanine, glycine, chlorure de méthanoyle, méthanol, chlorure de thionyle et tout le matériel de laboratoire nécessaire. Aider le à faire une synthèse sélective du dipeptide Ala – Gly

Compétence

Réaliser une réaction de condensation de deux acides α - aminés

| Compétences de base | Contenu | Activités | | Evaluation |
|--|--|--|---|--|
| | | Enseignement/Apprentissage | | |
| | | Professeur | Elève | |
| Ecrire la formule générale d'un aminoacide | <p>4.1 – Définition et formule générale</p> <p>a- Définition Les acides α - aminés sont des composés organiques possédant à la fois une fonction amine -NH₂ et une fonction acide carboxylique -COOH toutes deux portées par le même atome de carbone</p> <p>b- formule générale La formule générale des acides α-aminés aliphatiques est : C_nH_{2n+1}NO₂ ou</p> <p style="text-align: center;">R-CH(NH₂)-COOH Où R : groupe alkyle saturé ou non, aryle ...</p> <p>La décarboxylation d'un acide α-aminés conduit à une amine primaire selon l'équation-bilan : R-CH(NH₂)-COOH → R-CH₂-NH₂ + CO₂</p> | Définir, écrire et expliquer la formule générale d'un aminoacide | -NH ₃ : structure pyramidale -NH ₄ ⁺ : structure tétraédrique Suit les explications et prend les notes | Donner les structures de l'ammoniac et de l'ion ammonium |

| | | | | |
|--|---|---|--|--|
| <p>Nommer systématiquement un acide α - aminé</p> <p>Identifier un carbone asymétrique dans une molécule d'acide α - aminés</p> <p>Représenter les énantiomères d'une molécule d'acide aminé</p> | <p>4.2 – Nomenclature On peut désigner les acides α-aminés par leurs noms systématiques, ou par leurs noms usuels. - En nomenclature systématique, on applique la règle ci-après : Nom acide α aminé = acide 2-amino préfixe + an + oïque <u>Exemples</u> : $H_2N - CH - COOH$: Acide 2 - aminoéthanoïque ou Glycine (Gly) $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH(NH_2)-COOH$: acide 2-amino-4-méthylpentanoïque ou valine</p> <p>4.3 – Carbone asymétrique, Chiralité et activité optique d'une substance a- Carbone asymétrique C'est un atome de carbone tétragonal lié à quatre atomes ou groupe d'atomes tous différents. Toutes les molécules d'acides α-aminés sont chirales exceptée la glycine b- Chiralité d'un aminoacide La chiralité est la propriété d'un objet ou d'une molécule de ne pas être superposable à son image dans un miroir plan. La chiralité d'une molécule est due à la présence d'un atome de carbone asymétrique noté : C* <u>Exemple</u> :</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \overset{*}{\text{C}} - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$ <p>- Les stéréo-isomères sont les formes spatiales différentes d'une même molécule. - Les énantiomères sont des isomères de configuration non superposables image l'une de l'autre dans un miroir plan. Représentons des deux énantiomères de l'acide 2-aminobutanoïque</p>  <p>c- Activité optique d'une substance C'est la propriété d'une substance chirale de faire tourner d'un angle α le plan de polarisation de la lumière polarisée qui la traverse. Un mélange racémique ou racémate est un mélange en proportions égales des énantiomères lévogyre et dextrogyre d'un composé chiral. Il est optiquement inactif</p> | <p>Expliquer les acides α-aminés sont nommés comme les dérivés substitués des acides carboxyliques</p> <p>Apprécier et corriger les propositions de réponses des élèves</p> | <p>Un acide α-aminé est un acide carboxylique dans lequel le groupe amino est porté par l'atome de carbone en α du groupe carboxyle</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>a- acide 2-amino - 4-méthyl hexanoïque b- acide 2-amino -3- hydroxy butanoïque</p> <p>1- $CH_3 - \underset{OH}{\text{CH}} - \underset{NH_2}{\text{CH}} - COOH$ 2- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \text{ NH}_2 \\ \quad \\ \text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$</p> | <p>Définir autrement: acide α - aminé</p> <p>Nommer les composés suivants :</p> <p>a- $CH_3 - \underset{C_2H_5}{\text{CH}} - \underset{NH_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$ b- $CH_3 - \underset{NH_2}{\text{CHOH}} - \text{CH} - \text{COOH}$</p> <p>Ecrire les FSD des composés suivants :</p> <p>1- Acide 2-amino-3-hydroxy butanoïque (Thréonine) 2- acide 2-amino-3,3-diméthylbutanoïque</p> |
|--|---|---|--|--|

| | | | | |
|--|--|--|---|---|
| <p>Faire la représentation de Fischer d'une molécule d'acide α-aminé</p> | <p>4.4 – Représentation de Fischer Règle: - la chaîne carbonée la plus longue est disposée verticalement. - le groupe $-\text{COOH}$ est situé en haut et le radical R en bas tous deux orientés vers l'arrière du plan (triangle en interrompu). - le groupe $-\text{NH}_2$ et le H orientés vers l'avant du plan (triangle plein) La représentation de Fischer des deux énantiomères est alors la suivante :</p> | <p>Enoncer les règles qui régissent la représentation de Fischer et illustrer par un exemple</p> | <p>3- </p> | <p>3- acide 2-amino-3-phényl propanoïque</p> |
| <p>Ecrire les équations-bilans mettant en évidence le caractère acide et le caractère basique de l'amphion</p> | <p>4.5 – Propriétés chimiques 4.5.1 – Propriétés acido-basiques Le zwitterion ou amphion est un ion dipolaire électriquement neutre obtenu par transfert intramoléculaire d'un proton H^+ du groupe carboxyle vers le groupe amine.</p> <p>amphion ou zwitterion.</p> <p>A l'état pur, les acides α-aminés existent sous forme d'amphion. Le zwitterion est un ampholyte ou amphotère car se comporte tantôt comme un acide tantôt comme une base.</p> <p>a- Caractère acide du zwitterion En milieu basique l'ion $-\text{H}_3\text{N}^+$ de l'amphion peut céder un proton selon l'équilibre</p> <p>anion</p> <p>b- caractère basique du zwitterion En milieu acide, l'ion carboxylate $-\text{COO}^-$ du zwitterion peut capter un proton selon l'équilibre</p> | <p>Ecrire et expliquer les équations-bilans mettant en évidence l'équilibre entre la forme moléculaire et la forme ionique d'un aminoacide</p> | <p>Suit et prend les notes</p> | <p>Donner la représentation de l'acide 2-amino propénoïque</p> |
| | | <p>Ecrire les équations-bilans et expliquer que du point de vue acido-basique,</p> | <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>Ecrire l'équation-bilan de la décarboxylation de l'acide 2-amino botanique et nommer le produit obtenu</p> |

| | | | | |
|--|--|---|---|--|
| <p>Décrire à l'aide des équations-bilans appropriées les différentes étapes de synthèse d'un dipeptide</p> | <p>Solution : Pour synthétiser sélectivement le dipeptide Ala – Gly, nous proposons à Ali la démarche suivante :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Bloquer la fonction –NH₂ de l'alanine en la transformant en amide à l'aide du chlorure de méthanoyle $R-C(=O)Cl + H-NH-CH(CH_3)-COOH \longrightarrow R-C(=O)-NH-CH(CH_3)-COOH$ <p style="text-align: right;">Bloqué</p> <ul style="list-style-type: none"> - Bloquer la fonction –COOH de la Glycine en la transformant en ester à l'aide du méthanol. $R'-OH + HOOC-CH_2-NH_2 \longrightarrow R'-OOC-CH_2-NH_2 + H_2O$ <ul style="list-style-type: none"> - Activer la fonction acide –COOH de l'Alanine en la transformant en chlorure d'acyle grâce au Chlorure de thionyle $R-C(=O)-NH-CH(CH_3)-COOH + SOCl_2 \longrightarrow R-C(=O)-NH-CH(CH_3)-COCl + SO_2 + HCl$ <p style="text-align: right;">Activé</p> <ul style="list-style-type: none"> - Procéder au mélange équimolaire des deux aminoacides pour la formation du dipeptide Ala – Gly selon l'équation-bilan suivante : $R-C(=O)-NH-CH(CH_3)-COCl + H-NH-CH_2-COO-R' \longrightarrow R-C(=O)-NH-CH(CH_3)-CO-NH-CH_2-COO-R' + H_2O$ <p style="text-align: center;">Liaison peptidique</p> <ul style="list-style-type: none"> - Une fois que la liaison peptidique Ala – Gly est établie, on régénère les fonctions bloquées par hydrolyse. | <p>synthèse polypeptides</p> <p>Coordonner les travaux de synthèse du dipeptide Ala – gly</p> | <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>Solution (voir cours)</p> | <p>prenant soin d'expliquer le mécanisme de chaque étape impliquée dans cette synthèse ainsi que les équations-bilans nécessaires</p> <p>TAF Exercices du livre</p> |
|--|--|---|---|--|

Unité 5 :

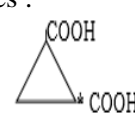
LA STEREOCHIMIE

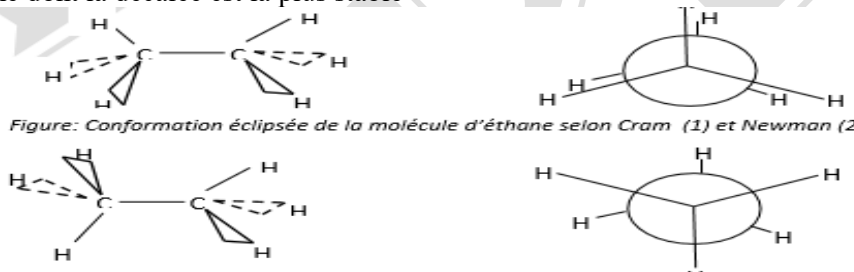
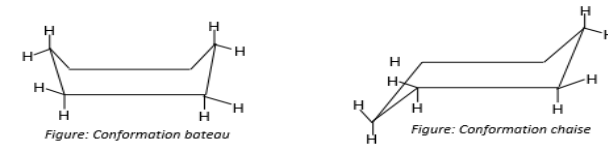
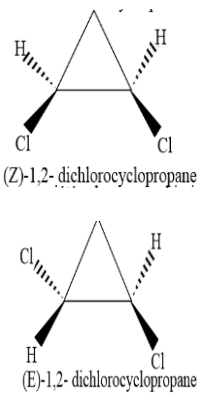
Situation problème:

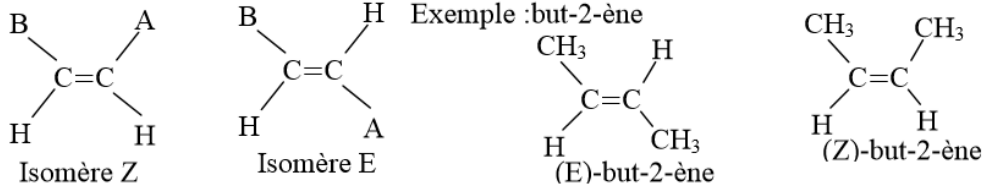
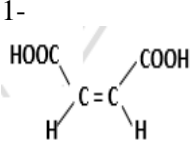
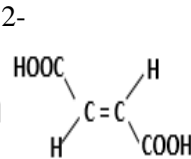
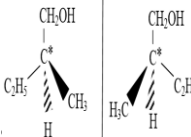
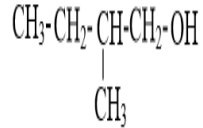
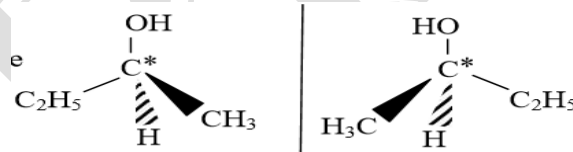
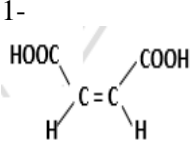
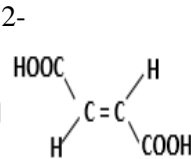
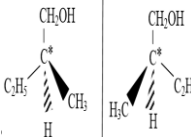
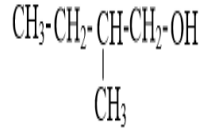
En parcourant son livre de chimie de Tle CD, Birko tombe sur cette phrase « **La stéréochimie est la géométrie des molécules organiques** ». N'y comprenant rien, il sollicite votre aide. En vous appuyant sur le pent-3-én-2-ol de formule $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH=CH-CH}_3$. Donner lui une explication claire en vous basant sur la diastéréoisomérisation et l'énantiomérisation de cette molécule, pour élucider cette phrase (préciser lui l'importance de la stéréochimie).

Compétence

- Différencier deux isomères de fonction

| Compétences de base | Contenu | Activités | | Evaluation |
|--|--|---|---|--|
| | | Enseignement/Apprentissage | Elève | |
| Distinguer les types d'isomérisation de constitution | <p>Quelques définitions</p> <ul style="list-style-type: none"> - La stéréochimie est la partie de la chimie qui étudie la structure spatiale des atomes d'une molécule (géométrie de la molécule). - Les isomères sont des molécules ayant la même formule brute mais des formules développées ou semi-développées différentes. On distingue deux types d'isomérisation : l'isomérisation de constitution et l'isomérisation de conformation <p>5.1 – Isomérisation de constitution</p> <p>Les isomères de constitution sont des composés de même formule brute mais de formules semi-développées planes différentes. On distingue trois types d'isomérisation de constitution :</p> <p>5.1.1 – Isomérisation de position</p> <p>Les isomères de position sont des composés de même chaîne carbonée et de même groupe fonctionnel qui ne diffèrent que par la position de ces groupes sur la chaîne. <u>Exemple :</u> A la formule brute C_4H_8 correspondent deux isomères de position : $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (but -1-ène) et $\text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ (but -2-ène)</p> <p>5.1.2 – Isomérisation de chaîne</p> <p>Les isomères de chaîne sont des composés chimiques de mêmes fonctions chimiques qui ne diffèrent que par l'enchaînement des atomes de carbone. <u>Exemple :</u> A la formule brute C_5H_{12} correspondent trois isomères de chaîne.</p> <ul style="list-style-type: none"> - $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: pentane - $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$: 2,2-diméthylpropane - $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$: 2-méthylbutane | <p>Expliquer et illustrer les trois types d'isomères de constitution</p> <p>Expliquer que tous ces isomères ont des propriétés physiques et chimiques différentes</p> | <p>-Un carbone asymétrique est un atome de carbone tétraédrique lié à quatre atomes ou groupe d'atomes tous différents.</p> <p>- La chiralité est la propriété d'une molécule de ne pas être superposable à son image dans un miroir plan</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>Définir : carbone asymétrique, chiralité d'une molécule</p> <p>Nommer les composés ci-après :</p> <p>a) </p> |

| | | | | |
|---|---|--|---|---|
| <p>Faire la représentation de Newman des conformations (formes éclipsée et décalée de l'éthane (formes chaise et bateau) du cyclohexane</p> | <p>5.1.3 – isomérisation de fonction Les isomères de fonction sont des composés chimiques qui diffèrent par la nature du groupe fonctionnel présent dans la molécule.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Les alcools et les éthers-oxydes: à la formule brute C_2H_6O, correspondent : $CH_3 - CH_2 - OH$ (éthanol) et $CH_3 - O - CH_3$ (oxyde de diméthyle) - Les aldéhydes et les cétones: à la formule brute C_3H_6O, correspondent : $CH_3 - CH_2 - CHO$ (propanal) et $CH_3 - CO - CH_3$ (propanone) - Les acides carboxyliques et les esters: à la formule brute $C_2H_4O_2$ correspondent: $CH_3 - COOH$ (acide éthanoïque) et $HCOO - CH_3$ (méthanoate de méthyle) <p>5.2 - La stéréoisomérisation Les stéréoisomères sont des isomères qui ne diffèrent que par la disposition spatiale de leurs atomes. On distingue deux types de stéréoisomérisation : - La stéréoisomérisation de conformation et la stéréoisomérisation de configuration</p> <p>5.2.1 - Les stéréoisomères de conformation Les conformations d'une molécule sont les différentes structures spatiales qu'elle peut prendre par suite de rotation autour de ses liaisons simples C - C. Les conformères ou stéréoisomères de conformation sont des molécules identiques de conformations différentes. On distingue les conformations éclipsées et décalées chez l'éthane dont la décalée est la plus stable</p>  <p>Figure: Conformation éclipsée de la molécule d'éthane selon Cram (1) et Newman (2)</p> <p>Figure: Conformation décalée de la molécule d'éthane selon Cram (1) et Newman (2)</p> <p>Dans le cyclohexane, on a les conformations chaise et bateau.</p>  <p>Figure: Conformation bateau</p> <p>Figure: Conformation chaise</p> | <p>Expliquer que la configuration d'une molécule est la disposition de ses atomes dans l'espace sans tenir compte des différences dues aux rotations.</p> <p>Expliquer que les propriétés physiques, chimiques et biologiques des stéréoisomères de configuration ou diastéréoisomères peuvent être très différentes</p> | <p>a- acide cyclopropane-1,2-dicarboxylique</p> <p>b- acide 2-benzylpropanoïque</p> <p>e c- acide 2,3-dihydroxybutan-1,4-dioïque</p>  <p>(Z)-1,2-dichlorocyclopropane</p> <p>(E)-1,2-dichlorocyclopropane</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>b) $CH_3 - HC^* - COOH$</p> <p>c) $HOOC - \overset{H}{\underset{OH}{C}} - \overset{H}{\underset{OH}{C}} - COOH$</p> <p>Donner les représentations en perspective du 1,2-dichlorocyclopropane</p> <p>Ecrire les FSD des composés suivants : 1- Acide Z-butènedioïque</p> |
|---|---|--|---|---|

