

Classe : Tle D
Thème : CHIMIE ORGANIQUE
Titre de la Leçon : LES ALCOOLS
Durée : 7 heures

TABLEAU DES HABLETES ET CONTENUS

HABILETES	CONTENUS
Définir	un alcool.
Connaître	- le groupe fonctionnel alcool. - la formule générale d'un alcool.
Identifier	- un alcool primaire. - un alcool secondaire. - un alcool tertiaire.
Nommer	un alcool.
Ecrire	les formules semi-développées de quelques alcools.
Indiquer	quelques méthodes de préparation d'un alcool.
Ecrire	les équations-bilans des réactions chimiques : - déshydratation intramoléculaire ; - déshydratation intermoléculaire ; - réaction avec le sodium ; - combustion des alcools.
Connaître	les produits de l'oxydation ménagée : - d'un alcool primaire ; - d'un alcool secondaire.
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction chimique entre : - un alcool primaire et une solution oxydante ; - un alcool secondaire et une solution oxydante.
Ecrire	les formules semi-developpées de quelques polyols (glycol et glycérol).

EXEMPLE DE SITUATION

Les élèves de la Tle C du Lycée Moderne de Treichville effectuent une sortie d'étude dans une Brasserie. Ils découvrent des méthodes industrielles de préparation de boissons alcoolisées. Très impressionnés, ils décident, de retour en classe, de connaître la formule générale des alcools, d'indiquer quelques méthodes de préparation d'un alcool et d'écrire les équations-bilans de quelques réactions chimiques.

MATERIEL	SUPPORTS DIDACTIQUES
<ul style="list-style-type: none"> - GBF ; - Oscilloscope ; - Multimètre ; - Boîtes de capacités (0-15 μF) ; - Bobines d'inductance (sans noyau) ; - Boîtes de résistors à décades ; - Interrupteur. 	Planches d'oscillogrammes
	BIBLIOGRAPHIE
	<ul style="list-style-type: none"> -Manuel élève Tle C et D Collection Arex - Livre de SP Tle C et D Collection Eurin

PLAN DE LA LEÇON

1. Généralités
 - 1.1. Définition des alcools
 - 1.2. Nomenclature des alcools
 - 1.3. Différentes classes d'alcool
 - 1.4. Polyols
2. Préparation des alcools
 - 2.1. Fermentation des jus sucrés
 - 2.2. Hydratation des alcènes
 - 2.3. Préparation du glycol (éthan-1, 2-diol)
3. Quelques propriétés chimiques des alcools
 - 3.1. Déshydratation intramoléculaire
 - 3.2. Réaction avec le sodium
4. Oxydation des alcools
 - 4.1. Combustion des alcools
 - 4.2. Oxydation ménagée
 - 4.2.1. Oxydation en phase gazeuse
 - 4.2.2. Oxydation en solution
 - * Activité expérimentale
 - Action des ions dichromates sur les trois classes d'alcools.
 - Identification des produits de l'oxydation
 - Conclusion générale
 - * Equations-bilan des réactions

SITUATION D'EVALUATION

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite										
Présentation (10minutes)	Questions/ Réponses	Rappels / Prérequis		<p>1. Généralités</p> <p>Un alcool est un composé organique dont la molécule renferme un groupe hydroxyle —OH (groupe fonctionnel) fixé sur un atome de carbone tétraédrique (carbone fonctionnel).</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>FONCTION CHIMIQUE</th> <th>ALCOOL</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>GROUPE FONCTIONNEL</td> <td> $\begin{array}{c} \\ \text{---C---OH} \\ \end{array}$ </td> </tr> <tr> <td>FORMULE GENERALE</td> <td>$C_n H_{2n+1} - OH$ ou $R - OH$</td> </tr> <tr> <td>FORMULE BRUTE GENERALE</td> <td>$C_n H_{2n+2} O$</td> </tr> <tr> <td>NOMENCLATURE</td> <td>Alcan-x-ol avec x indice de position du carbone fonctionnel</td> </tr> </tbody> </table> <p>Exemples :</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-end;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{cccc} & 3 & 2 & 1 \\ & \text{CH}_3 & \text{---CH}_2 & \text{---CH}_2 & \text{---OH} \\ & & & & \text{propan-1-ol} \end{array}$ </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{cccc} & 4 & 3 & 2 & 1 \\ & \text{CH}_3 & \text{---CH}_2 & \text{---CH} & \text{---CH}_3 \\ & 1 & 2 & & 4 \\ & & & \text{OH} & \\ & & & \text{butan-2-ol} & \end{array}$ </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \text{---C---CH}_3 \\ \quad \\ 1 \quad 2 \quad 3 \\ \text{OH} \\ \text{2-methylpropan-2-ol} \end{array}$ </div> </div>	FONCTION CHIMIQUE	ALCOOL	GROUPE FONCTIONNEL	$\begin{array}{c} \\ \text{---C---OH} \\ \end{array}$	FORMULE GENERALE	$C_n H_{2n+1} - OH$ ou $R - OH$	FORMULE BRUTE GENERALE	$C_n H_{2n+2} O$	NOMENCLATURE	Alcan-x-ol avec x indice de position du carbone fonctionnel
FONCTION CHIMIQUE	ALCOOL													
GROUPE FONCTIONNEL	$\begin{array}{c} \\ \text{---C---OH} \\ \end{array}$													
FORMULE GENERALE	$C_n H_{2n+1} - OH$ ou $R - OH$													
FORMULE BRUTE GENERALE	$C_n H_{2n+2} O$													
NOMENCLATURE	Alcan-x-ol avec x indice de position du carbone fonctionnel													

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p style="text-align: center;">1.1. Différentes classes d'alcool</p> <p>Il existe trois classes d'alcools :</p> <ul style="list-style-type: none"> les alcools primaires (I) <p>Leur carbone fonctionnel est directement lié à au plus un (0 ou 1) atome de carbone.</p> <p style="text-align: center;">$R-CH_2-OH$ Exemple : Propan-1-ol</p> <ul style="list-style-type: none"> les alcools secondaires (II) <p>Le carbone fonctionnel est lié à deux atomes (2) de carbone.</p> <p style="text-align: center;">$R_1-CHOH-R_2$ Exemple : Butan-2-ol</p> <ul style="list-style-type: none"> les alcools tertiaires (III) <p>Le carbone fonctionnel est lié à trois atomes (3) de carbone.</p> <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} R_2 \\ \\ R_1-C-R_3 \\ \\ OH \end{array}$ ou $\begin{array}{c} R_2 \\ \\ R_1-COH-R_3 \end{array}$ Exemple : 2-méthylPropan-2-ol </p> <p>NB : R, R₁, R₂ et R₃ sont des groupes alkyles.</p> <p style="text-align: center;">1.2. Polyols</p> <p>Certaines molécules organiques comportent plusieurs groupes hydroxyles liés à des atomes de carbone différents : on les appelle polyalcools ou polyols.</p>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>Exemples :</p> <p style="text-align: center;"> $\text{OH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ éthan-1, 2-diol ou glycol </p> <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{OH} \end{array}$ propan-1, 2, 3-triol ou glycérol </p> <p>2. Préparation des alcools</p> <p style="padding-left: 40px;">2.1. Fermentation des jus sucrés</p> <p>L'éthanol est obtenu par fermentation des jus contenant des sucres dits fermentescibles tels que le glucose, le fructose ou l'amidon. La réaction est catalysée par des enzymes. Avec le glucose, on a l'équation bilan suivante :</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{enzyme}} 2 \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + 2 \overset{\curvearrowright}{\text{CO}}_2$ <p style="padding-left: 40px;">2.2. Hydratation des alcènes</p> <p>L'hydratation des alcènes en présence d'acide sulfurique ou d'acide phosphorique conduit à l'obtention d'alcools.</p> <p>Exemple :</p> $\begin{array}{ccc} \text{CH}_2 = \text{CH}_2 & + & \text{H}_2\text{O} \\ \text{éthylène} & & \end{array} \xrightarrow[300 \text{ }^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \text{éthanol} \end{array}$

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>Remarque : Dans le cas d'un alcène dissymétrique on obtient deux alcools. L'alcool majoritaire est celui de plus grande classe</p> $\text{CH}_3\text{—CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \begin{cases} \longrightarrow \text{CH}_3\text{—}\overset{\text{OH}}{\text{CH}}\text{—CH}_3 & \text{propan-2-ol} \\ & \text{classe II} \\ \longrightarrow \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{OH} & \text{propan-1-ol} \\ & \text{classe I} \end{cases}$ <p>Le propan-2-ol est obtenu majoritairement.</p> <p>2.3. Préparation du glycol (éthan-1, 2-diol)</p> <p>Première étape : Oxydation de l'éthylène</p> $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \xrightarrow{\text{Ag}} \begin{array}{c} \text{CH}_2 \text{---} \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array} \text{ oxyde d'éthylène}$ <p>Deuxième étape : Hydrolyse de l'oxyde d'éthylène</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \text{---} \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 \text{---} \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \quad \text{OH} \end{array} \text{ glycol}$ <p>Le glycol est utilisé comme liquide réfrigérant pour les moteurs.</p> <p>3. Quelques propriétés chimiques des alcools</p> <p>3.1. Déshydratation intramoléculaire</p> <p>Les alcools peuvent être déshydratés au contact d'un catalyseur solide comme l'alumine (Al₂O₃), en phase gazeuse. On obtient de manière préférentielle l'alcène le plus substitué (c'est-à-dire le moins hydrogéné sur les deux atomes de carbone qui s'engagent dans la double liaison).</p>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>Exemple :</p> $ \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{OH} \\ \text{3-methylbutan-2-ol} \end{array} \xrightarrow[450^\circ\text{C}]{\text{Al}_2\text{O}_3} \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{H} \\ \text{2-methylbut-2-ene} \end{array} + \text{H}_2\text{O} $ <p style="text-align: right; color: red;">Produit majoritaire</p> $ \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}=\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{H} \\ \text{3-methylbut-1-ene} \end{array} $ <p style="text-align: right; color: red;">Produit minoritaire</p> <p>Remarque : A environ 200°C la déshydratation se fait entre deux molécules d'alcools (intermoléculaire) ; on obtient alors un éther - oxyde.</p> $2\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH} \xrightarrow[200^\circ\text{C}]{\text{Al}_2\text{O}_3} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>3.2. Réaction avec le sodium</p> <p>La réaction entre un alcool et le sodium est une réaction d'oxydoréduction résultant d'un transfert d'électron du sodium vers l'alcool. On obtient alors un alcoolate de sodium et du dihydrogène.</p> $\text{R}-\text{OH} + \text{Na} \longrightarrow (\text{RO}^- + \text{Na}^+) + \frac{1}{2} \text{H}_2$ <p>Exemple : Cas de l'éthanol</p> $ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH} + \text{Na} \longrightarrow (\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{O}^- + \text{Na}^+) + \frac{1}{2} \text{H}_2 $ <p style="text-align: center;">éthanolate de sodium</p>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>4. <u>Oxydation des alcools</u></p> <p>4.1. <u>Oxydation brutale</u></p> <p>C'est la combustion dans le dioxygène de l'air d'un composé organique. Dans le cas des alcools, Il se forme toujours du CO₂ et H₂O selon l'équation générale :</p> <p>Exemple : $C_4H_9OH + 6O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O$</p> <p>Généralisation : $C_nH_{2n+1}OH + \frac{3n}{2}O_2 \rightarrow nCO_2 + (n + 1)H_2O$</p> <p>NB : L'oxydation brutale détruit la chaîne carbonée du composé.</p> <p>4.2. <u>Oxydation ménagée</u></p> <p>Une oxydation ménagée est une oxydation douce qui s'effectue sans rupture de chaîne carbonée à l'aide d'oxydants tels que l'ion dichromate (Cr₂O₇²⁻), l'ion permanganate (MnO₄⁺), etc....</p> <p style="text-align: center;">4.2.1. <u>Oxydation ménagée des alcools primaires</u></p> <p>L'oxydation ménagée d'un alcool primaire conduit à la formation de l'aldéhyde correspondant. Si l'oxydant est en excès, l'aldéhyde est oxydé à son tour en acide carboxylique.</p> <ul style="list-style-type: none"> <u>Oxydation par le Cr₂O₇²⁻ en défaut</u> <p>La réaction entre l'éthanol et les ions dichromate met en jeu les couples redox suivant : Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺ et R-CHO/R-CH₂-OH</p> $3 R - CH_2 - OH \longrightarrow 3 R - CHO + 6 H^+ + 6 e^-$ $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$ <hr/> $3 R - CH_2 - OH + Cr_2O_7^{2-} + 8 H^+ \longrightarrow 3 R - CHO + 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$ <p>En solution aqueuse :</p> $3 R - CH_2 - OH + Cr_2O_7^{2-} + 8 H_3O^+ \longrightarrow 3 R - CHO + 2 Cr^{3+} + 15 H_2O$

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>Si l'oxydant est en excès, l'aldéhyde formé se transforme en l'acide carboxylique suivant l'équation :</p> $3 \text{R-CHO} + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 3 \text{R-CO}_2\text{H} + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$ <hr/> $3 \text{R-CHO} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8 \text{H}^+ \longrightarrow 3 \text{R-CO}_2\text{H} + 2 \text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ <p>En solution aqueuse :</p> $3 \text{R-CHO} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8 \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 3 \text{R-CO}_2\text{H} + 2 \text{Cr}^{3+} + 12 \text{H}_2\text{O}$ <p>L'équation globale de la réaction d'oxydation de l'éthanol en acide éthanoïque s'écrit :</p> $3 \text{R-CH}_2\text{-OH} + 2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16 \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 3 \text{R-CO}_2\text{H} + 4 \text{Cr}^{3+} + 27 \text{H}_2\text{O}$ <ul style="list-style-type: none"> • <u>Oxydation par le MnO_4^-</u> La réaction entre l'éthanol et les ions permanganate met en jeu les couples redox suivants : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{R-CHO}/\text{R-CH}_2\text{-OH}$ $\begin{array}{l} (\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}) \times 2 \\ (\text{R-CH}_2\text{-OH} \rightarrow \text{R-CHO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-) \times 5 \end{array}$ <hr/> $2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{R-CH}_2\text{-OH} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{R-CHO}$ • <u>Oxydation catalytique par le dioxygène de Pair (lampe sans flamme)</u> L'oxydation ménagée de l'éthanol est catalysée par le cuivre. Elle produit de l'éthanal et de l'acide acétique