| | | | | |
|---|--|---|---|---|
| <p>Représenter les diastéréoisomères</p> | <p>5.2.2 – Les stéréoisomères de configuration On distingue : l'isomérisation de configuration Z/E et l'énantiomérisation. a - L'isomérisation de configuration Z/E : diastéréoisomérisation Elle se rencontre dans les composés éthyléniques de la forme AHC=CHB, A≠H et B≠H. - L'isomérisation Z ou isomérisation Zusammen est celle dans laquelle A et B sont du même côté de la double liaison, tandis que l'isomérisation E ou isomérisation Entgegen est celle dans laquelle A et B sont de part et d'autre de la double liaison</p>  <p>Exemple : but-2-ène (Z)-but-2-ène (E)-but-2-ène</p> | <p>Expliquer que les diastéréoisomères sont des stéréoisomères caractérisés par la présence de la double liaison (absence du carbone asymétrique) Les énantiomères sont des stéréoisomères caractérisés par la présence du carbone asymétrique</p> <p>Apprécier les propositions</p> | <p>1- </p> <p>2- </p> <p>a- cette molécule est chirale car possède un atome de carbone asymétrique b- type d'isomérisation : l'énantiomérisation La propriété physique liée à sa chiralité : elle est optiquement active ou douée d'un pouvoir rotatoire c- Représentation de ses énantiomères</p>  | <p>2- Acide E – butènedioïque</p> <p>On considère la molécule suivante : </p> <p>a- cette molécule est-elle chirale ? justifier b- Quel type d'isomérisation présente-t-elle ? Préciser sa propriété physique mise en évidence c- représenter ses énantiomères</p> <p>Répondez à la préoccupation de Birko</p> |
| <p>Représenter les énantiomères en perspective et en représentation de Fisher</p> | <p>b - L'énantiomérisation C'est une propriété liée à la présence d'un carbone asymétrique C* dans la molécule. Les énantiomères sont des molécules chirales (non superposables), images l'une de l'autre dans un miroir plan. Ces sont des composés optiquement actifs : l'un est dextrogyre et l'autre levogyre. <u>Exemple :</u> Le butan-2-ol CH₃-CH(OH)-CH₂-CH₃ possède un atome de carbone asymétrique donc peut exister sous N=2¹=2 configurations</p>  | <p>Les diastéréoisomères sont des stéréoisomères de configuration non énantiomères</p> <p>NB : Le nombre de configuration d'une molécule est N = 2ⁿ où n est le nombre d'atomes de carbone asymétrique et/ou de double liaison conférant l'isomérisation Z/E.</p> <p><u>Solution :</u> Le pent-3-én-2-ol CH₃-CH(OH)-CH=CH-CH₃ existe sous N = 2² = 4 configurations dues à l'atome de carbone asymétrique C* et à la double liaison C=C conférant l'isomérisation Z/E donc n = 2. Voir la représentation de Cram (représentation en perspective) ci-dessous : - (A,B) et (C,D) forment deux couples d'énantiomères alors que (A,C), (A,D), (B,C) et (B,D) forment des couples de dia stéréoisomères.</p> | <p>a- cette molécule est chirale car possède un atome de carbone asymétrique b- type d'isomérisation : l'énantiomérisation La propriété physique liée à sa chiralité : elle est optiquement active ou douée d'un pouvoir rotatoire c- Représentation de ses énantiomères</p> | <p>a- cette molécule est-elle chirale ? justifier b- Quel type d'isomérisation présente-t-elle ? Préciser sa propriété physique mise en évidence c- représenter ses énantiomères</p> |
| <p>Discerner les énantiomères des</p> | <p>Le butan-2-ol CH₃-CH(OH)-CH₂-CH₃ possède un atome de carbone asymétrique donc peut exister sous N=2¹=2 configurations</p> <p>NB : Le nombre de configuration d'une molécule est N = 2ⁿ où n est le nombre d'atomes de carbone asymétrique et/ou de double liaison conférant l'isomérisation Z/E.</p> <p><u>Solution :</u> Le pent-3-én-2-ol CH₃-CH(OH)-CH=CH-CH₃ existe sous N = 2² = 4 configurations dues à l'atome de carbone asymétrique C* et à la double liaison C=C conférant l'isomérisation Z/E donc n = 2. Voir la représentation de Cram (représentation en perspective) ci-dessous : - (A,B) et (C,D) forment deux couples d'énantiomères alors que (A,C), (A,D), (B,C) et (B,D) forment des couples de dia stéréoisomères.</p> | <p>Expliquer que les diastéréoisomères sont des stéréoisomères caractérisés par la présence de la double liaison (absence du carbone asymétrique) Les énantiomères sont des stéréoisomères caractérisés par la présence du carbone asymétrique</p> <p>Apprécier les propositions</p> | <p>1- </p> <p>2- </p> <p>a- cette molécule est chirale car possède un atome de carbone asymétrique b- type d'isomérisation : l'énantiomérisation La propriété physique liée à sa chiralité : elle est optiquement active ou douée d'un pouvoir rotatoire c- Représentation de ses énantiomères</p>  | <p>2- Acide E – butènedioïque</p> <p>On considère la molécule suivante : </p> <p>a- cette molécule est-elle chirale ? justifier b- Quel type d'isomérisation présente-t-elle ? Préciser sa propriété physique mise en évidence c- représenter ses énantiomères</p> <p>Répondez à la préoccupation de Birko</p> |

COURS DE CHIMIE TLES C-D SELON L'APC 2021 / 2022

| | | | | |
|------------------------|--|--|---------------------------------|------------------------------------|
| diastéréo- isomères | | de réponses des élèves et les corriger | <u>Solution</u> (voir cours) | <u>TAF</u> Exercices du live |
|------------------------|--|--|---------------------------------|------------------------------------|

Module 2 : ACIDES ET BASES (36 HEURES : COURS : 18 HEURES - TP : 03 HEURES - TD : 05 HEURES)

Unité 6 :

GENERALITES SUR LES ACIDES ET BASES EN SOLUTION AQUEUSE

Situation problème

Lors des dosages pH-métriques acides-bases, les valeurs obtenues du pH sont parfois erronées dû au défaut d'étalonnage du pH-mètre. Les solutions tampons permettant de corriger ce défaut, Matéa décide préparer lui-même un tampon d'acétate (pH = 4,8) pour s'assurer de la fiabilité du pH. Il trouve au laboratoire : CH_3COOH ($C_A = 0,25\text{M}$) ; $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Na}$ ($C_B = 0,25\text{M}$, $M_B = 82\text{g/mol}$), $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 1\text{M}$ et $V_T = 250\text{ml}$. Indiquer lui la procédure à suivre

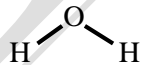
Compétences :

- **Reconnaitre un acide et une base selon Bronsted**
- **Préparer une solution diluée à partir d'une solution concentrée**
- **Utiliser un indicateur coloré**

| Compétences de base | Contenu | Activités | | Evaluation |
|------------------------|---|--|--|------------|
| | | Enseignement/ Apprentissage Professeur | Elève | |
| | 6.1 - Généralités a- Définitions - Solution : mélange homogène d'un soluté et d'un solvant. - Soluté : corps (solide, liquide ou gazeux) qui se dissout dans un solvant. - Solvant : liquide majoritaire qui solubilise les solutés - Solution aqueuse : solution dont le solvant est de l'eau. b- Détermination des concentrations ➤ Concentration molaire d'une solution. C'est la quantité de matière de soluté dissout dans un litre de solution. | Définir selon Bronsted : a – acide b – base Rappeler, expliquer et établir les relations pour | a- acide : espèce chimique capable de céder un proton H^+ b- base : espèce chimique capable de | |

COURS DE CHIMIE TLES C-D SELON L'APC 2021 / 2022

| | | | | |
|---|--|---|---|--|
| <p>Trouver les concentrations des solutions ainsi que celles des ions en solution</p> | <p>$C = \frac{n}{V}$ Or $n = \frac{m}{M}$ ou $n = \frac{V'}{V_0}$ Donc : $C = \frac{m}{M.V}$ = $\frac{V'}{V.V_0}$ Pour les corps solides et gazeux</p> <p>C : concentration molaire (mol.L⁻¹), n : quantité de matière du soluté (mol), V : volume du solvant (L), m : masse du soluté (g), M : masse molaire du soluté (g.mol⁻¹), V' : volume du soluté gazeux (L), V₀ : volume molaire (L.mol⁻¹)</p> <p>NB : Pour calculer la concentration molaire C d'une solution connaissant son titre massique t, on applique la relation suivante :</p> <p>La masse de solution m contenue dans un volume V de solution est : $m = \rho.V$ or $\rho = d.p_e \rightarrow m = d.p_e.V$ La masse de soluté m' est : $m' = \frac{m.t}{100} = \frac{d.p_e.V.t}{100}$</p> <p>La concentration molaire c de la solution est :</p> <p>$C = \frac{m'}{M.V} = \frac{d.p_e.V.t}{100.M.V} \rightarrow C = \frac{d.t.p_e}{100.M}$ avec t : titre massique (%)</p> <p>➤ Concentration massique d'une solution.</p> <p>C' est la masse en gramme de soluté dissous dans un litre de solvant. $C_m = \frac{m}{V}$ où C_m : concentration massique (g.L⁻¹), m : masse de soluté (g), V : volume de solvant (L)</p> <p>NB : La concentration molaire C est liée à la concentration massique C_m par la relation : C_m = C.M</p> <p>➤ Electro-neutralité d'une solution</p> <p>Une solution aqueuse est électriquement neutre lorsqu'elle contient autant de charges positives (cations) que de charges négatives (anions). Pour une solution contenant les ions M^{m+}, Nⁿ⁺, ..., X^{x-}, Y^{y-}, L'équation de l'électro-neutralité s'écrit : $m[M^{m+}] + n[N^{n+}] + \dots = x[X^{x-}] + y[Y^{y-}] + \dots$</p> <p>➤ Conservation de la matière.</p> <p>C'est l'équation de conservation d'un élément ou d'un groupe d'éléments au cours d'une réaction chimique. Elle varie suivant que la réaction est totale ou limitée.</p> <p>- La réaction $AB \rightarrow A^+ + B^-$ est totale lorsque le réactif AB s'est entièrement transformé en A⁺ et B⁻.</p> <p>La conservation de la matière permet ainsi d'écrire : $[A^+] = [B^-]$</p> <p>- La réaction $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$ est partielle lorsqu'une partie de l'espèce AH s'est transformée en A⁻.</p> <p>La conservation de la matière dans ce cas s'écrit : $[AH]_0 = [AH]_r + [A^-]$</p> <p><u>Exemple</u> : la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau</p> | <p>déterminer les concentrations des solutions et celles des espèces en solution</p> <p>Ecrire et expliquer les équations d'électro-neutralité de quelques composés ioniques</p> <p>Ecrire, expliquer et établir l'équation de conservation de la matière</p> | <p>capter un proton H⁺</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>- acide acétique - H₂SO₄ - KOH - HCOO⁻</p> <p>t = 60%, d=1,5 M=98 g/mol et ρ_e = 1000 g/L on sait que : $C = \frac{d.t.p_e}{100.M}$ C = 9,2 mol/L</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>$Al_2SO_4 \xrightarrow{\text{eau}} 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$ Electro-neutralité $3[Al^{3+}] = 2[SO_4^{2-}]$</p> | <p>Citer deux acides et deux bases</p> <p>Une solution commerciale d'acide sulfurique H₂SO₄ a un titre massique de 60 % et une densité d = 1,5. Calculer sa concentration molaire C</p> <p>Ecrire l'équation de dissolution du Al₂SO₄ et en déduire son équation d'électro-neutralité</p> <p>Ecrire l'équation de mise en</p> |
|---|--|---|---|--|

| | | | | |
|--|---|---|---|--|
| <p>Savoir faire les approximations des espèces (majoritaires, minoritaires, ultraminoritaires) en solution</p> | $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ <p> $A t = 0 \quad n_0 \quad 0 \quad 0$ $A t \neq 0 \quad n_0 - n \quad n \quad n$ </p> <p>L'équation de conservation de la matière est : $(n_{\text{acide}})_0 = (n_{\text{acide}})_{\text{réagi}} + (n_{\text{acide}})_{\text{restant}}$ $(n_{\text{acide}})_{\text{restant}} = (n_{\text{acide}})_0 - (n_{\text{acide}})_{\text{réagi}}$ or $n = C \cdot V$ $[\text{CH}_3\text{-COOH}] \cdot V = C_0 \cdot V - [\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot V \leftrightarrow [\text{CH}_3\text{-COOH}]_{\text{res}} = C_0 - [\text{CH}_3\text{-COO}^-]$ d'où $C_0 = [\text{CH}_3\text{-COO}^-] + [\text{CH}_3\text{-COOH}]_{\text{res}}$ </p> <p>➤ Espèces majoritaire, minoritaire et ultraminoritaire d'une solution</p> <p>Une espèce chimique X est minoritaire devant une autre Y ssi : $\frac{[X]}{[Y]} < 10^{-2}$</p> <p>Une espèce chimique X est ultraminoritaire devant une autre Y ssi : $\frac{[X]}{[Y]} < 10^{-4}$</p> <p>Dans les deux cas, la concentration [X] est négligeable devant [Y]</p> <p>➤ La dilution</p> <p>La dilution est une opération qui consiste à diminuer la concentration molaire C d'une solution par ajout de l'eau. Au cours d'une dilution, il y a conservation de quantité de matière du soluté selon la loi suivante : $(n_{\text{soluté}}) = (n_{\text{soluté}}) \rightarrow C_i \times V_i = C_f \times V_f$</p> <p>NB: Si on dilue n fois une solution S₁ (C₁, V₁) pour obtenir une solution S₂ (C₂, V₂), alors $C_2 = \frac{C_1}{n} \leftrightarrow V_2 = nV_1$ avec n : facteur de dilution</p> <p>- si on dilue 10, 100 ou 1000 fois une solution d'acide fort, son pH augmente d'une de deux ou trois unités. Ce qui est totalement l'inverse dans le cas d'une base forte</p> <p>6.2 – La molécule d'eau : structure et pouvoir solvant</p> <p>La molécule d'eau est polaire et la liaison O-H est polarisée à cause de la forte différence d'électronégativité entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène. Entre molécules d'eau existent des liaisons hydrogène (Interaction de type dipôle-dipôle).</p> <p>a- structure</p> <p>Elle a la forme d'un V renversé $\widehat{HOH} = 104,5^\circ$, $d_{(O-H)} = 96 \text{ pm}$</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>b- Pouvoir solvant</p> <p>L'eau est un solvant ionisant pour les composés moléculaires et dissociant pour les composés ioniques.</p> | <p>Apprécier les propositions de réponses des élèves et le corriger</p> <p>Expliquer que la dilution favorise l'ionisation de l'acide ou de la base</p> <p>Expliquer que la molécule d'eau est un dipôle électrique permanent.</p> <p>Ecrire et justifier la double flèche dans l'équation-bilan d'autoprotolyse de l'eau</p> | <p>Suit et prend les notes</p> <p>$\text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{eau}}$ n_0 $2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $n_1/2 \quad n_2$</p> <p>la conservation de la matière s'écrit :</p> $n_0 = \frac{n_1}{2} = n_2 \leftrightarrow$ $C_0 = \frac{[N a^+]}{2} = [\text{SO}_4^{2-}]$ <p>Suit et prend les notes</p> <p>Suit et prend les notes</p> | <p>solution du Na₂SO₄ et en déduire l'équation de conservation de la matière</p> <p>Calculer à 25°C, le pourcentage α de molécules d'eau dissociées dans une eau pure et en déduire le pourcentage α' de molécules d'eau ionisées. pH = 7.</p> |
|--|---|---|---|--|