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>L'oxydation de l'éthanol en éthanal par le O₂ donne :</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHO} + \text{H}_2\text{O}$ <p>L'oxydation d'une partie de l'éthanal ainsi formée conduit à l'acide carboxylique.</p> $\text{CH}_3 - \text{CHO} + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COOH}$ <ul style="list-style-type: none"> • <u>Déshydrogénation catalytique</u> En faisant passer les vapeurs d'éthanol en absence d'air sur le cuivre catalyseur maintenu à une température d'environ 300°C. On obtient de l'éthanal et d'un dégagement de dihydrogène. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHO} + \text{H}_2$ <p style="text-align: center;">4.2.2. <u>Oxydation ménagée des alcools secondaires</u></p> <p>L'oxydation ménagée d'un alcool secondaire conduit à une cétone. L'oxydation ménagée du propan-2-ol par le permanganate de potassium met en jeu les couples redox suivant : MnO₄⁻/Mn²⁺ et R₁-CO-R₂/R₁-CH(OH)-R₂</p> $\begin{array}{l} (\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}) \times 2 \\ (\text{R}_1 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{R}_2 \rightarrow \text{R}_1 - \text{CO} - \text{R}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-) \times 5 \end{array}$ <hr/> $2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{R}_1 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{R}_2 \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{R}_1 - \text{CO} - \text{R}_2$ <p style="text-align: center;"><u>Remarque</u> : les alcools tertiaires ne s'oxydent pas.</p> <p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'EVALUATION</u></p> <p>Au cours d'une évaluation, ton professeur de PC met à ta disposition les résultats d'expériences suivantes portant sur un composé organique B inconnu :</p> <ul style="list-style-type: none"> • R1 : Un composé organique B, liquide ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. L'analyse montre que cette substance contient en masse : 66,7% de carbone ; 11,1% d'hydrogène et 22,2% d'oxygène. • R2 : L'action de la DNPH sur B donne un précipité jaune.

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<ul style="list-style-type: none"> • R3 : Une solution de dichromate de potassium en milieu acide est réduite par le composé B • R4 : Le liquide B provient de l'oxydation ménagée d'un alcool A <p>Données: $M_c = 12\text{g/mol}$; $M_H = 1\text{g/mol}$; $M_o = 16\text{g/mol}$.</p> <p>Tu es donc invité à identifier les composés A et B à partir de ces informations.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Détermine sa formule brute sachant que sa masse molaire vaut 72g/mol. 2. A partir du résultat R2, donne les formules semi-développées et les noms que l'on peut envisager pour le liquide B. 3. A partir du résultat R3 : <ol style="list-style-type: none"> 3.1. Donne les fonctions chimiques possible de B. 3.2. Indique la (ou les) formules développée (es) que l'on peut retenir. 4. Sachant que le corps B est l'isomère à chaîne ramifiée. <ol style="list-style-type: none"> 4.1. Indique la formule développée et le nom du corps organique C obtenu dans la réaction de B avec la solution de dichromate de potassium. 4.2. Ecris l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui conduit B à C. 5. Précise le nom, la classe et la formule développée de A.

Classe : Tle D
 Thème : CHIMIE ORGANIQUE
 Titre de la Leçon : COMPOSES CARBONYLES : ALDÉHYDES ET CÉTONES
 Durée : 3 heures

TABLEAU DES HABLETES ET CONTENUS

HABILETES	CONTENUS
Définir	un composé carbonylé.
Connaître	- le groupe carbonyle. - les formules générales des aldéhydes et des cétones.
Identifier	- un aldéhyde. - une cétone.
Nommer	- un aldéhyde. - une cétone.
Ecrire	les formules semi-développées de quelques aldéhydes et cétones.
Réaliser	les tests caractéristiques des aldéhydes et des cétones.
Connaître	la propriété chimique différenciant les aldéhydes des cétones.
Connaître	- le test commun aux aldéhydes et cétones. - les tests spécifiques aux aldéhydes.
Ecrire	- l'équation-bilan de la réaction chimique entre l'ion diamine argent I et un aldéhyde. - l'équation-bilan de la réaction chimique entre la liqueur de Fehling et un aldéhyde.

EXEMPLE DE SITUATION

Un élève de la Terminale C du Lycée Moderne de M'Bahiakro lit, dans une revue scientifique, un article Relatif aux composés oxygénés. Il est intrigué par ce passage : « Le groupe carbonyle est l'un des groupes Fonctionnels les plus importants en raison de sa réactivité et de son abondance dans la nature Chez une multitude de composés naturels odorants, le groupe fonctionnel est un aldéhyde ou une cétone. Ils possèdent des propriétés communes mais il y a aussi des propriétés caractéristiques pour les aldéhydes et pour les cétones ».

Le lendemain, il partage ces informations avec ses camarades de classe. Pour en savoir davantage, les élèves décident de connaître le groupe carbonyle, les formules générales des aldéhydes et des cétones et de les caractériser.

MATERIEL	SUPPORTS DIDACTIQUES
	Planches
	BIBLIOGRAPHIE
	-Manuel élève Tle C et D Collection Arex - Livre de SP Tle C et D Collection Eurin

PLAN DE LA LEÇON

1. Généralités
 - 1.1. Aldéhydes
 - 1.2. Cétones
2. Caractérisation des aldéhydes et des cétones
 - 2.1. Test commun aux aldéhydes et aux cétones
 - 2.2. Tests spécifiques aldéhydes Position d'un point dans un repère
 - 2.2.1. Test avec le réactif de Schiff
 - 2.2.2. Test avec le nitrate d'argent ammoniacal (réactif de Tollens)
 - 2.2.3. Test avec la liqueur de Fehling
3. Tableau récapitulatif

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
			$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$ <p>butan-2-one</p>	<p>Exemples :</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \quad \quad \quad \\ \quad \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$ <p>3-methylbutan-2-one</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \parallel \\ \quad \quad \quad \text{O} \end{array}$ <p>2-methylpentan-3-one</p> <p>2. Caractérisation des aldéhydes et des cétones</p> <p>2.1. Test commun aux aldéhydes et aux cétones</p> <p>En solution alcoolique acidifiée, les aldéhydes et les cétones réagissent avec la 2,4-DNPH (2,4-dinitrophénylhydrazine). On obtient un précipité jaune orangé caractéristique de la présence du groupe carbonyle.</p> <p>2.2. Tests spécifiques aldéhydes Position d'un point dans un repère</p> <p>Les aldéhydes se distinguent des cétones par leur caractère réducteur ; celui-ci est mis en évidence par les tests suivant :</p> <p>2.2.1. Test avec le réactif de Schiff</p> <p>En présence d'aldéhyde, le réactif de Schiff, incolore, vire au rose.</p> <p>2.2.2. Test avec le nitrate d'argent ammoniacal (réactif de Tollens)</p> <p>Les aldéhydes réduisent l'ion diamine argent I ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$) en argent métal. Le bilan de cette réaction d'oxydo-réduction est :</p> <p>➤ Oxydation de l'aldéhyde (en milieu basique)</p> $\text{R} - \text{CHO} + 3 \text{OH}^- \longrightarrow \text{R} - \text{CO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite									
				<p>➤ Réduction de l'ion diamine argent I</p> $2 [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{Ag} + 4 \text{NH}_3$ <hr/> <p>$\text{R}-\text{CHO} + 2 [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + 3 \text{OH}^- \longrightarrow \text{R}-\text{CO}_2^- + 2 \text{Ag} + 4 \text{NH}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$</p> <p style="text-align: center;">2.2.3. Test avec la liqueur de Fehling</p> <p>Les aldéhydes réduisent les ions cuivre II (Cu^{2+}) en ion cuivre I (Cu^+). Il se forme par chauffage un précipité rouge brique d'oxyde de cuivre I (Cu_2O). Le bilan de cette réaction d'oxydo-réduction est :</p> <p>➤ Oxydation de l'aldéhyde (en milieu basique)</p> $\text{R}-\text{CHO} + 3 \text{OH}^- \longrightarrow \text{R}-\text{CO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$ <p>➤ Réduction de l'ion Cu^{2+}</p> $2 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- + 2 e^- \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ <hr/> <p>$\text{R}-\text{CHO} + 2 \text{Cu}^{2+} + 5 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{R}-\text{CO}_2^- + 3 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>2.3. Tableau récapitulatif</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Réactif</th> <th>Aldéhyde</th> <th>Cétone</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>2,4-DNPH</td> <td>précipité jaune orangé</td> <td>précipité jaune orangé</td> </tr> <tr> <td>Réactif de Schiff</td> <td>Coloration rose</td> <td>—</td> </tr> </tbody> </table>	Réactif	Aldéhyde	Cétone	2,4-DNPH	précipité jaune orangé	précipité jaune orangé	Réactif de Schiff	Coloration rose	—
Réactif	Aldéhyde	Cétone											
2,4-DNPH	précipité jaune orangé	précipité jaune orangé											
Réactif de Schiff	Coloration rose	—											

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite		
				Réactif de Tollens	miroir d'argent	—
				Réactif de Fehling	précipité rouge brique	—
				<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'EVALUATION</u></p> <p>Lors d'un rangement de matériel au laboratoire en compagnie du laborantin, Attihoua découvre un flacon contenant un liquide. Le laborantin lui dit que ce flacon contient un composé carbonylé de formule $CxHyO$. Attihoua veut vérifier l'information du laborantin. Pour cela, il réalise la combustion complète du composé organique dans 9,8L de dioxygène ; il obtient 7,35L de dioxyde de carbone et 5,4g d'eau.</p> <p>Aide Attihoua dans sa tâche à partir des résultats de son expérience.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. <ol style="list-style-type: none"> 1.1. Ecris l'équation-bilan de la réaction. 1.2. Détermine la formule brute du composé. 1.3. Donne les fonctions chimiques possibles 1.4. Ecris les formules semi-développées et les noms des isomères possibles. 2. Décris l'action : <ol style="list-style-type: none"> 2.1. de la 2,4- DNPH et du réactif de Schiff sur ces composés. 2.2. du réactif de Tollens et de la liqueur de Fehling sur ces composés. Ecris l'équation-bilan de la réaction si elle a lieu. 3. Ecris la ou les formule(s) semi-développée(s) et le ou les nom(s) du ou des corps formé(s) par oxydation ménagée des composés $CxHyO$ de la question 3). 4. Les composés $CxHyO$ sont obtenus par action du dichromate de potassium acidifié sur des alcools. <ol style="list-style-type: none"> 4.1. Ecris les formules semi-développées de ces alcools et les équations d'oxydation. 4.2. Donne la formule semi-développée et le nom de l'alcène susceptible de donner ces alcools. 		

Niveau : Tle D

THEME 2 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 2 : AMINES

Durée : 1 heures

HABILETES	CONTENUS
Définir	une amine.
Connaître	la formule générale d'une amine.
Nommer	une amine.
Identifier	<ul style="list-style-type: none">• une amine primaire ;• une amine secondaire ;• une amine tertiaire.
Expliquer	le caractère basique des amines.
Montrer	le caractère nucléophile des amines.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">•••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> <ul style="list-style-type: none">- Schémas sur polycopies- Fiche TD--
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
PRE-REQUIS : <ul style="list-style-type: none">---	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u>
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u>	

PLAN DU COURS

1-RAPPELS

2-DE L'AMMONIAC AUX AMINES

2.1-Définition

2.2- les 3 classes d'amines

2.3-Nomenclature

2.3.1-Cas d'une amine primaire

2.3.2-Cas des amines secondaires et tertiaires

3-PROPRIETES CHIMIQUES DES AMINES

3.1-Propriété basique des solutions aqueuses d'amines

3.2-Propriété nucléophile

3.2.1) Définition

3.2.2) Exemple

3.3-Application

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	AMINES
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Pendant le cours de SVT, les élèves de la Terminale C du Lycée Moderne de Dimbokro ont appris que les engrais, très important en agriculture, sont essentiellement composés du trio « NPK » c'est-à-dire Azote, Phosphore et Potassium ; et que la structure électronique de l'azote lui confère des propriétés particulières conduisant à une famille de composés appelée les amines. Au cours de Chimie, ces élèves veulent en savoir davantage. Ils décident alors de connaître la formule générale des amines, quelques propriétés des amines, d'identifier les trois classes d'amine et de montrer leur caractère basique.</p> <p><u>1-RAPPELS</u></p> <ul style="list-style-type: none"> -Structure électronique de l'atome d'azote : $(Z = 7) K^2L^5$ - Formule de Lewis : $\cdot\overset{\cdot}{\text{N}}\cdot$ <p><u>2-DE L'AMMONIAC AUX AMINES</u></p> <p><u>2.1-Définition</u></p> <p>Une amine est un composé organique qui comporte un atome d'azote lié à au moins un groupement alkyle ou phényle.</p> <p>Exemple : $CH_3 - NH_2$</p>

2.2- les 3 classes d'amines

-Les amines primaires de formule générale $R_1 - NH_2$

-Les amines secondaires de formule $R_1 - NH - R_2$

-Les amines tertiaires de formule

$$\begin{array}{c} R_1 - N - R_2 \\ | \\ R_3 \end{array}$$

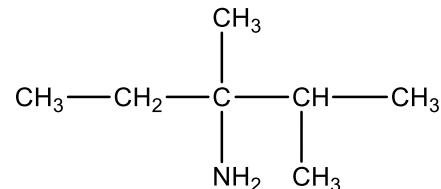
2.3-Nomenclature

2.3.1-Cas d'une amine primaire

Le nom d'une amine primaire dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée en remplaçant le << e >> final par amine.

Exemples : $CH_3 - NH_2$ méthanimine ; $CH_3 - CH_2 - NH_2$

éthanamine

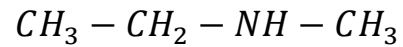


2,3-diméthylpentan-3-amine

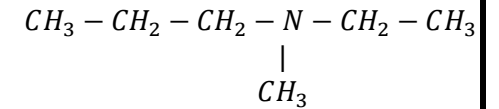
2.3.2-Cas des amines secondaires et tertiaires

- Si les groupements carbonés sont identiques, on utilise les préfixes di et tri.
- Si les groupements carbonés sont différents, on cherche le plus long contenant l'atome d'azote. Le nom de l'amine est celui de l'amine primaire correspondant, en faisant précéder le nom du groupement carboné lié à l'atome d'azote de N-.

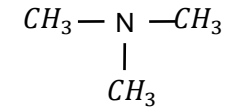
Exemples



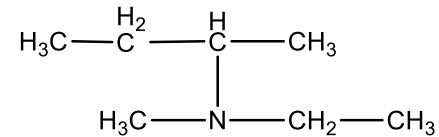
N-méthyléthylamine



N-éthyl-N-méthylpropanamine



triméthylamine



N-éthyl-N-méthylbutan-2-amine

Remarques

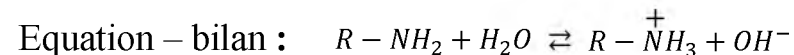
La formule brute générale d'une amine saturée est : $C_nH_{2n+3}N$.