| | | | | |
|--|--|--|--|--|
| <p>Ecrire l'équation-bilan de l'autoprotolyse de l'eau</p> <p>Savoir trouver les concentrations des ions en solution connaissant son pH, pKe</p> | <p>6.2 – Autoprotolyse de l'eau et produit ionique</p> <p>a- Autoprotolyse de l'eau C'est la réaction au cours de laquelle il y a transfert d'un proton H⁺ d'une molécule d'eau à l'autre selon l'équilibre : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$ (réaction très limitée)</p> <p>b- Produit ionique de l'eau La constante d'équilibre d'autoprotolyse de l'eau ou produit ionique de l'eau noté Ke est le produit des concentrations des ions hydronium et hydroxyde. $\text{Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-]$ A 25°C, $\text{Ke} = 10^{-14}$. Ke augmente avec la température car l'élévation de la température entraîne une augmentation de la fréquence des chocs efficaces.</p> <p>6.3 – pH : définition et mesure</p> <p>a- Définition C'est l'opposé du logarithme décimal de la concentration en ions hydronium exprimée en mole par litre. $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ (monoacide fort) Or $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\text{Ke}}{[\text{HO}^-]} \leftrightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{\text{Ke}}{[\text{HO}^-]}\right) = -\log\text{Ke} + \log[\text{HO}^-] = \text{pKe} + \log[\text{HO}^-]$ A 25°C, $\text{pKe} = -\log\text{Ke} = -\log 10^{-14} = 14$ et $\text{pOH} = -\log[\text{HO}^-]$ donc : $\text{pH} = 14 + \log[\text{HO}^-]$ (monobase forte) La limite de validité de la relation $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] : 10^{-6} \text{ mol/L} \leq [\text{H}_3\text{O}^+] \leq 10^{-2} \text{ mol/L}$</p> <p>b- Mesure Le pH d'une solution peut être mesuré à l'aide de : - le papier pH (mesure approximative du pH d'un liquide), - le crayon pH (pour déterminer le pH d'un solide : papier, bois, ciment, métal ...) - un indicateur coloré (mesure approximative par repérage de la teinte sensible dans la zone de virage) Un indicateur coloré est une substance dont la couleur dépend du pH du milieu. Une zone de virage est l'intervalle de pH où se produit le changement de couleur de couleur de l'indicateur coloré. Une teinte sensible est la couleur de l'indicateur coloré dans sa zone de virage. - un pH-mètre (mesure exacte). Avant d'utiliser un pH-mètre il faut l'étalonner, car il se dérègle facilement à l'arrêt. Etalonner un pH-mètre, c'est le préparer à faire des mesures précises de pH grâce à une solution tampon. C'est le régler de manière à ce qu'il affiche la valeur du pH de la solution tampon.</p> | <p>Expliquer que Ke varie avec la température $T(^{\circ}\text{C}) > 25^{\circ}\text{C}$ $\text{Ke} > 10^{-14}$ $T(^{\circ}\text{C}) < 25^{\circ}\text{C}$ $\text{Ke} < 10^{-14}$</p> <p>Apprécier les ébauches de réponses des élèves et les corriger</p> <p>Expliquer que le pH de la solution tampon doit être acide si la solution à analyser est acide, basique dans le cas contraire</p> | <p><u>Solution</u> -calcul de α $\alpha = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100$ Or $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = [\text{H}_3\text{O}^+].V$ (1) $n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{M}$ (2) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ (3) et $m = \rho.V$ (4) 1, 2, 3 et 4 dans $\alpha \longrightarrow$ $\alpha = \frac{M.10^{-\text{pH}}.100}{\rho}$ $\alpha = 1,8 \times 10^{-7} \%$</p> <p>Calcul de α' $\alpha' = 2. \alpha$ $\alpha' = 3,7.10^{-7} \%$</p> <p>- le réglage de température -le réglage de standardisation ou étalonnage</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>Citer les étapes de l'étalonnage d'un pH-mètre</p> <p>Calculer le pH de la solution obtenue en mélangeant 200ml d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 10^{-3} \text{ mol/l}$</p> |
|--|--|--|--|--|

| | | | | |
|---|--|---|--|---|
| <p>Calculer le pH d'une solution donnée et Déduire son caractère acide, neutre ou basique</p> | <p>a- pH des solutions acides Une solution acide est une solution qui contient plus d'ions hydronium H_3O^+ que d'ions hydroxyde HO^-. A $25^\circ C$, $pH < 7$ et $pH < \frac{1}{2} pKe$ - Le pH d'une solution de monoacide fort de concentration Ca est : $pH = -\log(Ca)$ - Pour une solution polyacide fort (libérant n mole d'ions hydronium par mole d'acide ionisé) de concentration Ca, $pH = -\log(n.Ca)$ - Le pH d'une solution obtenue par mélange de deux solutions d'acides forts s'obtient par la relation : $pH = -\log\left(\frac{n_{1H_3O^+} + n_{2H_3O^+}}{V_1 + V_2}\right)$ avec $n_{1H_3O^+}$: nombre de moles d'ions H_3O^+ apportés par la solution S_1 de volume V_1 $n_{2H_3O^+}$: nombre de moles d'ions H_3O^+ apportés par la solution S_2 de volume V_2</p> <p>b- pH des solutions neutres A $25^\circ C$, $pH = -\log[H_3O^+]$ or $Ke = [H_3O^+].[HO^-] \rightarrow [H_3O^+] = [HO^-]$ $Ke = [H_3O^+]^2 \leftrightarrow [H_3O^+] = \sqrt{Ke} \leftrightarrow -\log[H_3O^+] = -\log Ke^{1/2}$ $-\log[H_3O^+] = -\frac{1}{2}\log Ke = -\frac{1}{2}\log 10^{-14} \leftrightarrow pH = \frac{1}{2} \times 14 \rightarrow pH = 7$ (pH neutre ou de l'eau pure).</p> <p>c- pH des solutions basiques Une solution aqueuse est basique si elle contient plus d'ions HO^- que d'ions H_3O^+ A $25^\circ C$, $pH > 7$ et $pH > \frac{1}{2} pKe$ - Pour une solution de monobase forte de concentration C_b, $pH = pKe + \log C_b$ à $25^\circ C$, $pH = 14 + \log C_b$. - Pour une solution de polybase forte (libérant n moles d'ions hydroxyde par mole de base ionisée), $pH = pKe + \log(n.C_b) = 14 + \log(n.C_b)$ - Le pH d'une solution obtenue par mélange de deux solutions de bases fortes s'obtient par la relation : $pH = 14 + \log\left(\frac{n_{1HO^-} + n_{2HO^-}}{V_1 + V_2}\right)$ avec : n_{1HO^-} : quantité de matière d'ions HO^- apportés par la solution basique S_1 de volume V_1 n_{2HO^-} : quantité de matière d'ions HO^- apportés par la solution basique S_2 de volume V_2</p> | <p>Expliquer et établir les relations permettant de calculer le pH d'une solution ou d'un mélange de solutions acides ou basiques</p> | <p><u>Solution</u> - ($H_3O^+ + Cl^-$) monoacide fort $C_1 = 10^{-3} M$, $V_1 = 0,2 L$ $n_{1H_3O^+} = C_1.V_1$</p> <p>(($2H_3O^+ + SO_4^{2-}$) diacide fort $C_2 = 5 \times 10^{-4} M$ $V_2 = 0,3 L$ $n_{2H_3O^+} = 2C_2.V_2$</p> <p>$pH = -\log\left(\frac{C_1.V_1 + 2C_2.V_2}{V_1 + V_2}\right)$</p> <p>AN : pH = 3</p> <p>Suit et prend les notes</p> <p><u>Solution</u> - ($Na^+ + HO^-$) monobase forte $C_1 = 10^{-3} M$ $V_1 = 0,2 L$ $n_{1HO^-} = C_1.V_1$ - ($Ca^{2+} + 2HO^-$) Dibase forte $C_2 = 5 \times 10^{-4} M$ $V_2 = 0,3 L$</p> | <p>et 300 ml d'acide sulfurique de concentration $C_2 = 5 \times 10^{-4} M$</p> <p>Calculer le pH de la solution obtenue en mélangeant 200ml d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 10^{-3} mol/l$ et 300 ml d'hydroxyde de calcium de concentration $C_2 = 5 \times 10^{-4} M$.</p> <p>A l'aide des connaissances acquises, aider Matéa à préparer son</p> |
|---|--|---|--|---|

| | | | | |
|--------------------------------------|---|--|--|--|
| <p>Préparer un indicateur coloré</p> | <p>6.4 – Utilisation du papier pH et des indicateurs colorés (IC) En chimie, les IC servent à repérer l'équivalence lors d'un titrage acido-basique. Ils servent également à déterminer rapidement l'acidité ou la basicité du milieu sous la forme de papier pH (le rouge de phénol est utilisé pour tester le pH de l'eau des piscines) Préparation de l'hélianthine (méthylorange) - dissoudre 22 mg de sel de sodium dans 100 mL d'eau distillée - ajouter 67 mL de HCl (N/10). - laisser reposer et filtrer. NB : A employer en faible quantité (1 à 2 gouttes) de manière à avoir une coloration jaune Préparation de la phénolphtaléine - dissoudre 1 g de phénolphtaléine dans 100 mL d'alcool éthylique à 95% - ajouter (1 à 2 gouttes) à la solution acide à titrer Préparation du Bleu de BromoThymol : BBT (le BBT doit être vert) - dissoudre 0,4 g de BBT dans 100 mL d'eau distillée - ajouter 20 mL d'alcool éthylique à 95 % - ajouter 7,4 mL de soude à 0,1 M</p> | <p>Expliquer l'utilisation du papier pH et des indicateurs colorés</p> | <p>$n_{2HO^-} = 2C_2V_2$ $p^H = 14 + \log\left(\frac{C_1V_1 + 2C_2V_2}{V_1 + V_2}\right)$ Suit les explications et prend les notes</p> | <p>tampon acétate au laboratoire Données : pKa (CH₃COOH/C H₃COO⁻) = 4,8 $pH = pKa + \log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$</p> |
| <p>Préparer une solution tampon</p> | <p><u>Solution</u> Préparation du tampon acétate - calculer d'abord la masse m d'acétate à prélever $n = C.V$ et $n = \frac{m}{M}$ donc $\frac{m}{M} = C.V \rightarrow m = C.M.V_T$ AN : $m_B = 5,125g$ - calculer ensuite le volume V_0 d'acide à prélever $n_0 = n_1 \leftrightarrow C_0V_0 = C_1V_1 \rightarrow V_0 = \frac{C_1V_1}{C_0}$ AN : $V_0 = \frac{0,25 \times 0,25}{1} = 0,0625L$ $V_0 = 62,5mL$ - dans un flacon A, verser 62,5 mL d'une solution d'acide acétique à 0,25 M dans 175mL d'eau distillée (V_0 et m_B doivent d'abord être dissous dans l'eau à 70% de V_T) - dans un autre flacon B, dissoudre 5,125 g de C₂H₃O₂Na à 0,25 M dans 175mL d'eau distillée - mélanger 100 mL de A à 100 mL de B dans une fiole jaugée de 250mL et compléter le volume jusqu'au trait de jauge avec 50mL d'eau distillée. - Homogénéiser la solution tampon obtenue, l'étiqueter, la ranger et nettoyer la paillasse.</p> | <p>Coordonner les activités de préparation du tampon acétate laboratoire</p> | <p><u>Solution</u> (voir cours)</p> | <p><u>TAF</u> Exercices du livre</p> |

Unité 7: FORCE D'UN ACIDE ET D'UNE BASE : NOTION DE COUPLE ACIDE/BASE

Situation problème :

L'acide orthophosphorique est utilisé dans les boissons non alcoolisées (soda, coca-cola ...) comme régulateur de pH (E338). En dégustant son coca-cola, Pana constate qu'il est sucré et non acide. Dès lors, il se demande s'il s'agit d'un acide fort ou faible ? Aider le à découvrir la force de cet acide pour répondre à sa préoccupation. Données : H_3PO_4 ($C_A = 0,025M$, $M_A = 97,994$ g/mol)

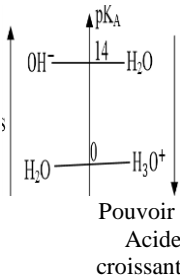
Compétences :

- Utiliser des tableaux de couples acido-basiques
- déterminer expérimentalement la constante d'acidité d'un couple acide/base

| Compétences de base | Contenu | Activités | | Evaluation |
|-------------------------------------|---|--|--|---|
| | | Enseignement/ Apprentissage | Professeur | |
| Montrer la force de certaines bases | <p>7.1 – pH et concentration d'une solution d'hydroxyde de sodium : notion de base forte La solution de ($Na^+ + HO^-$) est obtenue en dissolvant dans l'eau le NaOH solide selon l'équation de la réaction : $NaOH \xrightarrow{\text{eau}} HO^- + Na^+$ Autoprotolyse de l'eau : $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$ $NaOH + 2H_2O \longrightarrow Na^+ + H_3O^+ + HO^-$</p> <p>Espèces en solution - ions : HO^- (majoritaire) ; H_3O^+ (ultramajoritaire) ; Na^+ (spectateur) - molécules : $NaOH$; H_2O</p> <p><u>Exercice d'application</u> A 25°C, une solution d'hydroxyde de sodium ($C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $pH = 12$). Montrer que c'est une solution de base forte.</p> <p>- Equation de dissolution : $NaOH \longrightarrow Na^+ + HO^-$ $n_1 \qquad \qquad \qquad n_2 \qquad \qquad n_3$</p> <p>- Espèces ioniques en solution: ions - OH^-; Na^+; H_3O^+ - molécules: $NaOH$; H_2O - Calcul de la concentration de chacune de ces espèces.</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Concentration de ($NaOH$)₀: $[NaOH]_0 = C_b \longrightarrow [NaOH]_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ➤ Concentration des ions H_3O^+: $[H_3O^+] = 10^{-pH} \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$ ➤ Concentration des ions OH^-: $[OH^-] = 10^{pH-14} \longrightarrow [OH^-] = 10^{12-14} = 10^{-2} \text{ M}$ ➤ Concentration des ions Na^+: <p>Electroneutralité : $[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] \longrightarrow [Na^+] = [OH^-] - [H_3O^+]$ or $[H_3O^+] \ll [OH^-]$ Soit $[Na^+] \approx [OH^-] \longrightarrow [Na^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Concentration de NaOH restant : <p>$[NaOH]_0 = [NaOH]_{res} + [Na^+] \longrightarrow [NaOH]_{res} = [NaOH]_0 - [Na^+]$ $[NaOH]_{res} = 10^{-2} - 10^{-2} \longrightarrow [NaOH]_{res} = 0 \text{ M}$</p> | <p>Professeur</p> <p>Ecrire et Expliquer l'équation-bilan de dissolution de la soude dans l'eau et recenser les espèces chimiques en solution</p> <p>Traiter de façon détaillée le cas de la solution de soude en exercice d'application pour montrer qu'il s'agit d'une base forte qui se</p> | <p>Elève</p> <p>Solution tampon : solution qui maintient approximativement le même pH malgré la dilution</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>Définir : solution tampon</p> <p>Ecrire l'équation de dissociation</p> |

| | | | | |
|--|---|--|--|--|
| <p>Montrer la force de certains acides</p> | <p>$NaOH$ s'est totalement dissocié dans l'eau car $[NaOH]_{res} = 0$: Le $NaOH$ est donc une base forte. En appliquant la relation mole à mole à l'équation de dissolution, on a : $n_1 = n_3 \iff [NaOH]_0 V = [OH^-]V \longrightarrow [OH^-] = C_b$ Or $pH = -\log [H_3O^+]$ $pH = -\log Ke - \log [OH^-] \longrightarrow pH = 14 + \log C_b$ A ($T^\circ C$) donnée, pour les bases fortes, on aura la relation : $pH = pKe + \log n C_b$ avec n nombre de moles d'ions HO^- libérés</p> <p>7.2 – pH et concentration d'une solution d'acide chlorhydrique : notion d'acide fort La solution de ($H_3O^+ + Cl^-$) est obtenue en dissolvant dans l'eau un gaz incolore (HCl) chlorure d'Hydrogène selon l'équation : $H-Cl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$ Autoprotolyse de l'eau $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$ $HCl + 3H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + HO^- + Cl^-$</p> <p>Le HCl a libéré un proton H^+ au cours de la réaction : C'est donc un acide selon Bronsted. Espèces en solution : - Ions : H_3O^+ (majoritaire) ; HO^- (ultraminoritaire) ; Cl^- (spectateur) - Molécules : H_2O La réaction de HCl avec l'eau est : totale (univoque), rapide et exothermique. Elle fournit un seul ion H_3O^+ : donc c'est un monoacide fort. $[H_3O^+] = [HCl] = Ca$ or $pH = -\log [H_3O^+] = -\log Ca \longrightarrow pH = -\log Ca$ NB : Tout acide qui s'ionise totalement en solution est un acide fort. Considérons un monoacide fort AH_x qui se dissocie selon l'équation : $AH_x + xH_2O \rightleftharpoons x H_3O^+ + A^{x-}$ $n_1 \qquad \qquad \qquad \frac{nH_3O^+}{x}$ La relation de proportionnalité permet d'écrire : $n_1 = \frac{nH_3O^+}{x}$ or $n = C.V$ $[H_3O^+].V = x Ca.V \iff [H_3O^+] = x.Ca \longrightarrow pH = -\log x.Ca$ avec x nombre de moles d'ions H_3O^+ libérés On distingue : les diacides (H_2SO_4) et les triacides (H_3PO_4) <u>Exercice d'application</u> A $25^\circ C$, on considère une solution d'acide chlorhydrique ($Ca = 10^{-2} mol.L^{-1}$; $pH = 2$). Montrer que c'est une solution d'acide fort. <u>Solution</u> - Equation de dissolution : $H-Cl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$ - Espèces en solution: $n_1 \qquad \qquad \qquad n_2 \qquad n_3$ - ions : H_3O^+ (majoritaires) ; Cl^- (spectateur); OH^- (minoritaires) - molécules : HCl ; H_2O</p> | <p>dissocie totalement en solution</p> <p>Expliquer et établir toutes les relations nécessaires pour montrer que l'acide chlorhydrique est un acide fort qui se dissocie totalement en solution</p> <p>Traiter de façon détaillée le cas de la solution d'acide chlorhydrique en exercice d'application pour montrer qu'il s'agit d'un acide fort qui se dissocie totalement en solution</p> | <p>Suit et recopie la solution Equation de dissolution $C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons HO^- + C_2H_5NH_3^+$ Constante de basicité K_B $K_B = \frac{[HO^-] \times [C_2H_5NH_3^+]}{[C_2H_5NH_2]}$</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>CH_3-COOH est l'espèce majoritaire car $pH < pKa$</p> <p>Suit les explications et recopie les notes <u>Solution</u></p> | <p>de l'éthanamine et en déduire la constante d'équilibre associé au couple $C_2H_5NH_3^+_{(aq)} / C_2H_5NH_2_{(aq)}$</p> <p>Déterminer l'espèce majoritaire dans une solution aqueuse d'acide éthanique de $pH = 3$ sachant que le pKa du couple CH_3-COOH / CH_3-COO^- est $pKa = 4,75$</p> <p>On désire préparer une solution d'acide ortho phosphorique (H_3PO_4) de</p> |
|--|---|--|--|--|

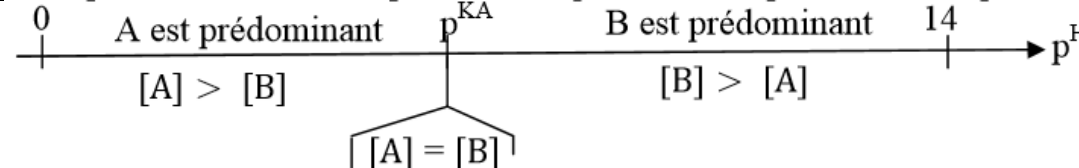
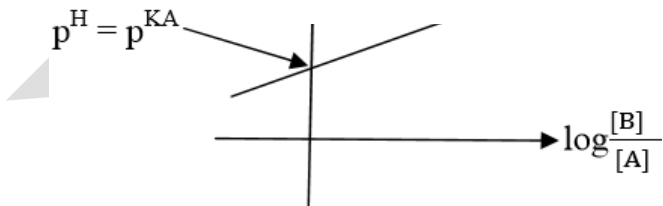
| | | | | |
|--|--|--|---|--|
| <p>Montrer qu'un acide ou une base forte est totalement ionisés en solution à partir de la valeur de son pH et de la concentration</p> | <p>- Calcul de la concentration de chacune de ces espèces.</p> <ul style="list-style-type: none"> ✓ Concentration de HCl initial : $[HCl]_0 = Ca \rightarrow [HCl]_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ✓ Concentration des ions H_3O^+ : $[H_3O^+] = 10^{-pH} \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ✓ Concentration des ions OH^- : $[OH^-] = 10^{pH-14} \rightarrow [OH^-] = 10^{-12} \text{ M}$ ✓ Concentration des ions Cl^- : <p>D'après l'électro-neutralité : $[H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-] \rightarrow [Cl^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$ Or $[H_3O^+] \gg [OH^-] \leftrightarrow [Cl^-] \approx [H_3O^+] \rightarrow [Cl^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <ul style="list-style-type: none"> ✓ Concentration de HCl restant : $[HCl]_0 = [HCl]_{res} + [Cl^-] \rightarrow [HCl]_{res} = [HCl]_0 - [Cl^-]$ <p>AN : $[HCl]_{res} = 10^{-2} - 10^{-2} = 0 \rightarrow [HCl]_{res} = 0 \text{ M}$</p> <p>Ce dernier résultat ($[HCl]_{res} = 0$) montre que HCl s'est totalement dissocié dans l'eau: donc le HCl est donc un acide fort.</p> <p>En appliquant la relation mole à mole à l'équation de dissolution, on a $n_1 = n_2 \leftrightarrow [HCl]_0 V = [H_3O^+] V \rightarrow [H_3O^+] = Ca \rightarrow pH = -\log Ca$</p> <p>En résumé, pour les acides forts et pour $10^{-6} < Ca < 5.10^{-2} \text{ M}$, on aura la relation $pH = -\log nCa$ avec n : nombre de moles de H_3O^+ libérés au cours de la dissolution</p> <p>7.3 – Etude d'un acide faible : acide éthanoïque L'acide éthanoïque ou acide acétique (CH_3COOH) est un liquide incolore, corrosif et d'odeur piquante. Il est miscible à l'eau en toute proportion. Sa réaction avec l'eau est partielle, limitée (réversible) selon l'équation : $CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$</p> <p><u>Exercice d'application :</u> A 25°C, on considère une solution d'acide éthanoïque ($Ca = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ $pH = 3.4$). Montrer que c'est une solution d'acide faible.</p> <p><u>Solution</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Vérification du point de vue pH <p>- La solution est bien acide, car $pH < 7$. A 25°C, une solution d'acide chlorhydrique a son $pH = 2$: L'acide éthanoïque est donc un acide faible par rapport à l'acide chlorhydrique.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Vérification par calculs que l'acide éthanoïque est un acide faible. <p>- Equation de dissolution : $CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$</p> <p>- Espèces chimiques en solution: -molécules : H_3COOH ; H_2O Ions : H_3C-COO^- (majoritaire); H_3O^+ (minoritaire); HO^- (ultraminoritaire)</p> <p>- Calcul de la concentration de chacune de ces espèces. $[CH_3COOH]_0 : [CH_3COOH]_0 = Ca \rightarrow [CH_3COOH]_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ $[H_3O^+] : [H_3O^+] = 10^{-pH} \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3.4} \text{ mol.L}^{-1} = 3.98 * 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$</p> | <p>Expliquer que pour comparer des acides faibles ou des bases faibles, il suffit de comparer les pH de solutions de même concentrations de ces acides ou bases : l'acide le plus fort est celui qui donne la solution de pH le plus faible alors que la base la plus forte est celle qui donne la solution de pH le plus élevé</p> <p>Illustrer par des exercices d'application</p> | <p>Données : $M = 97,998 \text{ g/mol}$ $T = 0,8$ $\rho = 1580 \text{ g/L}$ $\rho_{eau} = 99,8 \text{ g/L}$ $d = 1,88$</p> <p>1- Calcul de la quantité de matière n_0 de S_0 $n_0 = \frac{m}{M}$, le titre massique t est</p> $T = \frac{m_{soluté}}{m_{solution}}$ $\rho = \frac{m_{solution}}{V_{solution}}$ $\rightarrow n_0 = \frac{T \times \rho \times V}{M_{H_3PO_4}}$ <p>$\underline{n_0 = 12,89 \text{ mol}}$</p> <p>2- Calcul de C_0 On sait que : $C = \frac{d \cdot t \cdot \rho_e}{100 M}$ $\underline{C_0 = 0,153 \text{ M}}$ Déduction de V_0 D'après la loi de dilution, $n_0 = n_1$ $C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$</p> | <p>masse volumique $\rho = 1580 \text{ kg.m}^{-3}$ et contenant 80% de sa masse en H_3PO_4 et de densité $d = 1,88$</p> <p>1 – Calculer la quantité de matière n_0 d'acide nécessaire pour préparer 1L de cette solution d'acide B.</p> <p>2 – Calculer la concentration initiale C_0 et en déduire le volume V_0 à prélever pour préparer 3,2 L d'une solution S_1 de concentration $C_1 = 10^{-1} \text{ M}$.</p> <p>3 – Calculer le volume d'eau Veau à ajouter à</p> |
|--|--|--|---|--|

| | | | | |
|---|--|--|--|---|
| <p>A travers l'étude d'un acide faible ou d'une base faible, montrer que ces espèces chimiques ne sont pas totalement ionisées en solution en vous appuyant sur le pH et la concentration de la solution</p> <p>Partir de la valeur du pH et la</p> | <p>$[OH^-] : [OH^-] = 10^{pH-14} \rightarrow [OH^-] = 10^{3,4-14} = 2.51 * 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>- Concentration des ions CH_3COO^- :</p> <p>Electro-neutralité : $[H_3O^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] \rightarrow [CH_3COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$</p> <p>Or $[H_3O^+] \gg [OH^-] \leftrightarrow [CH_3COO^-] \approx [H_3O^+] \rightarrow [CH_3COO^-] = 3.98 * 10^{-4} \text{ M}$</p> <p>- Concentration de $[CH_3COOH]_{res}$:</p> <p>Conservation de la matière: $[CH_3COOH]_0 = [CH_3COOH]_{res} + [CH_3COO^-]$</p> <p>$[CH_3COOH]_{res} = [CH_3COOH]_0 - [CH_3COO^-]$</p> <p>AN: $[CH_3COOH]_{res} = 10^{-2} - 3.98 * 10^{-4} \rightarrow [CH_3COOH]_{res} = 9.96 * 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>- Calcul du pourcentage d'acide dissocié noté : α</p> $\alpha = \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]_0} * 100 \rightarrow \alpha = \frac{10^{-3,4}}{10^{-2}} * 100 \rightarrow \alpha = 4\% \leftrightarrow \alpha = \frac{(n_a)_{réa}}{(n_a)_0}$ <p>Ce pourcentage indique que 4% de CH_3COOH se sont transformés en ions éthanoate CH_3COO^- : L'acide éthanoïque est donc un acide faible. Un acide faible est tout acide dont la réaction avec l'eau est partielle (cas de tous les acides carboxyliques)</p> <p>NB : Pour montrer qu'un acide en solution est faible, on peut :</p> <p>- Calculer la concentration en ions hydronium $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ et la comparer à la concentration initiale Ca de la solution d'acide ; Si $[H_3O^+] < Ca \rightarrow$ l'acide est faible</p> <p>- Calculer $-\log Ca$ et la comparer à la valeur du pH. Si $pH > -\log Ca \rightarrow$ l'acide est faible</p> <p>- Pour une solution d'acide faible de concentration Ca et de pH connu, le coefficient de dissociation est : $\alpha = \frac{10^{-pH}}{Ca}$</p> <p>7.4 – Etude d'une base faible : éthanoate de sodium</p> <p>L'éthanoate de Sodium, ou acétate de Sodium, est un solide cristallisé blanc de formule brute : CH_3COONa. Il est miscible à l'eau en toute proportion selon l'équation de la réaction</p> $CH_3COONa + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + HO^- + Na^+$ <p>La solution obtenue fait virer la phénolphtaléine au rouge violacé: C'est donc une solution basique.</p> <p><u>Exercice d'application</u> : A 25°C, on considère une solution d'éthanoate de sodium (pH = 8,4 $C_B = 10^{-2} \text{ M}$). Montrer que cette solution est une solution de base faible</p> <p><u>Solution</u> :</p> <p>➤ Vérification du point de vue pH</p> <p>- La solution de $(CH_3COO^- + Na^+)$ est bien basique car $pH > 7$. A 25°C, une solution de soude a son $pH = 11,8$: l'éthanoate de sodium est donc une base faible par rapport à la soude</p> | <p>Expliquer, établir et calculer le coefficient de dissociation d'un acide ou d'une base pour montrer sa faible dissociation dans l'eau</p> <p>Apprécier les propositions de réponses des élèves et les corriger</p> <p>Traiter de façon détaillée le cas de la solution d'éthanoate de sodium en exercice d'application pour montrer qu'il s'agit d'une base faible qui se</p> | <p>$\rightarrow V_0 = \frac{C_1.V_1}{C_0}$</p> <p>$V_0 = 2,1 \text{ L}$</p> <p>3- Calcul du volume d'eau à ajouter V_{eau}</p> <p>$n_1 = n_2$</p> <p>$C_1 V_1 = C_2 (V_{eau} + V_1)$</p> <p>$\rightarrow$</p> <p>$V_{eau} = V_1 \times (\frac{C_1}{C_2} - 1)$</p> <p>$V_{eau} = 34,28 \text{ mL}$</p> <p>Pouvoir Base croissant</p>  <p>Pouvoir Acide croissant</p> <p>- H_3O^+/H_2O</p> <p>$H_3O^+_{(aq)} \leftrightarrow H_2O_{(liq)} + H^+$</p> <p>- H_2O/HO^-</p> | <p>80 mL de la solution S_1 pour préparer une solution S_2 de concentration $C_2 = 7.10^{-2} \text{ M}$</p> <p>Dans le laboratoire du Lycée, on peut lire sur l'étiquette d'une bouteille : $(H_3O^+ + Cl^-)$: HCl 36,5 ; $d = 1,83$; 37% m pur</p> <p>Classer les couples acide/base de l'eau H_2O en fonction de l'échelle de pKa</p> <p>Ecrire les équations qui mettent en exergue le</p> |
|---|--|--|--|---|

| | | | | |
|---|---|---|--|--|
| <p>concentration de la solution pour déterminer les concentrations des espèces chimiques en solution</p> <p>Déterminer le coefficient d'ionisation d'une substance donnée</p> | <p>➤ Vérification par calculs que l'acétate de Sodium est une base faible.</p> <p>- Equation de préparation de la solution : $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{HO}^- + \text{Na}^+$</p> <p>- Espèces en solution: n_1 n_2 n_3 n_4</p> <p>- molécules : H_2O ; CH_3COOH ;</p> <p>- Ions : OH^- (majoritaire) ; Na^+ (spectateur) ; CH_3COO^- (minoritaires) ; H_3O^+ (ultramino)</p> <p>- Concentration de chacune de ces espèces.</p> <p>$[\text{CH}_3\text{COONa}]_0 = C_B \rightarrow [\text{CH}_3\text{COONa}]_0 = C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>$[\text{H}_3\text{O}^+] : [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ AN $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8.4} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.98 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>$[\text{HO}^-] : [\text{HO}^-] = 10^{(\text{pH} - 14)}$ AN : $[\text{OH}^-] = 10^{(8.4 - 14)} \rightarrow [\text{OH}^-] = 2.5 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>calcul de $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{res}}$:</p> <p>D'après l'électroneutralité, $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{réa}}$</p> <p>$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{HO}^-]$ Or $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{HO}^-]$ et $[\text{HO}^-] \ll [\text{Na}^+]$</p> <p>Soit $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{réa}} \approx [\text{Na}^+] \rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{réa}} = [\text{Na}^+] \approx 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{res}} : [\text{CH}_3\text{COONa}]_0 = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{réa}} + [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{res}}$</p> <p>$[\text{CH}_3\text{COONa}]_0 = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{HO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{res}}$</p> <p>$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{res}} = [\text{CH}_3\text{COONa}]_0 - [\text{Na}^+] - [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{HO}^-]$</p> <p>$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{res}} = [\text{HO}^-] \rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{res}} = 2.51 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>- calcul du coefficient de dissociation de l'éthanoate de sodium α</p> $\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COONa}]} * 100 \rightarrow \alpha = \frac{2.51 \cdot 10^{-6}}{10^{-2}} * 100 \rightarrow \alpha = 2.51 * 10^{-2} \%$ <p>Ce pourcentage indique qu'une faible quantité d'ions acétate a été transformée: L'acétate de Sodium est donc une base faible. Une base faible est toute base dont la réaction avec l'eau est partielle.</p> <p>NB : Pour montrer qu'une base en solution est faible, on peut :</p> <p>- Calculer la concentration en ions hydroxyde $[\text{HO}^-] = 10^{(\text{pH} - 14)}$ et la comparer à la concentration initiale C_B de la solution de base. Si $[\text{HO}^-] < C_B \rightarrow$ la base est faible</p> <p>- Calculer $14 + \log C_B$ et la comparer à la valeur du pH. Si $\text{pH} < 14 + \log C_B \rightarrow$ base faible</p> <p>- Pour une solution de base faible de concentration C_B et de pH connu, le coefficient de dissociation est : $\alpha = \frac{10^{(\text{pH} - 14)}}{C_B}$</p> <p>7.5 – Etude d'un équilibre d'ionisation : notion de couple acide/base</p> <p>a- Equilibre chimique</p> <p>Un équilibre chimique est la limite commune à deux réactions inverses qui se limitent mutuellement.</p> | <p>dissocie partiellement en solution</p> <p>Expliquer de façon générale comment montrer qu'une solution d'acide ou qu'une solution de base est faible</p> <p>Expliquer que la constante d'équilibre est une grandeur thermodynamique qui caractérise l'équilibre du système</p> <p>Expliquer qu'on peut aussi utiliser la notion d'avancement pour étudier un équilibre chimique</p> | <p>$\text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$</p> <p>Suit les explications et rend les notes</p> <p>a- il faut d'abord l'étalonner pour qu'il donne la valeur de la solution tampon</p> <p>b- Equation $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{Cl}^- + \text{HO}^-$</p> <p>c- calculons : $14 + \log C_B = 14 + \log(0,01) = 12$</p> <p>$\text{pH} < 12$ donc la solution l'ion ammonium est</p> | <p>caractère amphotère de l'eau</p> <p>On mesure le pH de la solution ($\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$) de concentration 0,01 M à l'aide d'un pH-mètre et l'on trouve $\text{pH} = 5,6$</p> <p>a- Quelle précaution faut-il prendre avant d'utiliser le pH-mètre ? Pourquoi ?</p> <p>b- -Ecrire l'équation-bilan de la réaction avec l'eau</p> <p>c- Montrer que l'ion ammonium est un acide faible</p> <p>d- Ecrire le couple</p> |
|---|---|---|--|--|