3-PROPRIETES CHIMIQUES DES AMINES

La présence du doublet non liant sur l'atome d'azote confère aux amines des propriétés chimiques particulières.

3.1-Propriété basique des solutions aqueuses d'amines

La fixation d'un H^+ sur le doublet non liant de l'azote se fait assez facilement ; Ce qui confère aux amines un caractère basique (sens de Bronsted). Ce sont des bases faibles.



3.2-Propriété nucléophile

3.2.1) Définition

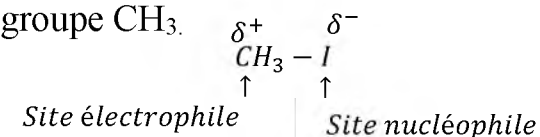
Un réactif nucléophile est un composé qui possède une zone riche en électrons. Le doublet non liant de l'atome d'azote confère aux amines un caractère nucléophile.

Ce caractère nucléophile va se traduire par l'affinité des amines avec des composés qui possèdent des sites pauvres en électrons (site électrophile)

3.2.2) Exemple

Dans la molécule de l'iodométhane $CH_3 - I$, le doublet électronique est plus proche de l'atome I que le groupe CH_3 .

Cette liaison est polarisée :

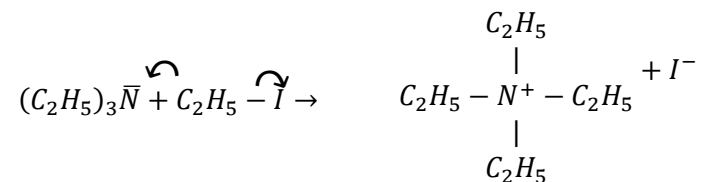


3.3-Application

Le caractère nucléophile des amines permet la synthèse d'amines secondaire et tertiaire à partir d'une amine primaire, puis à celle des ions ammonium quaternaire

Exemple La réaction d'Hofmann :

La synthèse de l'iodure d'éthylammonium à partir de la triméthylamine et du iodoéthane



SITUATION D'EVALUATION

A l'oral du concours d'entrée à l'école d'agronomie, Marcelle doit déterminer la formule brute d'une amine tertiaire et masse du produit obtenu lors de sa réaction avec un iodoalcane. L'analyse quantitative de cette amine révèle la composition centésimale massique suivante 60,96% de carbone, 15,35% d'hydrogène et 23,7% d'azote.

Données :

M(C) = 12g/mol ; M (H) = 1 g/mol ; M (N) = 14g/mol ; M (I) = 126, 9 g/mol

Donne un coup de pouce à Marcelle.

1. Donne générale des amines non cyclique contenant n atomes de carbone.
2.
 - 2.1. Calcule sa masse molaire moléculaire.
 - 2.2. Détermine sa formule brute.
3. Donner sa formule semi-développée et son nom.
4. On fait réagir l'amine tertiaire avec l'iodométhane.
 - 4.1 Ecris l'équation-bilan de la réaction.
 - 4.2 Donne la propriété des amines est mise en jeu dans cette réaction. Dis à quoi est due cette propriété.
 - 4.3 Calcule la masse du produit obtenu lorsqu'on fait réagir 0,59g de l'amine sur 1,42g d'iodométhane, en supposant la réaction totale.

Classe : Tle D
 Thème : CHIMIE ORGANIQUE
 Titre de la Leçon : ACIDES CARBOXYLIQUES ET DÉRIVÉS
 Durée : 3 heures

TABLEAU DES HABLETES ET CONTENUS

HABILETES	CONTENUS
Définir	un acide carboxylique.
Connaître	- le groupe fonctionnel carboxyle. - la formule générale d'un acide carboxylique.
Nommer	un acide carboxylique.
Connaître	- les propriétés physiques des acides carboxyliques. - les propriétés acides des acides carboxyliques.
Identifier	- un ester. - un chlorure d'acide. - un anhydride d'acide. - une amide.
Ecrire	les formules semi-développées de quelques acides carboxyliques et leurs dérivés.
Nommer	- un ester. - un chlorure d'acide. - une amide. - anhydride d'acide.
Ecrire	- les équations-bilans des réactions de passage de l'acide carboxylique à ses dérivés (chlorure d'acyle , anhydride d'acide, ester, amide). - l'équation-bilan de la réaction d'obtention d'un ester à partir : - d'un chlorure d'acyle ; - d'un anhydride d'acide.

EXEMPLE DE SITUATION

Des élèves de Terminale d1 du Lycée Moderne de Bonon découvrent dans un manuel le texte suivant : « Les fonctions acide, ester et amide sont présentes dans la plupart des molécules du monde vivant. Elles interviennent dans de très nombreux composés organiques de synthèse, des matières plastiques les plus courantes aux médicaments les plus élaborés ».

En classe, ils partagent ces informations avec leurs camarades et ensemble, ils décident de s'informer sur Les acides carboxyliques, d'identifier leurs dérivés, de les nommer et d'écrire les équations-bilans de Passage des acides carboxyliques à leurs dérivés.

MATERIEL	SUPPORTS DIDACTIQUES
	Planches
	BIBLIOGRAPHIE
	-Manuel élève Tle C et D Collection Arex - Livre de SP Tle C et D Collection Eurin

PLAN DE LA LEÇON

1. LES ACIDES CARBOXYLIQUES

1.1. Définition et formule générale

1.2. Nomenclature

1.3. Propriétés des acides.

2. LES DERIVES DES ACIDES CARBOXYLIQUES

2.1. Les chlorures d'acyles

2.1.1. Définition

2.1.2. Nomenclature

2.1.3. Préparation

2.2. Les Anhydrides d'acide.

2.2.1. Définition

2.2.2. Nomenclature

2.2.3. Préparation

2.3. Les esters

2.3.1. Définition

2.3.2. Nomenclature

2.3.3. Préparation

2.4. Les amides

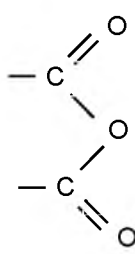
2.4.1. Définition

2.4.2. Nomenclature

2.4.3. Préparation des amides

2.4.4. Hydrolyse des dérivés des acides carboxyliques

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
Présentation (10minutes)	Questions/ Réponses	Rappels / Prérequis		<p style="text-align: center;">1. LES ACIDES CARBOXYLIQUES</p> <p>1.1. Définition et formule générale</p> <p>Un acide carboxylique est une molécule organique caractérisée par la présence d'un groupe carboxyle. ou - COOH ;</p> $\begin{array}{c} \text{---C---OH} \\ \\ \text{O} \end{array}$ <p>leur formule générale est : $R\text{---}\begin{array}{c} \text{C} \\ \\ \text{O} \end{array}\text{---OH}$ ou $C_nH_{2n+2}O_2$</p> <p>1.2. Nomenclature</p> <p>Le nom d'un acide carboxylique s'obtient en remplaçant le (e) final de l'hydrocarbure correspondant par la terminaison (oïque), l'ensemble étant précédé du mot acide. La chaîne est numérotée de façon à ce que le carbone du groupe carboxyle ait l'indice 1.</p> <p>Exemples</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{---C---OH} \\ \\ \text{O} \end{array}$ <p>Acide éthanoïque</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{---C---CH}_2\text{---C---OH} \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 \quad \quad \text{O} \end{array}$ <p>Acide-3,3-diméthylbutanoïque</p> </div> </div> <p>Activité d'application 1</p> <p>Un monoacide carboxylique à chaîne carbonée saturée non cyclique a pour masse molaire $M = 102\text{g/mol}$</p> <ol style="list-style-type: none"> 1-Déterminer sa formule brute. 2-Ecrire les formules semi-développées et les noms des isomères possibles de cet acide. <p>1.3. Propriétés des acides.</p> <p>Ce sont des acides faibles dans l'eau. Ils réagissent alors partiellement avec l'eau selon l'équation :</p> $RCOOH + H_2O \rightleftharpoons RCOO^- + H_3O^+$

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>2. LES DERIVES DES ACIDES CARBOXYLIQUES</p> <p>2.1. Les chlorures d'acyles</p> <p>2.1.1. Définition Un chlorure d'acyle est un composé organique qui contient le groupe caractéristique.</p> $\begin{array}{c} -C-Cl \\ \\ O \end{array} \quad \text{Formule générale} \quad R - \begin{array}{c} C-Cl \\ \\ O \end{array}$ <p>2.1.2. Nomenclature Le nom du chlorure d'acyle dérive du nom de l'acide de même squelette carboné correspondant en remplaçant le mot acide par chlorure de et la terminaison oïque par oyle</p> <p>Exemples</p> $\begin{array}{c} CH_3-C-Cl \\ \\ O \end{array} \quad \begin{array}{c} CH_3-CH_2-C-Cl \\ \\ O \end{array}$ <p>Chlorure de d'éthanoyle Chlorure de propanoyle</p> <p>2.1.3. Préparation On utilise comme réactifs le chlorure de thionyle ($SOCl_2$) ou le pentachlorure de phosphore (PCl_5) Equations - bilan :</p> $RCOOH + SOCl_2 \rightarrow RCOCl + SO_2 + HCl;$ $RCOOH + PCl_5 \rightarrow RCOCl + POCl_3 + HCl$ <p><i>NB</i> : la première méthode est préférable puisque les produits secondaires formés sont gazeux et se dégagent au fur et mesure de leur formation.</p> <p>2.2. Les Anhydrides d'acide.</p> <p>2.2.1. Définition Un anhydride d'acide est un composé organique qui possède le groupe caractéristique</p> <p>Leur formule générale est :</p> $\begin{array}{c} R-C=O \\ \\ O \\ \\ R'-C=O \end{array}$ 

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>2.2.2. Nomenclature On remplace l'appellation acide par anhydride Cas d'anhydride symétrique Cas d'anhydride mixte</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \diagdown \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \diagup \\ \text{O} \end{array}$ <p>Anhydride éthanoïque</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \parallel \quad \quad \parallel \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array}$ <p>Anhydride éthanoïque-méthanoïque</p> </div> </div> <p>2.2.3. Préparation Un anhydride d'acide résulte de l'élimination d'une molécule d'eau entre deux molécules d'acide carboxylique. On utilise généralement un puissant déshydratant : le décaoxyde de tétraphosphore P_4O_{10} :</p> <p>➤ Par déshydratation intermoléculaire Elle se produit entre deux molécules d'acides carboxyliques identiques ou différentes Cas général</p> <div style="text-align: center; margin-top: 20px;"> $\begin{array}{c} \text{OH} \\ \diagup \\ \text{R} - \text{C} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array} + \begin{array}{c} \text{OH} \\ \diagup \\ \text{R} - \text{C} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} \\ \diagdown \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} \\ \diagup \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ou } 2 \text{ R} - \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} \xrightarrow{\text{P}_4\text{O}_{10}} \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} \\ \diagdown \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} \\ \diagup \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ </div>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>Exemple :</p> $ \begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \\ \text{O} \end{array} + \begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \\ \text{O} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{O} \\ \\ \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O} $ <p>➤ Par déshydratation intramoléculaire Elle se produit par chauffage d'un diacide carboxylique, lorsque les deux groupes carboxyles sont proches.</p> <p>Exemple</p> $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{O} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{C} - \text{O} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O} $ <p>Anhydride phénalique</p> <p>2.3. Les esters 2.3.1. Définition Les esters sont des composés organiques qui possèdent le groupe caractéristique :</p> $ \begin{array}{c} - \text{C} - \text{O} - \text{C} \\ \\ \text{O} \end{array} $ <p>Leur formule générale est :</p> $ \begin{array}{c} \text{R}_1 - \text{C} - \text{O} - \text{R}_2 \\ \\ \text{O} \end{array} $ <p>R_1 peut désigner une chaîne carbonée ou un atome d'hydrogène, alors que R_2 désigne nécessairement une chaîne carbonée.</p> <p>2.3.2. Nomenclature Les esters dérivent des acides carboxyliques par remplacement de leur groupement -OH par un groupe -OR provenant d'un alcool.</p>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p><u>NB</u> : Ces deux dernières réactions sont des estérifications indirectes, elles sont rapides, totales et exothermiques. Elles sont avantageuses dans l'industrie.</p> <p>2.4. <u>Les amides</u></p> <p>2.4.1. <u>Définition</u></p> <p>Un amide est un composé organique qui possède le groupe caractéristique</p> <p><u>Formules générales.</u></p> $\begin{array}{c} \text{---C---N---} \\ \quad \\ \text{O} \end{array}$ <p>Il existe trois groupes d'amides :</p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>Les amides non substitués</u> • <u>Les amides substitués sur l'azote</u> $\begin{array}{c} \text{R}_1\text{---C---NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{R}_1\text{---C---NH---R}_2 \\ \\ \text{O} \end{array} \qquad \begin{array}{c} \text{R}_1\text{---C---N---R}_2 \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{R}_3 \end{array}$ <p>R_2 et R_3 sont des groupes carbonés</p> <p>2.4.2. <u>Nomenclature</u></p> <p>-Si l'amide est non substitué son nom s'obtient à partir du nom de l'acide correspondant, en remplaçant la terminaison oïque par amide.</p> <p><u>Exemple</u></p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{---C---NH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array} \quad \text{éthanamide}$ <p>-Si l'amide a des substitutions sur l'azote on énonce d'abord ces groupes substituants dans l'ordre alphabétique, précédés de la lettre N, puis du nom de l'acide correspondant $RCOOH$ dans lequel on remplace la terminaison oïque par la terminaison amide.</p> <p><u>Exemples</u></p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{---C---NH---CH}_3 \\ \\ \text{O} \end{array} \quad \text{N-méthyléthanamine} \qquad \begin{array}{c} \text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---C---N---CH}_2\text{---CH}_3 \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{CH}_3 \end{array} \quad \text{N-éthyl N-méthylpropanamide}$