| | | | | |
|---|--|--|--|--|
| <p>Identifier un couple acide/base à partir de l'équation matérialisant un équilibre chimique</p> | <p>Un système est en équilibre si lorsque les concentrations molaires des espèces chimiques qui le constituent restent constantes au cours du temps. Tout système chimique en équilibre est dynamique.</p> <p>b- Notion de couple acide/base Un couple acide/base est un ensemble formé de deux espèces chimiques qui s'échangent un proton selon le schéma : Acide \rightleftharpoons Base + H⁺ ou AH \rightleftharpoons A⁻ + H⁺ (selon Bronsted) C'est un ensemble formé de deux espèces chimiques conjuguées dont l'une est la base et l'autre l'acide</p> <p><u>Exemples :</u></p> <ul style="list-style-type: none"> - HCl/Cl⁻ : la base conjuguée d'un acide fort (HCl) est une espèce chimique indifférente Cl⁻ dans l'eau. - HCOOH_(aq)/ HCOO⁻_(aq) (acide méthanoïque/ion méthanoate) - C₂H₅NH₃⁺_(aq)/ C₂H₅NH₂_(aq) (ion éthylammonium/éthylamine) - H₃O⁺/ H₂O et H₂O/OH⁻ L'eau est acide pour H₂O/OH⁻ et base pour H₃O⁺/ H₂O: c'est un ampholyte ou un amphotère - NH₄⁺/ NH₃ (ion ammonium/ammoniac) <p>H₂SO₃_(aq)/ HSO₃⁻_(aq) (acide sulfureux/anion hydrogénosulfite). H₂SO₃ est utilisé comme conservateur alimentaire (fruits secs, vins, viandes). C'est un désinfectant</p> | <p>Expliquer à partir des équations-bilans des réactions acide / base comment ressortir les couples acide/base intervenant</p> | <p>un acide faible d- couple acide/base NH₄⁺/ NH₃ d-calcul de : $\alpha = \frac{10^{(pH-14)}}{C_B}$ $\alpha = \frac{10^{(5,6-14)}}{C_B}$ $\alpha = 3,98.10^{-7}$</p> | <p>acide/base correspondant d- Calculer le coefficient de dissociation de l'ion ammonium</p> |
| <p>Montrer que la dissolution dans l'eau d'un acide faible conduit à un équilibre chimique</p> | <p>7.6 – Constante d'équilibre des réactions acide/base Un système chimique est en équilibre lorsque les concentrations molaires de ses constituants restent constantes au cours du temps Un couple Acide/Base est constitué de deux espèces chimiques conjuguées qui échangent un proton H⁺ selon la réaction</p> $\text{Acide (AH)} \rightleftharpoons \text{Base (A}^-) + \text{H}^+$ <p>7.6.1 – Constante d'acidité K_A, constante de basicité K_B</p> <p>a- Constante d'acidité K_A La constante d'acidité K_A d'un couple acide/base est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction d'un acide faible sur l'eau: Acide + H₂O \rightleftharpoons Base + H₃O⁺ $K_a = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[AH]} = \frac{[H_3O^+] \times [Base]}{[Acide]}$ K_A est un nombre sans dimension qui ne dépend que de la température. Le pK_A est l'opposée du logarithme décimal de K_A : pK_A = - logK_A</p> <p>b- Constante de basicité K_B La constante de basicité K_B est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction d'une base faible sur l'eau : Base + H₂O \rightleftharpoons Acide + HO⁻</p> | <p>Etablir et expliquer que la constante d'acidité permet de classer les acides en fonction de leur force (plus K_A est petite, plus l'acide est faible ie qu'il se dissocie partiellement en solution) Expliquer que K_A ne dépend que de la température</p> <p>Expliquer et établir la relation entre</p> | <p>Suit les explications et recopie les notes</p> <p>.1 – Protocole expérimental : A l'aide d'une balance, peser 6g de C₂H₄O₂, verser dans une fiole jaugée de 100 mL à moitié remplie, agiter pour homogénéiser puis compléter le volume jusqu'au trait</p> | <p>On mélange 100 mL d'une solution d'acide éthanoïque obtenu en dissolvant 6g de cet acide dans 1L d'eau avec 300 cm³ d'une solution contenant 2,5g d'éthanoate de sodium. Le mélange a un pH = 5,3 . 1 – Proposer le protocole expérimental de préparation</p> |

| | | | | |
|---|---|---|--|--|
| <p>Etablir la relation entre pH et pKa et en déduire les domaines de prédominance des formes acide et basique</p> <p>Faire une classification des couples acide/base en fonction soit des Ka ou des pKa</p> | <p>$K_B = \frac{[HO^-] \times [Acide]}{[Base]}$ $pK_B = -\log K_B$ $pOH = -\log[HO^-]$ et $K_a \cdot K_B = K_e$</p> <p>7.6.2 – Relation entre pH et pKa, classification des couples acide/base et domaines de prédominance des formes acide et basique</p> <p>a- Relation entre pH et pKa $pKa = -\log \frac{[H_3O^+] \times [Base]}{[Acide]} \leftrightarrow pKa = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[Base]}{[Acide]}$ or $pH = -\log[H_3O^+]$ $pKa = pH - \log \frac{[Base]}{[Acide]} \rightarrow pH = pKa + \log \frac{[Base]}{[Acide]}$</p> <p>b- Relation entre pH, pKa et Ca (concentration molaire d'une solution d'acide faible) D'après l'équation-bilan ci-dessus : $[H_3O^+] = [Base] = [A^-]$ et $[Acide] = Ca$ $K_a = \frac{[H_3O^+][H_3O^+]}{[Acide]} = \frac{[H_3O^+]^2}{Ca} \leftrightarrow -\log K_a = -\log \frac{[H_3O^+]^2}{Ca} = -\log[H_3O^+]^2 + \log Ca$ $\leftrightarrow -\log k_a = -2 \log [H_3O^+] + \log Ca$ $\leftrightarrow -\log K_a = -2 pH + \log Ca$ $\rightarrow pH = \frac{1}{2} (pKa - \log Ca)$</p> <p>c- Classification des couples acide/base - Plus le Ka d'un couple acide/base est élevée, plus l'acide est fort (se dissocie dans l'eau) et plus son pKa est petit. Ainsi pour plusieurs solutions acides de mêmes concentrations, celle de l'acide le plus fort aura le plus petit pH - Plus le Ka d'un couple acide/base est petit, plus la base est forte (se dissocie dans l'eau) et plus son pKa est grand. Ainsi pour plusieurs solutions basiques de mêmes concentrations, celle de la base la plus forte aura le plus grand pH.</p> <p>d- Domaines de prédominance des formes acide et basique Pour un couple A/B, $pH = pKa + \log \frac{[Base]}{[Acide]}$ - Premier domaine : $pH = pKa \leftrightarrow \log \frac{[Base]}{[Acide]} = 0 \leftrightarrow \frac{[Base]}{[Acide]} = 1 \rightarrow [Base] = [Acide]$ - Deuxième domaine : $pH < pKa \leftrightarrow \log \frac{[Base]}{[Acide]} < 0 \leftrightarrow \frac{[Base]}{[Acide]} < 1 \rightarrow [Base] < [Acide]$ Donc la forme acide [Acide] prédomine - Troisième domaine : $pH > pKa \leftrightarrow \log \frac{[Base]}{[Acide]} > 0 \leftrightarrow \frac{[Base]}{[Acide]} > 1 \rightarrow [Base] > [Acide]$ Donc la forme basique [Base] prédomine</p> | <p>le pH, le pKa et la concentration Ca d'une solution d'acide faible</p> <p>Illustrer les domaines de prédominance des formes acide et basique sur l'échelle de pH</p> <p>Apprécier les propositions de réponses des élèves et les amender</p> <p>Expliquer et démontrer comment</p> | <p>de jauge avec de l'eau distillée. Etiqueter et ranger</p> <p>d=1,333 ; pe=1000g/l, t=30% ; M = 40g/mol a-Calcul de C_B $C = \frac{d \cdot t \cdot \rho_e}{100 M}$ $\dot{C} = 0,099 M$</p> <p>b-1 calcul du volume de la solution V C.V = C'.V' or C' = [OH-] = 10^(pH-14) CV = C' 10^(pH-14) $V = \frac{C' \times 10^{pH-14}}{C}$ V = 6,3 mL b-2 -On mesure ce volume avec la pipette graduée de 10 ml 3-calcul du pH</p> | <p>de la solution d'acide éthanoïque (préciser la verrerie nécessaire).</p> <p>Une solution commerciale de 1L de soude, de densité d=1,333, contient en masse 30% d'hydroxyde de sodium NaOH pur. a- Calculer sa concentration. b-Pour des besoins d'une séance de travaux pratiques, on veut préparer 2L d'une solution d'hydroxyde de sodium de pH =12,5. b-1- Quel volume de solution commerciale</p> |
|---|---|---|--|--|

| | | | | |
|---|--|--|--|---|
| <p>Déterminer les domaines de prédominance des formes acide et basique</p> |  <p>- Détermination graphique du pKa d'un couple acide/base En mélangeant une solution d'acide faible A (Ca, Va) à une solution de sa base conjuguée B (Cb, Vb) et on mesure à chaque fois le pH du mélange obtenu au pH-mètre, les Concentrations de chacune des espèces dans le mélange seront :</p> $[A] = \frac{n_A}{V_A + V_B} \text{ or } n_A = C_A \cdot V_A \longrightarrow [A] = \frac{C_A \cdot V_A}{V_A + V_B}$ $[B] = \frac{n_B}{V_A + V_B} \text{ or } n_B = C_B \cdot V_B \longrightarrow [B] = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A + V_B}$ $\frac{[B]}{[A]} = \frac{\frac{C_B \cdot V_B}{V_A + V_B}}{\frac{C_A \cdot V_A}{V_A + V_B}} \longrightarrow \frac{[B]}{[A]} = \frac{C_B \cdot V_B}{C_A \cdot V_A}$ <p>Or si $C_A = C_B$ alors $\frac{[B]}{[A]} = \frac{V_B}{V_A}$ comme $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[B]}{[A]}$</p> <p>Alors $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{V_b}{V_a} \leftrightarrow \text{pH} = f[\log \frac{V_b}{V_a}]$</p> <p>$\text{pH} = f[\log \frac{V_b}{V_a}]$ est une fonction affine qui peut se mettre sous la forme $\text{pH} = a \log \frac{V_b}{V_a} + b$ où a et b sont des constantes à déterminer. Le graphe obtenu est une droite de pente $a = \frac{\Delta \text{pH}}{\Delta(\log \frac{V_b}{V_a})} = 1$. L'ordonnée à l'origine est le pKa recherché du couple acide/base.</p> | <p>déterminer graphiquement le pKa d'un couple acide/base à partir de la fonction affine $\text{pH} = f[\log \frac{V_b}{V_a}]$</p> | <p>$\text{p}^{\text{H}} = 14 + \log\left(\frac{C \cdot V}{V + V_e}\right)$ $\text{pH} = 13,4$</p> | <p>faut-il utiliser c-2-Comment le mesurer ? 3-On verse 25 ml de solution commerciale dans un litre d'eau. Quel est le pH de la solution obtenue ?</p> |
| <p>Déterminer graphiquement la valeur du pKa d'un couple acide/base donné</p> |  <p>d- pH et indicateur coloré Soit l'équation de la réaction d'un IC HInd sur l'eau : $\text{HInd} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ind}^-$ La constante d'acidité Ka est : $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$ or $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]}$</p> | <p>Expliquer et établir la relation entre le pH et les concentrations des formes acide et basique d'un indicateur coloré</p> <p>Expliquer la relation entre le pH et l'indicateur coloré</p> | <p>suit les explications et prend les notes</p> <p>a- l'indicateur coloré a sa teinte acide b- l'indicateur coloré a sa teinte basique c- l'indicateur coloré a sa teinte sensible car il se trouve</p> | <p>Indiquer les teintes prises par les indicateurs colorés dans les cas suivants :</p> <p>a- $\text{pH} < \text{pKa} - 1$ b- $\text{pH} > \text{pKa} + 1$ c- $\text{pKa} - 1 < \text{pH} < \text{pKa} + 1$</p> |

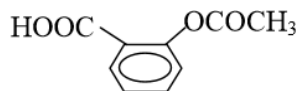
| | | | |
|---|--|---|---|
| <p> $\text{pH} = -\log [H_3O^+] \longleftrightarrow \text{pH} = -\log K_a \times \frac{[HInd]}{[Ind^-]} \text{ or } \text{pK}_a = -\log K_a$ $\rightarrow \text{pH} = \text{pK}_a - \frac{[HInd]}{[Ind^-]}$ </p> <p><u>Solution</u></p> <p>- Equation de dissolution : $H_3PO_4 + 3H_2O \longrightarrow 3H_3O^+ + PO_4^{3-}$</p> <p style="text-align: center;"> $n_A \qquad \qquad \qquad \frac{n_{H_3O^+}}{3} \qquad \qquad \qquad n_{PO_4^{3-}}$ </p> <p>- calcul de la concentration en ions oxoniums H_3O^+</p> <p>D'après la relation de proportionnalité, on a : $n_A = \frac{n_{H_3O^+}}{3} \longrightarrow n_{H_3O^+} = 3n_A$</p> <p>$V_S \times n_{H_3O^+} = 3n_A \times V_S \longrightarrow [H_3O^+] = 3C_A$ AN : $[H_3O^+] = 3 \times 0,025 = 0,075 \text{ mol/L}$</p> <p>- Calcul du pH : la réaction de cet acide avec l'eau a libéré 3 moles de H_3O^+ (n=3)</p> <p>$\text{pH} = -\log [H_3O^+] \longrightarrow \text{pH} = -\log 3C_A$ AN: $\text{pH} = -\log 0,075 = 1,12$ donc pH = 1,12</p> <p>- calcul du coefficient d'ionisation α (il donne le nombre de molécules dissociées)</p> <p>$\alpha = \frac{n_{H_3O^+}}{(n_A)_0} = \frac{[H_3O^+]}{(C_A)_0}$ AN : $\alpha = \frac{0,075}{0,025} = 3 \longrightarrow \alpha = 3 \neq 1$ donc il s'agit d'un acide faible</p> <p>NB : Dans ce cas précis, on tient compte du fait que H_3PO_4 subit trois dissociations successives pour générer les trois ions H_3O^+ en passant par deux autres acidités ($H_2PO_4^{2-}$ de $\text{pK}_{a2} = 7,2$ et HPO_4^{3-} de $\text{pK}_{a3} = 12,7$) de l'acide phosphorique faible</p> <p>La consommation excessive de coca-cola peut induire des insuffisances rénales due à la présence de cet acide.</p> | <p>Expliquer qu'on peut montrer qu'un acide est fort lorsque son $\text{pK}_a < \text{pK}_{a_{\text{eau}}}$ des ions H_3O^+ obtenus par autoprotolyse de l'eau</p> <p>$\text{pK}_{a_{\text{eau}}} = -1,74$</p> | <p>dans sa zone de virage</p> <p><u>Solution</u> (voir cours)</p> | <p>Aider Pana à découvrir la force de cet acide</p> <p><u>TAF</u> Exercices du livre au programme</p> |
|---|--|---|---|

Unité 8 :

REACTIONS ACIDE/BASE. APPLICATION AUX DOSAGES

Situation problème

L'aspirine est un antalgique utilisée en médecine pour le traitement de la douleur d'un patient. Vicky se propose de vérifier par titrage la dénomination "Aspirine 500" inscrite sur la boîte. Elle a sa disposition : 1 comprimé ordinaire l'hydroxyde de sodium. Par un protocole simple, aider Vicky à justifier la dénomination "Aspirine 500" inscrite sur la boîte de comprimés. $M_{\text{asp}} = 180,158 \text{ g/mol}$

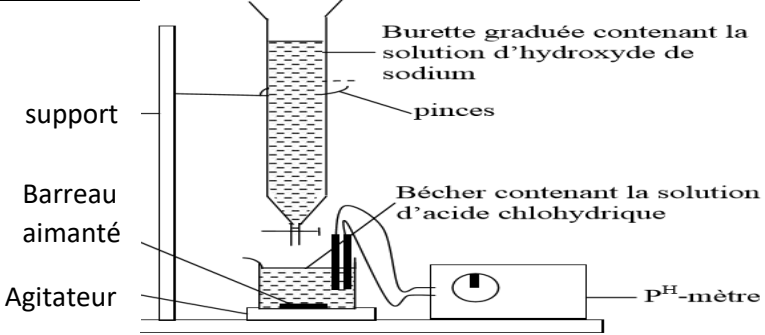
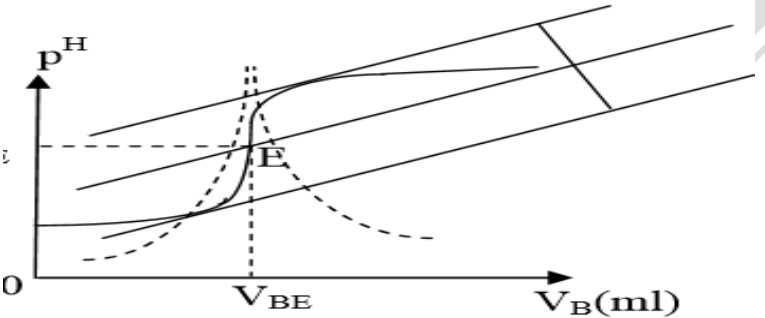


acide acétylsalicylique

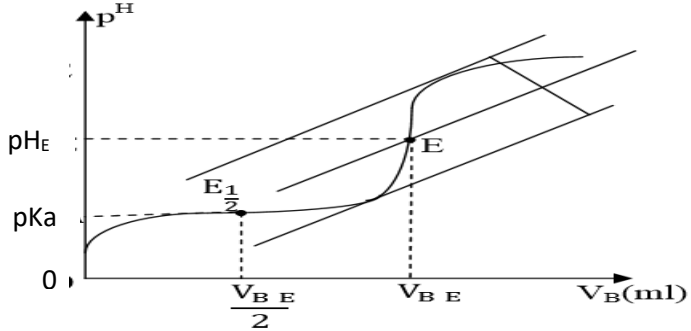
Compétences

- Réaliser un dosage pH-métrique
- Réaliser un dosage colorimétrique
- doser une solution basique

| Compétences de base | Contenu | Activités | | Evaluation |
|--|--|---|---|--|
| | | Enseignement/ | Apprentissage | |
| | | Professeur | Elève | |
| <p>Etudier la réaction entre une solution d'acide chlorhydrique et une solution de soude</p> <p>Etudier les variations du pH en fonction du volume d'acide versé</p> | <p>8.1 – Réaction entre un acide fort et une base forte Doser ou titrer une solution, c'est déterminer expérimentalement sa concentration molaire C à partir d'une solution de concentration connue.</p> <p>a- Etude de la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium Un mélange équimolaire de solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) et d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) permet de faire les observations suivantes : - une élévation de température du milieu réactionnel (réaction exothermique) - à 25°C, pH = 7 (ph de l'eau pure) - une évaporation de l'eau qui conduit à la formation du chlorure de sodium (NaCl) Equation-bilan de la réaction : $(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-) + (\text{Na}^+ + \text{HO}^-) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \underline{\text{NaCl}}$</p> <p>b- Caractéristiques de la réaction La réaction entre un acide fort et une base forte est : rapide, totale et exothermique</p> <p>c- Dosage pH-métrique de l'acide chlorhydrique par l'hydroxyde de sodium On effectue un dosage pH-métrique de la solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) par la solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$)</p> <p>- Etude de la courbe pH = f(V_B) Les différentes valeurs du pH et du volume V_B de base versée grâce au dispositif de dosage ci-dessous, permet de tracer le graphe pH = f(V_B). Cette courbe est croissante et présente un point d'inflexion appelé point d'équivalence E dans une zone appelée saut de pH.</p> <p>NB: L'équivalence est atteinte lorsque les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques de l'équation-bilan de la réaction de dosage. A l'équivalence E, on a : $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{HO}^-} \leftrightarrow C_A V_A = C_B V_B$</p> | <p>Ecrire et expliquer que lors du dosage acide fort – base forte, la réaction est celle entre les ions H_3O^+ apportés par la solution d'acide fort et les ions HO^- apportés par la solution de base forte</p> <p>Expliquer et illustrer comment déterminer graphiquement le pH_E à partir de la méthode des</p> | <p>Un équilibre chimique est la limite commune à deux réactions inverses qui se limitent mutuellement</p> <p>- Equation-bilan réduite à la formation de l'eau $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ - Les ions Na^+ et Cl^- sont absents car ils sont spectateurs</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>-Etalonner le pH-mètre -Bien faire le zéro de la burette graduée</p> | <p>Définir : Equilibre chimique</p> <p>Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage de la solution de l'acide chlorhydrique par la solution de soude. Justifier l'absence des ions Na^+ et Cl^-</p> <p>Citer deux précautions à prendre avant d'effectuer un dosage pH-métrique</p> |

| | | | | |
|---|--|---|--|---|
| <p>Tracer le graphe $\text{pH} = f(V_A)$ et déterminer graphiquement l'équivalent par la méthode des tangentes</p> <p>Faire un choix judicieux de l'IC</p> |  <p>Schéma du dispositif expérimental de dosage</p> <p>- Détermination du point équivalent E par la méthode des tangentes parallèles Elle consiste à tracer :</p> <ul style="list-style-type: none"> • deux tangentes parallèles de même direction de part et d'autre du saut de pH • un segment perpendiculaire aux deux tangentes et les joignant • une médiatrice qui coupe le segment sur la courbe au point d'équivalence noté E.  <p>NB : Pour le dosage colorimétrique, le Bleu de Bromothymol (BBT) est l'indicateur coloré dont le pH_E appartient à sa zone de virage (IC approprié pour ce type de dosage).</p> <p>- Expression du pH lors du dosage d'un acide fort par une base forte</p> <p>❖ Avant l'équivalence E</p> $n_{\text{H}_3\text{O}^+} > n_{\text{HO}^-} \leftrightarrow \text{pH} = -\log\left[\frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+} - n_{\text{HO}^-}}{V_A + V_B}\right] = -\log\left[\frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B}\right] \text{ (monoacides et monobases forts)}$ | <p>tangentes parallèles</p> <p>Expliquer qu'on peut se servir d'un logiciel informatique de calcul, en traçant la courbe $\frac{dpH}{dV_B} = f(V_B)$ (voir les traits interrompus sur le graphe) qui présente un maximum pour $V_B = V_{BE}$</p> <p>Expliquer que toutes ces dernières relations établies permettent de calculer le pH d'un</p> | <p>Suit les explications et reproduit le graphe $\text{pH} = f(V_A)$</p> <p>-dosage pH-métrique -dosage colorimétrique -dosage conductimétrique.</p> <p><u>Solution</u> Acide sulfurique $C_a=10^{-2}\text{M}$, $V_a=0,02\text{L}$ Hydroxyde de Na $C_b=5 \times 10^{-3}\text{ mol/L}$ $V_b = 0,03\text{L}$ -Calcul de $n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ apportés par H_2SO_4 (diacide) $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2C_a V_a$ $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 4.10^{-4}\text{ mol}$ -calcul de n_{HO^-} apportés p NaOH $n_{\text{HO}^-} = C_b V_b$ $n_{\text{HO}^-} = 1,5.10^{-4}\text{ mol}$ $n_{\text{H}_3\text{O}^+} > n_{\text{HO}^-}$ donc le pH</p> | <p>Citer trois types de dosage acido-basiques que vous connaissez</p> <p>Calculer le pH de la solution obtenue par mélange de 20 ml de solution centimolaire d'acide sulfurique avec 30 ml d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $5 \times 10^{-3}\text{ M}$</p> |
|---|--|---|--|---|

| | | | | |
|--|--|---|--|---|
| <p>Exploiter la relation entre les quantités de matière à l'équivalence</p> | <ul style="list-style-type: none"> ❖ Au point équivalent E : $n_{H_3O^+} = n_{HO^-} \rightarrow pH = 7$ à 25°C ❖ Après le point équivalent E $n_{H_3O^+} < n_{HO^-} \leftrightarrow pH = -\log\left[\frac{n_{HO^-} - n_{H_3O^+}}{V_A + V_B}\right] = -\log\left[\frac{C_B V_B - C_A V_A}{V_A + V_B}\right]$ (monoacides et monobases fortes) <ul style="list-style-type: none"> ❖ A la fin du dosage de l'acide fort par la base forte, deux cas se présentent : soient $V_B \gg V_A$ ou alors $V_B \gg V_{BE}$ $pH = 14 + \log\left[\frac{V_B (C_B - C_A \frac{V_A}{V_B})}{V_B (1 + \frac{V_A}{V_B})}\right] \text{ or } \frac{V_A}{V_B} \rightarrow 0 \text{ Donc } pH = 14 + \log C_B$ on constate qu'à la fin du dosage lorsqu'on atteint l'asymptote horizontale), le pH tend vers celui de la solution titrante ($Na^+ + HO^-$) | <p>mélange de solutions d'acide fort et de base forte.</p> | <p>correspond à celui de la solution acide</p> $pH = -\log\left[\frac{n_{H_3O^+} - n_{HO^-}}{V_A + V_B}\right]$ | <p>Quand dit-on qu'une réaction est quasi-totale ou quantitative ?</p> |
| <p>Etudier la réaction entre une solution de soude et une solution d'acide chlorhydrique</p> | <p>d- Dosage pH-métrique : base forte ($Na^+ + HO^-$) – acide fort ($H_3O^+ + Cl^-$) La solution ($Na^+ + HO^-$) est placée dans le bécher tandis que celle de ($H_3O^+ + Cl^-$) dans la burette graduée.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Equation-bilan du dosage : $(H_3O^+ + Cl^-) + (Na^+ + HO^-) \rightarrow 2H_2O + (Na^+ + Cl^-)$ - La courbe $pH = f(V_A)$ est décroissante et présente un seul point d'inflexion dont l'allure est la suivante : - Avant l'équivalence : $n_{HO^-} < n_{H_3O^+}$ - A l'équivalence : $n_{H_3O^+} = n_{HO^-} \rightarrow pH = 7$ à 25°C - Après l'équivalence : $n_{H_3O^+} > n_{HO^-}$ $pH = 14 + \log\left[\frac{n_{HO^-} - n_{H_3O^+}}{V_A + V_B}\right] = -\log\left[\frac{C_B V_B - C_A V_A}{V_A + V_B}\right]$ $pH = -\log\left[\frac{n_{H_3O^+} - n_{HO^-}}{V_A + V_B}\right] = -\log\left[\frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B}\right]$ <ul style="list-style-type: none"> - A la fin du dosage de la base forte par l'acide fort, lorsque $V_A \gg V_B$ ou alors $V_A \gg V_{AE}$ $pH = -\log\left[\frac{V_A (C_B - C_A \frac{V_B}{V_A})}{V_A (1 + \frac{V_B}{V_A})}\right] \text{ or } \frac{V_B}{V_A} \rightarrow 0 \text{ Donc } pH = -\log C_A$ A la fin du dosage lorsqu'on atteint l'asymptote horizontale), le pH tend vers celui de la solution dosante ($H_3O^+ + Cl^-$) | <p>Tracer l'allure de la courbe de dosage base forte-acide fort et expliquer que cette courbe présente trois zones distinctes et établir toutes les relations nécessaires pour déterminer le pH</p> | <p>pH =</p> $-\log\left[\frac{2C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B}\right]$ <p>AN : pH = 2,3</p> <p>Une réaction est quantitative ou quasi-totale si sa constante d'équilibre Kr > 10⁴ ou alors si ΔpKa > 4</p> | <p>A un volume de solution d'acide éthanoïque de concentration molaire 10⁻² mol/L, on ajoute un même volume de solution d'ammoniac de même concentration.</p> <p>a-Ecrire l'équation bilan de la</p> |
| <p>Etudier la réaction entre une</p> | <p>a- Définition de l'équivalence acido-basique L'équivalence acido-basique est le moment de la réaction où la quantité d'ions oxoniums H_3O^+ est égale à la quantité d'ions hydroxydes HO^- : $n_{H_3O^+} = n_{HO^-} \leftrightarrow C_B V_B = C_A V_A$</p> | | <p>Suit les explications et prend les notes <u>Solution</u></p> <ul style="list-style-type: none"> - CH_3COOH $C_A = 10^{-2}$ mol/L $V_A = ?$ - NH_3 $C_B = 10^{-2}$ mol/L $V_B = ?$ a-Equation-bilan | |

| | | | | |
|---|---|--|--|--|
| <p>solution d'acide éthanoïque et une solution de soude</p> <p>Tracer le graphe $pH = f(V_B)$ et déterminer graphiquement le point de demi-équivalence I</p> | <p>8.2 – Dosage acide faible CH_3COOH – base forte ($Na^+ + HO^-$)</p> <p>- Equation de la réaction : $CH_3COOH + (Na^+ + HO^-) \rightleftharpoons (CH_3COO^- + Na^+) + H_2O$ (acétate de sodium)</p> <p>- Caractéristiques : réversible, quasi-totale et exothermique</p> <p>- Les résultats expérimentaux obtenus permettent de tracer le graphe $pH = f(V_B)$ dont l'allure est la suivante :</p>  <p>La courbe présente deux points d'inflexion : le point d'équivalence E et le point de demi-équivalence I ou E_1. Les coordonnées du point de demi-équivalence I sont : $E_1 \left(\frac{V_{BE}}{2} ; pKa \right)$ et pH = pKa du couple de l'acide dosé</p> <p>- A l'équivalence : $n_{CH_3COOH} = n_{HO^-} \leftrightarrow C_A V_A = C_B V_{BE}$ la méthode des tangentes parallèles permet de trouver $pH_E = 8,5 > 7$ (pH_E basique) car la solution est celle de l'éthanoate de sodium</p> <p>- A la demi-équivalence : $n_{HO^-} = \frac{n_{CH_3COOH}}{2}$ deux cas sont envisageables :</p> <p>Si la base est liquide alors : $C_B V_B = \frac{C_A V_A}{2} \rightarrow V_B = \frac{C_A V_A}{2 C_B}$</p> <p>Si la base est solide alors : $n_B = \frac{m_B}{M_B} = \frac{C_A V_A}{2} \rightarrow m_B = \frac{C_A V_A}{2} \times M_B$</p> <p>$V_B$: volume et m : masse d'hydroxyde de sodium à ajouter à une solution d'acide faible pour atteindre la demi-équivalence I où $pH = pKa$</p> <p>NB : A la demi-équivalence I, la solution obtenue est une solution tampon car $pH = pKa = 4,8$</p> <p>Pour le dosage colorimétrique de l'acide acétique par l'hydroxyde de sodium, la phénolphtaléine est l'indicateur coloré approprié car sa zone de virage [8 - 10] contient le $pH_E = 8,3$</p> | <p>Expliquer que:</p> <p>-lorsque $Kr < 10^4 \rightarrow$ la réaction est très limitée</p> <p>-lorsque $Kr = 1 \rightarrow$ l'équilibre n'est ni déplacé vers la droite ni vers la gauche</p> <p>-lorsque $Kr > 10^4 \rightarrow$ la réaction prépondérante est quasi-totale et on dit qu'elle est quantitative</p> <p>Ecrire l'équation-bilan de la réaction et donner ses caractéristiques</p> | <p>$CH_3COOH + NH_3 \rightarrow CH_3COO^- + NH_4^+$</p> <p>Autoprotolyse de l'eau : $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$</p> <p>b- Calcul de la constante d'équilibre Kr</p> $Kr = \frac{[CH_3COO^-][NH_4^+]}{[CH_3COOH][NH_3]}$ $= \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]_{\text{éq}} [NH_4^+]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}} [NH_3]_{\text{éq}} [H_3O^+]}$ $Kr = \frac{Ka_1}{Ka_2} = \frac{10^{-pKa_1}}{10^{-pKa_2}}$ <p>Kr = $10^{-pKa_1 + pKa_2}$</p> <p>$Kr = 10^{-4,7 + 9,2}$</p> <p>Kr = $3,16 \cdot 10^4$</p> <p>c- $Kr > 10^4$ donc cette réaction est totale</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> | <p>réaction qui a lieu</p> <p>b-Calculer la constante d'équilibre associée à l'équation de cette réaction</p> <p>c-Cette réaction est-elle totale ?</p> <p>$pKa_1 = 4,7$ $pKa_2 = 9,2$</p> <p>On mélange un volume V_A(ml) de la solution d'acide acétique ($C_A = 0,1M$) avec un volume V_B(ml) de la solution d'éthanoate de sodium ($C_B = 0,1M$), La courbe ci-contre représente les mesures du pH de la</p> |
| <p>Exploiter la relation entre les quantités de matière à l'équivalence</p> | | | | |
| <p>Faire un choix judicieux de l'IC</p> | | | | |

Etudier la réaction entre une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'ammoniac

Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_A)$ et exploiter la relation entre les quantités de matière à l'équivalence

8.3 – Dosage acide fort ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) – base faible NH_3 (ammoniac)

- Equation de la réaction : $(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-) + \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-) + \text{H}_2\text{O}$
(chlorure d'ammonium)

- Caractéristiques : **réversible et exothermique**

- Les résultats expérimentaux obtenus permettent de tracer le graphe $\text{pH} = f(V_A)$

- La courbe présente deux points d'inflexion : le point d'équivalence **E** et le point de demi-équivalence **I** où $E_{1/2}$

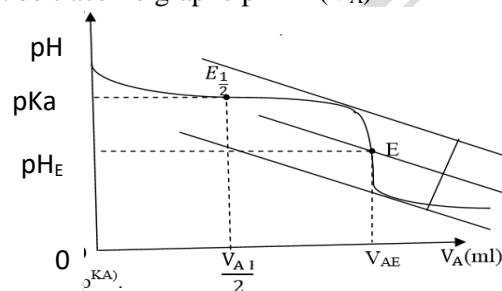
- Au point équivalent E, on trouve par la méthode des tangente : $\text{pH}_E = 5,1 < 7$

- A la demi-équivalence : $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{n_B}{2}$

$$C_A V_A = \frac{C_B V_B}{2} \rightarrow V_A = \frac{C_B V_B}{2 C_A}$$

V_A : volume de monoacide fort à ajouter à la solution de base faible pour atteindre la demi-équivalence I

Pour le **dosage colorimétrique** de la solution d'ammoniac par l'acide chlorhydrique, le **rouge de méthyle** est l'indicateur coloré approprié car sa zone de virage [4,2 – 6 ;2] contient le $\text{pH}_E = 5,1$ (il passe du rouge au jaune)



8.4 – solutions tampons

a- Définitions

Une **solution tampon** est une solution dont le pH varie très peu par addition de petites quantités d'acide ou de base, ou par dilution. C'est aussi une solution constituée d'un acide faible et de sa base conjuguée dans des concentrations voisines

b- Propriétés

- pH peu sensible à la dilution modérée et aux additions modérées de base ou d'acide.
- maintient constant le pH sanguin entre 7,35 et 7,45 pour optimiser le fonctionnement des enzymes

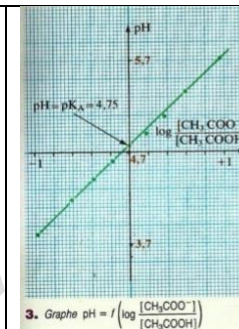
c- Préparation

Elle peut être préparée de trois façons différentes :

- par mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée
- par action d'un acide fort sur une base faible jusqu'à la demi équivalence

Tracer et étudier les variations de la courbe $\text{pH} = f(V_A)$
Expliquer comment déterminer graphiquement les coordonnées du point de demi-équivalence $E_{1/2}$ où $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+]$ et donc $\text{pH}_{E_{1/2}} = \text{p}K_a$.