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>2.4.3. Préparation des amides</p> <p>➤ Préparation des amides non substituées à l'azote</p> <p>– Par déshydratation d'un carboxylate d'ammonium</p> <p>Etape 1 : Action d'un acide carboxylique sur l'ammoniac :</p> <p>Etape 2 : Déshydratation du carboxylate d'ammonium par chauffage</p> $\text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{OH} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons (\text{R}-\text{COO}^- + \text{NH}_4^+) \xrightarrow{\text{Chauffage}} \text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">Carboxylate</p> <p>– Par action d'un chlorure d'acyle sur l'ammoniac</p> $\text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{Cl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{NH}_2 + \text{HCl}$ <p>➤ Préparation d'un amide substitué à l'azote :</p> <p>– Par action d'un chlorure d'acyle sur une amine.</p> $\text{R}_1-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{Cl} + \text{R}_2-\text{NH}_2 \rightarrow \text{R}_1-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{NH}-\text{R}_2 + \text{HCl}$ <p>2.5. Hydrolyse des dérivés des acides carboxyliques</p> <ul style="list-style-type: none"> • L'hydrolyse des chlorures d'acyle : $\text{R}-\text{COCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{R}-\text{COOH} + \text{HCl}$ C'est une réaction violente. • L'hydrolyse des anhydrides d'acides : $\text{R}-\text{COOCO}-\text{R} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{R}-\text{COOH}$ C'est une réaction totale et lente à froid. <p><u>NB</u> : ces deux réactions conduisent à l'acide carboxylique dont ils dérivent.</p>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D’EVALUATION 1</u></p> <p>Un concours de chimie, organisé par l’unité pédagogique de physique-chimie consiste à identifier des composés organiques inconnus à partir de quelques informations. L’un des composés proposés est un ester de formule brute est $C_6H_{12}O_2$ Les informations disponibles sont les suivantes :</p> <ul style="list-style-type: none"> • L’hydrolyse de C donne un acide carboxylique A et un alcool B. • L’acide carboxylique a réagi avec le pentachlorure de phosphore (PCl_5) pour donner un composé X. • Par action de l’ammoniac sur X on obtient un composé organique D à chaîne carbonée saturée non ramifiée. La masse molaire moléculaire du composé D est égale à 59 g/mol • L’alcool B est un alcool non ramifié. Il est oxydé par une solution acidifiée de permanganate de potassium. Il se forme un composé organique E qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophenylhydrazine et qui réagit avec la liqueur de Fehling. <p>Etant candidat, tu décides d’exploiter ces informations afin de déterminer la formule semi-développée du composé proposé.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Précise les fonctions chimiques de C, X et D. 2. Détermine : <ol style="list-style-type: none"> 2.1. la formule brute du composé D. 2.2. la formule semi développé de D et donne son nom. 3. Donne les formules semi développé et les noms des composés X et A. 4. <ol style="list-style-type: none"> 4.1. Précise la fonction chimique de E. 4.2. Donne la formule semi développée et le nom de E et B. <p style="text-align: center;"><u>SITUATION D’EVALUATION 2</u></p> <p>Le composé organique responsable de l’odeur caractéristique de la banane mûre est un ester E de formule générale $C_nH_{2n}O_2$. Il contient en masse 27,6% d’oxygène. Afin de déterminer la formule semi-développée de cet ester, vous réalisez une série d’expériences.</p> <p>Expérience 1 : Par action de l’eau sur E, vous obtenez deux composés A et B.</p>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>Expérience 2 : L'addition de quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT) fait virer au jaune la solution du composé A. L'action du decaoxyde de tétraphosphore (P_4O_{10}) sur A donne l'anhydride éthanoïque (A_1).</p> <p>Expérience 3 : L'oxydation ménagée de B par le permanganate de potassium en milieu acide conduit à la formation d'un composé B_1. Le composé B_1 est soumis à deux tests :</p> <ul style="list-style-type: none"> - l'action de la DNPH sur B_1 donne un précipité jaune ; - l'action de la liqueur de Fehling sur B_1 ne provoque aucun changement de coloration. <p>Données : Masse molaire atomique en g/mol : $M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(O) = 16$.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Montrer que la formule brute de E est $C_6H_{12}O_2$. 2. Donner les fonctions chimiques des produits de la réaction de l'expérience 1. 3. Préciser les caractéristiques de cette réaction. 4. Identification de A. <ol style="list-style-type: none"> 4.1 Donner la fonction chimique de A. 4.2 Écrire la formule semi-développée de A_1. 4.3 En déduire la formule et le nom de A. 5. Identification de B. <ol style="list-style-type: none"> 5.1 Donner la fonction chimique et la formule brute de B_1. 5.2 Donner la formule semi-développée et le nom de B. 6. Déduire de ce qui précède, le nom et la formule semi-développée de l'ester E.

Niveau : Tle D

THEME 1 : CHIMIE MINERALE

LEÇON 1 : SOLUTION AQUEUSE – NOTION DE pH

Durée : 3,5 heures

HABILETES	CONTENUS
Connaître	quelques propriétés de l'eau.
Ecrire	L'équation-bilan de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.
Connaître	l'expression du produit ionique de l'eau.
Déterminer	la concentration molaire volumique d'une espèce chimique en solution.
Montrer	la neutralité électrique d'une solution aqueuse.
Connaître	<ul style="list-style-type: none">• l'expression du pH d'une solution aqueuse ;• la condition de validité de la relation : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$.
Utiliser	<ul style="list-style-type: none">• le produit ionique de l'eau.• l'électroneutralité d'une solution aqueuse.
Déterminer	le pH d'une solution aqueuse.
Classer	les solutions aqueuses en fonction de leur pH.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">•••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> <ul style="list-style-type: none">- Schémas sur polycopies- Fiche TD--
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
PRE-REQUIS : <ul style="list-style-type: none">---	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u>
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u>	

PLAN DU COURS

1. RAPPELS

2. DISSOLUTION D'UNE ESPECE CHIMIQUE

2.1. Cas des composés ioniques

2.2. Cas des composés moléculaires

2.3. Le pouvoir solvant de l'eau

3. GRANDEURS CARACTERISTIQUES DES SOLUTIONS AQUEUSES

3.1. Concentration massique d'une solution aqueuse

3.2. Concentration molaire volumique

3.3. Relation entre la concentration molaire C et la concentration massique C_m

3.4. Dilution des solutions

4. MODES DE PREPARATION D'UNE SOLUTION AQUEUSE

4.1. Par dissolution d'un soluté

4.1.1. Principe

4.1.2. Déterminons m_x ou v_g

4.2. Par dilution d'une solution (en général appelée solution mère).

4.2.1. Principe

4.2.2. Détermination de V_0

5. L'AUTOPROTOLYSE DE L'EAU

5.1. La conductibilité de l'eau pure

5.2. L'autoprotolyse de l'eau

5.3. Le produit ionique de l'eau

6. NOTION DE PH

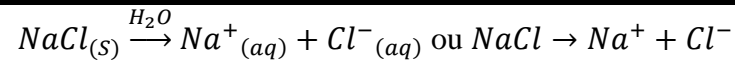
6.1. Définition

6.2. Mesure du pH

7. CLASSIFICATION DES SOLUTIONS AQUEUSES

8. ELECTRONEUTRALITE D'UNE SOLUTION

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	SOLUTION AQUEUSE – NOTION DE pH
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Une élève en classe de Tle D au Lycée Moderne de Bonon échange avec son frère aîné qui est étudiant en chimie. Elle apprend que l'eau est le solvant le plus utilisé en chimie, non seulement en raison de son abondance mais aussi pour ses propriétés physicochimiques particulières. L'une des propriétés de l'eau est son ionisation partielle.</p> <p>Le lendemain, elle informe ses camarades de classe. Voulant en savoir davantage, les élèves décident de s'informer sur les propriétés de l'eau et les solutions aqueuses, de montrer l'électro neutralité d'une solution aqueuse et de classer les solutions aqueuses en fonction de leur pH.</p> <p style="margin-left: 40px;">1. RAPPELS</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Lorsqu'on dissout une espèce chimique (gaz, liquide, solide) dans un liquide on obtient une solution. ➤ L'espèce chimique dissoute est appelée le soluté. ➤ Le liquide dans lequel on dissout l'espèce chimique est appelé le solvant. ➤ Si le solvant utilisé est l'eau, on obtient une solution aqueuse. ➤ Si la solution est conductrice, on a alors une solution aqueuse ionique. Cette solution est un électrolyte. <p style="margin-left: 40px;">2. DISSOLUTION D'UNE ESPECE CHIMIQUE</p> <p style="margin-left: 40px;">2.1. Cas des composés ioniques</p> <p style="margin-left: 40px;">Exemple le chlorure de sodium $NaCl$</p> <p style="margin-left: 40px;"><u>Etape 1</u> : Dislocation du cristal ionique suivi de la dispersion des ions Na^+ et Cl^-</p> <p style="margin-left: 40px;"><u>Etape 2</u> : Les ions Na^+ et Cl^- s'entourent de molécules d'eau. C'est le phénomène d'hydratation.</p> <p style="margin-left: 40px;"><u>Equation-bilan</u> :</p>



Au cours de cette réaction l'eau ne fait que dissocier les ions formant le cristal ionique. C'est l'effet dissociant.