Expliquer la procédure de préparation d'une solution tampon et



Solution

1-On admettra que les quantités d'acide et de base conjuguées sont égales

$$V_{\text{mél}} = V_A + V_B$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{C_B V_B}{C_A V_A} = \frac{V_{\text{mél}}}{V_{\text{mél}}} = \frac{C_B V_B}{C_A V_A}$$

or $C_A = C_B$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{V_B}{V_A}$$

2-Montrons que le pH peut se mettre sous la forme :

$$\text{pH} = a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Le graphe obtenu correspond à celui d'une application affine de la forme : $y = bx + a$ avec b : pente et

solution obtenue à différentes dates

1-Etablir la relation entre les rapports $\frac{V_B}{V_A}$ et $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

2-A partir du tracé, montrer que le pH peut se mettre sous la forme : $\text{pH} = a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

3- Déterminer les constants a et b.

4-En déduire le $\text{p}K_a$ du couple $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

| | | | | |
|---|--|--|--|---|
| <p>Préparer une solution tampon de pH = pKa</p> | <p>- par action d'une base forte sur un acide faible jusqu'à la demi équivalence</p> <p>d- Importance Les solutions tampons sont utilisées comme :</p> <ul style="list-style-type: none"> - milieu de conservation de différentes biomolécules (échantillons biologiques utilisés dans la recherche sont conservés dans un tampon phosphate salin à pH = 7,4) - solvant, solution de rinçage et diluant pour assurer le stockage à sec des biomolécules - pour l'étalonnage des pH-mètres - pour maintenir constant le pH des eaux minérales vendues et des produits pharmaceutiques à 7 <p><u>Solution :</u></p> <ul style="list-style-type: none"> - elle identifie les groupes caractéristiques de la molécule d'aspirine - elle écrase un comprimé ordinaire, introduit la poudre obtenue dans une fiole jaugée de 500mL à moitié remplie et complète le volume jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée - elle prélève ensuite 200mL qu'elle dose rapidement à froid avec une solution diluée de soude ($C_B = 10^{-1}M$) pour éviter la réaction parasite de saponification - Equation-bilan de la réaction : <div style="text-align: center;"> </div> <ul style="list-style-type: none"> - elle repère l'équivalence grâce à la phénolphthaléine pour $V_{BE} = 11,1mL$ et procède aux calculs nécessaires - Calcul du nombre de mole n_A' dans 200mL de solution, puis la masse m_A d'acide acétylsalicylique contenue dans un comprimé. <p>A l'équivalence : $n_A' = n_{BE} \rightarrow n_A' = C_B \cdot V_{BE}$ AN : $n_A' = 0,1 \times 11,1 \cdot 10^{-3} = 1,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$</p> <p>$n_A' \rightarrow 200 \text{ mL} \mid \rightarrow n_A = \frac{5 \times n_A'}{2}$ AN : $n_A = \frac{5 \times 1,11 \cdot 10^{-3}}{2} = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ dans 500mL</p> <p>$n_A ? \rightarrow 500mL$</p> <p>La masse m d'acide contenue dans un comprimé est : $m_A = n_A \cdot M_A$ AN : $m_A = 2,7 \cdot 10^{-3} \times 180,158 = 0,489 \text{ g} \rightarrow m_A \approx 0,5 \text{ g} \approx 500 \text{ mg}$ Donc la dénomination 'Aspirine 500' inscrite sur la boîte est justifiée car la masse d'acide acétylsalicylique contenue dans un comprimé est : $m_A = 0,5g = 500mg$</p> | <p>justifier son importance</p> <p>Supervise la résolution du problème de justification de la dénomination « aspirine 500 » inscrite sur la boîte de comprimés</p> | <p>a : ordonnée à l'origine. Donc pH peut se mettre sous cette forme.</p> <p>3-Déterminons les constantes a et b</p> $b = \frac{\Delta pH}{\Delta \log \frac{V_B}{V_A}}$ $a = \frac{(5,3) - (-4,6)}{(0,6) - (-0,1)} = 0,96 \approx 1$ <p>Donc a = 0,96 ≈ 1</p> <p>Par lecture graphique, on voit que lorsque $\log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 0$</p> <p>a = 4,75 D'où l'équation affine</p> $pH = \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} + 4,75$ <p>4-le pKa du couple CH_3COO^- / CH_3COOH est pKa = 4,75</p> <p><u>Solution</u> (confer cours)</p> | <p>A l'aide des connaissances acquises, aider Vicky à justifier la dénomination « aspirine 500 » inscrite sur la boîte</p> <p><u>TAF</u> Exercices du livre</p> |
|---|--|--|--|---|

Module 3 : CINETIQUE CHIMIQUE (08 HEURES : COURS : 05 HEURES TP : 02 HEURES TD : 03 HEURES)

Unité 9 : NOTION DE CINETIQUE CHIMIQUE

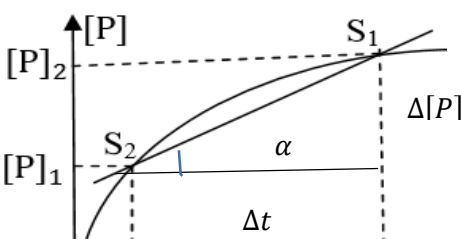
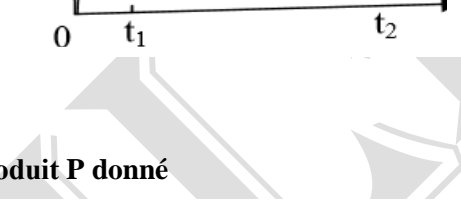
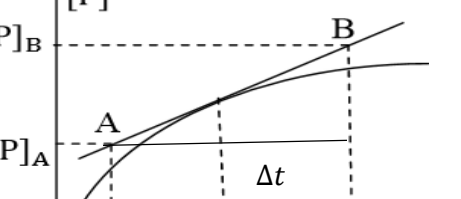
Situation problème

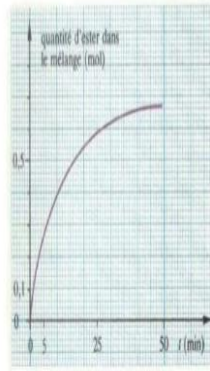
L'éthanol est un alcool utilisé comme solvant ou désinfectant dans les hôpitaux. Suite à la rupture du stock dans son centre de santé, Titi décide le produire par saponification basique à partir du peu resté à sa disposition. Il dispose à cet effet de petites quantités: acide éthanoïque CH_3COOH ; soude NaOH ; d'un chronomètre et du dispositif de dosage. Proposer lui une démarche à suivre pour tracer le graphe $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH}]_t = f(t)$, à déterminer les vitesses instantanées de formation de l'éthanol aux dates 5min et 10min afin qu'il tire lui-même ses propres conclusions sur l'influence des concentrations initiales des réactifs. $[\text{ester}]_0 = [\text{HO}^-]_0 = 10^{-2} \text{ mol/L}$; $V_{\text{ester}} = V_B = 1,5\text{L}$

Compétences

- **Etudier les réactions (ions iodures-ions peroxydisulfates ; estérification et hydrolyse d'un ester)**
- **Tracer les courbes de formation des produits et de disparition des réactifs**
- **Déterminer expérimentalement ou graphiquement les vitesses des réactions**

| Compétences de base | Contenu | Activités | | Evaluation |
|--|---|---|--|--|
| | | Enseignement/Apprentissage | | |
| | | Professeur | Elève | |
| Réaliser une réaction lente (réaction de saponification) | <p>9.1 – Exemples de réactions Une réaction chimique est un processus au cours duquel des substances chimiques interagissent pour former des produits. On distingue :</p> <p>a- Réactions rapides ou instantanées Ce sont des réactions dont l'évolution n'est pas perceptible à l'œil nu (durée est inférieure à un dixième de seconde) : $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AgCl}$ (réaction d'oxydoréduction)</p> <p>b- Réactions lentes C'est une réaction dont l'évolution de l'un de ses paramètres physiques (couleur, pression, conductivité) peut être apprécié à l'œil nu : $2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$</p> <p>c- Réactions très lentes Ce sont réaction dont l'évolution nécessite plusieurs jours ou mois (fermentation alcoolique de l'éthanol : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} + 348 \text{ kJ}$)</p> <p>9.2 – Vitesse de réactions La cinétique est l'étude de la vitesse des réactions chimiques et des facteurs qui influencent ces vitesses. Soit la réaction chimique : $\text{Aa} + \text{bB} \rightarrow \text{cC} + \text{dD}$ Les vitesses de disparition ou de formation sont reliées entre elles :</p> $\frac{v(\text{A})_t}{a} = \frac{v(\text{B})_t}{b} = \frac{v(\text{C})_t}{c} = \frac{v(\text{D})_t}{d}$ <p>9.2.1 – Vitesse de formation d'un produit La courbe de formation d'un produit est toujours croissante</p> | <p>Citer, définir et expliquer des exemples de réactions chimiques en illustrant chaque type par un exemple</p> <p>Tracer expliquer et établir les vitesses</p> | <p>- $\text{pH}_{E\frac{1}{2}} = \text{pKa}$</p> <p>- solution peu sensible à la dilution</p> <p>- quantités de matière d'acide et de base égales</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p>a- l'estérification et l'hydrolyse</p> | <p>Citer les trois propriétés d'une solution à la demi-équivalence</p> <p>Citer : a- deux réactions lentes b- deux réactions très lentes</p> |

| | | | | | |
|--|--|--|---|--|--|
| <p>Etudier la réaction entre les ions iodures et les ions peroxodisulfates</p> | <p>a- Vitesse moyenne de formation d'un produit P donné Notée $V_m(P)$ la vitesse moyenne de formation d'un produit P pendant un intervalle de temps $\Delta t = t_2 - t_1$ est donnée par la formule :</p> $V_m(P) = \frac{\Delta[P]}{\Delta t} = \frac{[P]_2 - [P]_1}{t_2 - t_1}$ avec V_m en $\text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ (si t en min) ou en $\text{mol.L}^{-1}.\text{h}^{-1}$ (si t en heures) Graphiquement c'est le coefficient directeur de la sécante (S_1S_2) au graphe $[P] = f(t)$ aux points d'abscisses t_1 et t_2 tel que : $\alpha = V_m(P) = \frac{\Delta[P]}{\Delta t} = \frac{[P]_2 - [P]_1}{t_2 - t_1}$ |  | <p>moyenne et instantanée de formation d'un produit donné à partir du graphe $[P] = f(t)$</p> | <p>b- la formation de la rouille - la formation de l'eau</p> | <p>On étudie l'action d'une solution aqueuse de peroxydisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ sur une solution aqueuse d'iodure de potassium KI.</p> |
| <p>Tracer les courbes de formation des produits</p> | <p>b- Vitesse instantanée de formation d'un produit P donné La vitesse instantanée $V_{inst}(P)$ de formation d'un produit P à la date t est égale à la valeur de la dérivée de la fonction $[P] = f(t)$ à cette date tel que : $(V_{inst}(P))t = \left(\frac{d[P]}{dt}\right)t$ Graphiquement, c'est le coefficient directeur de la tangente à la courbe $[P] = f(t)$ au point d'abscisse t tel que :</p> $\alpha = (V_{inst}(P))t = \left(\frac{d[P]}{dt}\right)t = \frac{[P]_B - [P]_A}{t_B - t_A}$ en $\text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ ou en $\text{mol.L}^{-1}.\text{h}^{-1}$ |  | <p>Expliquer que La vitesse de formation d'un produit ou de disparition d'un réactif diminue toujours au cours du temps car la concentration des réactifs diminue dans le milieu réactionnel.</p> | <p>-Reproduit la courbe -Suit les explications et prend les notes</p> | <p>1-Ecrire l'équation-bilan de la réaction 2-Ecrire les expressions des vitesses moyennes de formation du I_2 (diiode) et de disparition des ions $S_2O_8^{2-}$ aux dates t_1 et t_2 3- Ecrire les expressions des vitesses instantanées de formation des ions SO_4^{2-} (ions</p> |
| <p>Tracer les courbes de disparition des réactifs</p> | <p>9.2.2 – Vitesse de disparition d'un réactif La courbe de disparition d'un réactif est toujours décroissante a-Vitesse moyenne de disparition d'un réactif La vitesse de disparition $V_{disp}(R)$ d'un réactif R est l'opposé de la dérivée de la fonction $[R] = f(t)$ à cette date tel que :</p> $(V_{disp}(R))t = -\left(\frac{d[R]}{dt}\right)t = -\frac{[R]_B - [R]_A}{t_B - t_A}$ |  | <p>Montrer que les vitesses de formation d'un produit ou de disparition</p> | <p><u>Solution</u> 1-Equation-bilan $S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$ 2-Expressions des vitesses moyennes Pour I_2 (diiode) $-V_m(I_2) = \frac{\Delta n_{I_2}}{\Delta t} = \frac{(nI_2)_{t_2} - (nI_2)_{t_1}}{t_2 - t_1}$ $-V_m(I_2) = \frac{\Delta[P]}{\Delta t} = \frac{[I_2]_2 - [I_2]_1}{t_2 - t_1}$ Pour $S_2O_8^{2-}$ (ions peroxydisulfates)</p> | <p></p> |

| | | | | |
|---|---|---|--|--|
| <p>Montrer que l'on peut rapidement atteindre l'équilibre chimique en augmentant la température, en utilisant un catalyseur approprié ou en modifiant les concentrations initiales des réactifs</p> | <p>$V_{disp}(\mathbf{R})_t$ en $\text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ ou en $\text{mol.L}^{-1}.\text{h}^{-1}$ Graphiquement ; c'est l'opposé du coefficient directeur de la tangente à la courbe $[\mathbf{R}] = f(t)$ au point d'abscisse t tel que : $\alpha = (V_{disp}(\mathbf{R}))_t = - \left(\frac{d[\mathbf{R}]}{dt} \right)_t = - \left(\frac{[\mathbf{R}]_B - [\mathbf{R}]_A}{t_B - t_A} \right)$</p> <p>b- Vitesse instantanée de disparition d'un réactif R donné (Voir paragraphe ci-dessus)</p> <p>c- Temps de demi-réaction $t_{\frac{1}{2}}$ C'est le temps au bout duquel la concentration initiale du réactif limitant diminue de moitié. La concentration du réactif limitant A au temps de demi-réaction est donnée par la relation $[A]_{t_{\frac{1}{2}}} = \frac{1}{2} [A]_0$ où $[A]_0$: concentration initiale du réactif limitant A Les facteurs cinétiques augmentent la vitesse de la réaction en diminuant le temps de demi-réaction</p> <p>9.3 – Influence de différents facteurs sur la vitesse d'une réaction Un facteur cinétique est une grandeur susceptible de modifier la vitesse d'une réaction chimique (catalyseur, température, concentration initiale des réactifs, lumière, solvant, surface de contact des réactifs solides)</p> <p>9.3.1 – Influence de la température La vitesse d'une réaction augmente avec la température du milieu réactionnel En chimie, le contrôle de la température permet de : - déclencher ou accélérer une réaction chimique (conservation des aliments au frais) - ralentir ou bloquer une réaction chimique (trempe d'une prise d'essai dont le but est d'arrêter ou de bloquer la réaction chimique)</p> <p>9.3.2 – Influence des concentrations La vitesse d'une réaction augmente avec la concentration initiale des réactifs</p> <p>9.3.3 – Les catalyseurs a- Définitions - Catalyseur : substance qui augmente la vitesse d'une réaction chimique sans entrer dans son bilan. - Catalyse : accélération d'une réaction chimique au moyen d'un catalyseur - Catalyse homogène : catalyse dans laquelle le catalyseur et le réactif sont dans la même phase (l'estérification est catalysée par l'acide sulfurique)</p> | <p>d'un réactif peuvent s'exprimer en termes de quantité de matière n</p> <p>Expliquer que Le temps de demi-réaction diminue lorsqu'on augmente la température du milieu réactionnel, lorsqu'on utilise un catalyseur ou lorsqu'on augmente la concentration initiale des réactifs</p> <p>Expliquer qu'un facteur cinétique permet d'atteindre plus rapidement</p> | <p>$V_{inst}(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = - \frac{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_2 - [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_1}{t_2 - t_1}$</p> <p>3-Expressions des vitesses instantanées</p> <p>Pour I^- $V_{disp}(\text{I}^-) = - \left(\frac{d[\text{I}^-]}{dt} \right)_t = - \left(\frac{[\text{I}^-]_2 - [\text{I}^-]_1}{t_2 - t_1} \right)$</p> <p>Pour SO_4^{2-} $(V_{inst}(\text{SO}_4^{2-}))_t = \left(\frac{d[\text{SO}_4^{2-}]}{dt} \right)_t = \frac{[\text{SO}_4^{2-}]_2 - [\text{SO}_4^{2-}]_1}{t_2 - t_1}$</p>  | <p>sulfates) et disparition des ions I^- (ion iodure) aux dates t_1 et t_2</p> <p>A 100°C, en présence d'un catalyseur, un mélange de 1ml d'éthanol et 1 mol d'acide éthanóique se transforme lentement selon le graphique ci-contre</p> <p>1-Ecrire l'équation-bilan de réaction 2-Quelles caractéristiques de cette réaction le</p> |
|---|---|---|--|--|

| | | | | |
|---|---|--|--|---|
| <p>Faire l'étude cinétique de la réaction d'estérification (réaction entre l'acide éthanoïque et l'éthanol)</p> | <p>- Catalyse hétérogène : catalyse dans laquelle le catalyseur et le réactif ne sont pas dans la même phase (l'hydrogénation de l'acétylène est catalysée par le nickel)</p> <p>- Catalyse enzymatique : catalyse dans laquelle le catalyseur est une enzyme (protéine dotée de propriétés catalytiques)</p> <p>- Accélérateur de réaction : composé chimique additionnel dont le rôle est d'augmenter la vitesse d'une réaction</p> <p>- Inhibiteur de réaction : composé dont l'action est d'inhiber (ralentir ou arrêter) une réaction chimique</p> <p>- Autocatalyse : catalyse dans laquelle la réaction produit elle-même son catalyseur</p> <p>b- Quelques propriétés des catalyseurs</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ils ont un rôle purement cinétique (n'accélèrent qu'une réaction qui peut avoir lieu) - Ils modifient l'évolution d'une réaction vers l'état d'équilibre (cas des réactions limitées) - Ils sont sélectifs et agissent en quantités infimes <p>9.4 – Application à la réaction d'estérification</p> <p>- Principe de l'étude cinétique</p> <p>On verse des quantités équimolaires d'alcool et d'acide carboxylique dans 10 tubes à essais à moitié plongés dans l'eau glacée. A t = 0s, les tubes sont introduits dans une eau chaude à température constante. A intervalles de temps réguliers, on retire les tubes qu'on plonge à nouveau dans l'eau glacée (trempe). La quantité d'acide restante ($n_{A_{res}}$) est dosée par une solution d'hydroxyde de sodium (C_B ; V_B). n_{A_0} : quantité d'acide initial</p> <p>$n_{A_{réa}} = n_{ester}$: quantité d'acide transformée en ester</p> <p>- Equation-bilan de la réaction</p> $ \begin{array}{ccccccc} \text{R} - \text{COOH} & + & \text{R}' - \text{OH} & \rightleftharpoons & \text{R} - \text{CO} - \text{O} - \text{R}' & + & \text{H}_2\text{O} \\ n_{A_0} & & n_0 & & 0 & & \\ \text{A } t = 0 & & & & & & \\ n_{A_0} - n_{ester} & & n_0 - n_{ester} & & n_{ester} & & \\ \text{A } t \neq 0 & & & & & & \end{array} $ <p>L'acide restant étant dosé par l'hydroxyde de sodium à un temps t quelconque, on a à l'équivalence $(n_{A_{res}})t = (n_{BE})t \iff (n_{A_0} - n_{ester})t = (C_B \cdot V_B)t$</p> $ \iff (n_{ester})t = n_{A_0} - (C_B \cdot V_B)t $ <p>En divisant les deux membres par le volume V_a de l'acide carboxylique, on a :</p> $ \frac{1}{V_a} \times (n_{ester})t = \frac{1}{V_a} \times [n_{A_0} - (C_B \cdot V_B)t] \longrightarrow [ester]t = C_{A_0} - \left(\frac{C_B \cdot V_B}{V_a}\right)t \text{ avec } C_{A_0} \text{ la concentration initiale de l'acide carboxylique} $ <p>Les différentes valeurs obtenues permettent de tracer le graphe $[ester]t = f(t)$</p> | <p>ou plus lentement l'état final d'un système chimique</p> <p>Citer et expliquer quelques types de catalyse ainsi que quelques propriétés des catalyseurs</p> <p>Expliquer le principe de l'étude cinétique de la réaction d'estérification</p> <p>Ecrire l'équation-bilan de la réaction</p> | <p>1-Equation-bilan</p> $ \begin{array}{ccc} \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{C}_2\text{H}_6\text{O} & & \\ n_a & \rightleftharpoons & n_{al} \\ \downarrow & & \uparrow \\ \text{CH}_3\text{CO-O-C}_2\text{H}_5 & & \\ n_{es} & & \\ + \text{H}_2\text{O} & & \end{array} $ <p>2-C'est le caractère limité de la réaction</p> <p>3-Pour t > 50min le système est en équilibre, la réaction évolue dans aucun sens</p> <p>4-Définition et calcul de la vitesse moyenne de formation de l'ester</p> $ V_m(es) = \frac{\Delta n_{es}}{\Delta t} = \frac{(n_{es})_2 - (n_{es})_1}{t_2 - t_1} $ <p>D'après la courbe, on a :</p> $ V_m = \frac{0,62 - 0,32}{30 - 7} $ $ V_m = 1,3 \cdot 10^2 \text{ mol/min} $ <p>5-Définition et calcul de la</p> | <p>graphique met-il en évidence ?</p> <p>Comment la réaction évolue-t-elle pour t > 50 mn</p> <p>4-Définir la vitesse moyenne de formation de l'ester.</p> <p>Calculer cette vitesse entre les dates $t_1=7\text{min}$ et $t_2=30\text{min}$</p> <p>5-Calculer cette vitesse à l'instant t=20 min.</p> |
|---|---|--|--|---|

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|--|-----------------|-----------------------|---------|-------------|---|-----|---------|---------------------|--|----------|--|-------------|--|-------|-------|-----------------------|---------|---------|---------|---------|---|---|---------|-----------------|-----------------|------|------|----------|---|---|---------|---------|---|--|---|
| <p>Faire l'étude cinétique de la réaction de l'hydrolyse d'un ester (réaction d'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle</p> | <p>NB : le pourcentage d'estérification est : $P = \frac{\text{nombre d'ester formé}}{\text{nombre d'acide initial}} = \frac{(n_{\text{ester}})_{\text{formé}}}{(n_A)_0}$</p> <p>9.5 – Hydrolyse d'un ester La réaction d'hydrolyse étant la réaction inverse de l'estérification, le principe reste le même. - Equation-bilan : $R - CO - O - R' + H_2O \rightleftharpoons R - COOH + R' - OH$</p> <table style="margin-left: 20px;"> <tr> <td style="padding-right: 10px;">A t = 0</td> <td style="text-align: center;">n_{es_0}</td> <td style="padding: 0 10px;">+</td> <td style="text-align: center;">0</td> <td style="padding: 0 10px;">+</td> <td style="text-align: center;">0</td> </tr> <tr> <td style="padding-right: 10px;">A t ≠ 0</td> <td style="text-align: center;">$n_{es_0} - (n_A)t$</td> <td></td> <td style="text-align: center;">$(n_A)t$</td> <td></td> <td style="text-align: center;">$(n_{Al})t$</td> </tr> </table> <p>n_{es_0} : quantité de matière d'ester initial ; C_{es_0} : concentration initiale d'ester ; $(n_{es})t$: quantité de matière d'ester restant à un temps t quelconque et $(n_A)t$: quantité de matière d'acide formé à un temps t quelconque. L'acide formé est dosé par l'hydroxyde de sodium, alors $n(a)t = (C_B \cdot V_B)t$ Et $(n_{es})t = n_{es_0} - (n_A)t \leftrightarrow (n_{es})t = n_{es_0} - (C_B \cdot V_B)t$ En divisant les deux membre par le volume d'ester V_{es} on a : $[ester]_{res}t = C_{es_0} - \frac{C_B \cdot V_B}{V_{es}}t$</p> <p>Les différentes valeurs obtenues permettent de tracer le graphe $([ester]_{res})t = f(t)$</p> <p><u>Solution</u> - formation de l'éthanoate d'éthyle (ester) par réaction de l'acide éthanoïque et de l'éthanol selon l'équation : $CH_3COO-H + HO-C_2H_5 \rightleftharpoons CH_3-COO-C_2H_5 + H_2O$ (éthanoate d'éthyle) - Calcul de la quantité de matière initiale en ion HO^- notée $(n_{HO^-})_0$ avant le mélange $(n_{HO^-})_0 = C_B \cdot V_B$ AN : $(n_{HO^-})_0 = 0,02 \times 1,5 = 0,03$ mol donc $(n_{HO^-})_0 = 0,03$ mol Ester et soude étant pris à volumes et concentration égaux : $(n_{HO^-})_0 = (n_{ester})_0$ 0,03 mol - Hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle par l'hydroxyde de sodium: il mélange à volumes égaux des solutions d'éthanoate d'éthyle et d'hydroxyde de sodium de même concentration. Il va se produire une réaction d'estérification (lente, totale) selon l'équation : $CH_3-COO-C_2H_5 + (Na^+ + HO^-) \rightarrow CH_3COO^- + Na^+ + C_2H_5OH$</p> <table style="margin-left: 20px;"> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">ester</td> <td style="text-align: center;">soude</td> <td style="text-align: center;">(éthanoate de sodium)</td> <td style="text-align: center;">éthanol</td> </tr> <tr> <td>à t = 0</td> <td style="text-align: center;">0,03mol</td> <td style="text-align: center;">0,03mol</td> <td style="text-align: center;">0</td> <td style="text-align: center;">0</td> </tr> <tr> <td>à t ≠ 0</td> <td style="text-align: center;">$(0,03 - X)mol$</td> <td style="text-align: center;">$(0,03 - X)mol$</td> <td style="text-align: center;">Xmol</td> <td style="text-align: center;">Xmol</td> </tr> <tr> <td>à la fin</td> <td style="text-align: center;">0</td> <td style="text-align: center;">0</td> <td style="text-align: center;">0,03mol</td> <td style="text-align: center;">0,03mol</td> </tr> </table> <p>La réaction étant totale, tous les réactifs sont transformés en produits - Calcul de la concentration initiale en ion HO^- notée $[HO^-]_0$ dans le mélange (t = 0)</p> | A t = 0 | n_{es_0} | + | 0 | + | 0 | A t ≠ 0 | $n_{es_0} - (n_A)t$ | | $(n_A)t$ | | $(n_{Al})t$ | | ester | soude | (éthanoate de sodium) | éthanol | à t = 0 | 0,03mol | 0,03mol | 0 | 0 | à t ≠ 0 | $(0,03 - X)mol$ | $(0,03 - X)mol$ | Xmol | Xmol | à la fin | 0 | 0 | 0,03mol | 0,03mol | <p>Faire l'étude cinétique de la réaction et établir la relation permettant de tracer le graphe $[ester]t = f(t)$</p> <p>Procéder de la même façon pour la réaction de l'hydrolyse de l'ester</p> <p>Expliquer que c'est l'ion hydroxyde issu de la soude $H-O^-$ qui constitue</p> | <p>vitesse instantanée de formation de l'ester à t = 20min $V_t(es) = \left(\frac{dn_{es}}{dt}\right)_t = \frac{(n_{es})_2 - (n_{es})_1}{t'' - t'}$ d'après la courbe $V_{20}(es) = \frac{0,7 - 0,32}{36 - 3}$ $V_{20}(es) = 1,4 \cdot 10^2 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$</p> <p>Suit les explications et prend les notes</p> <p><u>Solution</u> (voir cours)</p> | <p>Proposition de la démarche à suivre par Titi pour tracer la courbe $[C_2H_6O]t = f(t)$, à déterminer les vitesses instantanées de formation de l'éthanol aux dates 5min et 10min afin qu'il tire lui-même ses propres conclusions</p> |
| A t = 0 | n_{es_0} | + | 0 | + | 0 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| A t ≠ 0 | $n_{es_0} - (n_A)t$ | | $(n_A)t$ | | $(n_{Al})t$ | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | ester | soude | (éthanoate de sodium) | éthanol | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| à t = 0 | 0,03mol | 0,03mol | 0 | 0 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| à t ≠ 0 | $(0,03 - X)mol$ | $(0,03 - X)mol$ | Xmol | Xmol | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| à la fin | 0 | 0 | 0,03mol | 0,03mol | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Etudier graphiquement l'influence de la concentration initiale (facteur cinétique) des réactifs mis en jeu sur la vitesse de formation d'un produit donné au cours d'une réaction chimique

$V_{mél} = V_{ester} + V_{soudé}$ AN : $V_{mél} = 3L$ (volume du mélange)

$[HO^-]_0 = \frac{(n_{HO^-})_0}{V_{mél}}$ AN : $[HO^-]_0 = \frac{0,03}{3} = 0,01$ Donc $[HO^-]_0 = 0,01 \text{ mol/L}$

Pour suivre l'évolution du mélange réactionnel, il doit procéder par dosages successifs de prélèvements pour déterminer la concentration en ions $[HO^-]_t$ à différentes dates t.

Il consigne ensuite les résultats dans un tableau :

| Date t (min) | 2 | 4 | 6 | 8 | 10 | 12 | 14 | 16 |
|---------------------|-----|-----|-----|---|-----|-----|----|-----|
| $[HO^-]_t$ (mmol/L) | 7,4 | 5,4 | 3,8 | 3 | 2,4 | 2,2 | 2 | 1,8 |

- Calcul de la concentration d'éthanol formé à la date t notée $[C_2H_5OH]_t$ (mélange)

Réaction mole à mole, on a : $(n_{HO^-})_0 = (n_{éthanol})_0 \rightarrow [C_2H_5 - OH]_t = \frac{(n_{HO^-})_0}{V_{mél}} = 0,01 \text{ M}$

La quantité de matière l'ion hydroxyde consommé est égale à celle de l'éthanol formé tel

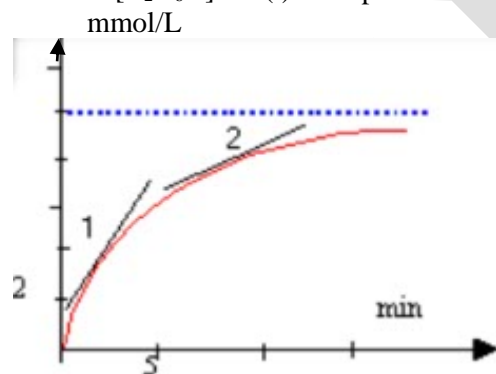
que : $(n_{C_2H_5OH})_t = (n_{HO^-})_0 - (n_{HO^-})_t$

$\leftrightarrow V_{mél} \times [(n_{C_2H_5OH})_t = (n_{HO^-})_0 - (n_{HO^-})_t] \rightarrow [C_2H_5OH]_t = [HO^-]_0 - [HO^-]_t$

Faire les applications numériques puis compléter le tableau ci-dessus avec une troisième ligne donnant les valeurs de $[C_2H_5OH]_t$

| Date t (min) | 2 | 4 | 6 | 8 | 10 | 12 | 14 | 16 |
|---|-----|-----|-----|---|-----|-----|----|-----|
| $[HO^-]_t \cdot 10^{-3} \text{ mmol/L}$ | 7,4 | 5,4 | 3,8 | 3 | 2,4 | 2,2 | 2 | 1,8 |
| $[C_2H_5OH]_t \cdot 10^{-3} \text{ mmol/L}$ | 2,6 | 4,6 | 6,2 | 7 | 7,6 | 7,8 | 8 | 8,2 |

- Tracer $[C_2H_5OH]_t = f(t)$ en exploitant le tableau ci-dessus :



Courbe de $[C_2H_5OH]_t = f(t)$

- Pour $t' = 10 \text{ min}$, on aura :

Graphiquement, la vitesse instantanée de formation de l'éthanol est égale au coefficient directeur de la tangente à la courbe aux dates $t = 5 \text{ min}$ (1) et $t' = 10 \text{ min}$ (2) - Pour $t = 5 \text{ min}$

$$(V_{C_2H_5OH})_{5 \text{ min}} = \left(\frac{d[C_2H_5OH]}{dt} \right)_{5 \text{ min}} = \frac{[C_2H_5OH]_{t_2} - [C_2H_5OH]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{6,2 - 4,6}{6 - 4} = 0,8$$

$$(V_{C_2H_5OH})_{5 \text{ min}} = 0,8 \text{ mmol/min}$$

le site **nucléophile** (riche en électrons) qui réagit facilement avec le carbone du groupe ester qui constitue le site **électrophile** (pauvre en électrons)

Expliquer que la réaction de saponification qui en résulte est l'interaction entre ces deux sites

Suit les explications et prend les notes pour mieux résoudre les problèmes de cinétique

| | | | | |
|--|--|--|--|---|
| | $(V_{C_2H_5OH})_{10min} = \left(\frac{d[C_2H_5OH]}{dt} \right)_{10min} = \frac{[C_2H_5OH]_{t_2} - [C_2H_5OH]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{7,8 - 7,0}{12 - 8} = 0,2$ $(V_{C_2H_5OH})_{10min} = 0,2 \text{ mmol/min} < 0,8 \longrightarrow (V_{C_2H_5OH})_{5min} < (V_{C_2H_5OH})_{10min}$ <p>donc la vitesse de formation de l'éthanol diminue au cours du temps. De même la concentration initiale des réactifs (facteur cinétique étudié) diminue au cours du temps.</p> <p><u>Conclusion</u> : La vitesse instantanée de formation de l'éthanol est d'autant plus petite que la concentration des réactifs mis en jeu est plus faible</p> | | | <p><u>TAF</u> Exercices du livre au programme</p> |
|--|--|--|--|---|