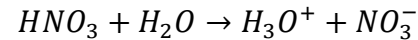
2.2. Cas des composés moléculaires

➤ l'exemple d'un gaz, chlorure d'hydrogène HCl

La réaction produit des ions H_3O^+ et Cl^- . On obtient une solution aqueuse d'acide chlorhydrique selon l'équation-bilan : $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

➤ L'exemple d'un liquide de l'acide nitrique

La réaction produit des ions H_3O^+ et NO_3^- selon l'équation :



Au cours de ces réactions l'eau a un effet ionisant.

2.3. Le pouvoir solvant de l'eau

Les deux liaisons covalentes **O-H** d'une molécule d'eau sont polarisées. C'est cette polarisation qui explique le regroupement des molécules d'eau autour des cations et des anions. On dit que les ions sont solvatés (ou hydratés)

3. GRANDEURS CARACTERISTIQUES DES SOLUTIONS

AQUEUSES

3.1. Concentration massique d'une solution aqueuse

La concentration massique d'une solution est la masse de soluté contenue dans un litre de cette solution.

$$\text{Expression : } C_m = \frac{m(\text{soluté})}{V_s} \quad \left\{ \begin{array}{l} C_m: \text{Concentration massique}(g/L) \\ V_s: \text{Volume de la solution}(L) \\ m: \text{masse du soluté}(m) \end{array} \right.$$

3.2. Concentration molaire volumique

La concentration molaire d'une solution est la quantité de matière de soluté contenue dans un litre de solution.

Expression : $C = \frac{n(\text{soluté})}{V_s}$

- n : le nombre de mol de soluté (mol)
- V_s : Volume de la solution (L)
- C : la concentration molaire de la solution (mol/L)

Remarque : La concentration d'une espèce ionique s'écrit en générale entre crochet.

Exemple : $[Na^+]$ est la concentration des ions sodium.

3.3. Relation entre la concentration molaire C et la concentration massique Cm

On a : $C = \frac{n}{V_s} = \frac{\frac{m}{M}}{V_s} = \frac{m}{MV_s} = \frac{C_m \cdot V_s}{MV_s} \leftrightarrow C_m = C \cdot M$

3.4. Dilution des solutions

La dilution est une opération qui consiste à diminuer la concentration des espèces d'une solution en y ajoutant :

- de l'eau distillée (dilution simple)
- une autre solution (dilution par mélange)

Au cours d'une dilution, la quantité de matière ne varie pas.

$$n_f = n_i \Rightarrow C_f \cdot V_f = C_i \cdot V_i$$

Soit :



Où $V_f = V_i + V_{\text{eau}}$

Remarque : $k = \frac{C_i}{C_f} = \frac{V_f}{V_i}$ est appelé facteur de dilution.

Une dilution au 10^{ème} (1/10) signifie que $k = 10$

3.5. Électroneutralité

Une solution étant électriquement neutre, le nombre de charge positive doit être égal au nombre de charge négative.

Exemple : soit une solution aqueuse de Na_2SO_4 . Les espèces chimiques présentes sont : Na^+ , H_3O^+ , SO_4^{2-} , HO^- . L'équation d'électroneutralité s'écrit sous la forme :
 $[\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HO}^-]$

Activité d'application 1

Un laborantin prépare une solution S en dissolvant 1,42g de sulfate d'aluminium hydraté Na_2SO_4 dans un volume $V = 500 \text{ cm}^3$ d'eau pure.

1. Ecris l'équation bilan de la dissolution du composé ionique.
2. Calcule la concentration C de la solution
3. Déduis – en les concentrations des ions présents dans cette solution.
4. Vérifie que la solution est électriquement neutre.
5. Le laborantin prélève $V_1 = 50 \text{ cm}^3$ de la solution S qu'il complète avec de l'eau distillée pour obtenir $V' = 250 \text{ cm}^3$ d'une solution S'.
 - 5.1. Comment appelle-t-on cette opération ?
 - 5.2. Calculer la concentration de la nouvelle C' solution S'.

4. MODES DE PREPARATION D'UNE SOLUTION AQUEUSE

4.1. Par dissolution d'un soluté

4.1.1. Principe

Soit à préparer une solution de concentration C et de volume V. En général, il faut déterminer la masse m_X de l'espèce X ou le volume V_g de gaz nécessaire. Ensuite, on procède comme suit :

- Prélever à l'aide d'une balance la masse m de produit.
- Placer, sur une fiole jaugée de 1 L, un entonnoir et y verser le produit. Rincer au-dessus de l'entonnoir avec une pissette.
- Agiter doucement pour accélérer la dissolution des cristaux.
- Terminer le remplissage jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Bouché puis homogénéiser.

4.1.2. Déterminons m_X ou v_g

$$\text{On a : } C = \frac{n_X}{V} = \frac{m_X}{M_X V} \leftrightarrow m_X = C M_X V \quad \text{ou} \quad C = \frac{n_g}{V} = \frac{v_g}{V_m V}$$
$$\leftrightarrow v_g = C V_m V$$

4.2. Par dilution d'une solution (en général appelée solution mère).

4.2.1. Principe

On prélève un volume V_0 de la solution mère de concentration C_0 à l'aide d'une pipette jaugée

Puis versé ce volume V_0 dans une fiole jaugée de volume V_1 . On ajoute ensuite de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On obtient une solution finale de volume V_1 et de concentration C_1

4.2.2. Détermination de V_0

Lors de la dilution, la quantité de matière du soluté se conserve. On écrit : $n_1 = n_2$

$$\text{Donc } C_0 V_0 = C_1 V_1 \leftrightarrow V_0 = \frac{C_1 V_1}{C_0}$$

Activité d'application 2

On veut préparer une solution décimolaire (10^{-1} mol/L) d'ammoniac (NH_3)
Quel volume V_g d'ammoniac gazeux faut-il dissoudre dans $V_e = 300$ mL d'eau distillée ?

Donnée : Volume molaire $V_m = 22,4$ L/mol.

5. L'AUTOPROTOLYSE DE L'EAU

5.1. La conductibilité de l'eau pure

L'eau pure conduit très faiblement le courant électrique.

A 25°C le pH de l'eau pure est égal à 7

$$\leftrightarrow [H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

5.2. L'autoprotolyse de l'eau

C'est la réaction au cours de laquelle une molécule d'eau cède un proton à une autre pour donner les ions H_3O^+ et OH^-

C'est une réaction réversible (limitée par la réaction inverse). L'équation-bilan s'écrit : $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ (Equation de l'autoprotolyse de l'eau)

5.3. Le produit ionique de l'eau

C'est le produit de la concentration des ions H_3O^+ et OH^- . Il est noté K_e soit

$$K_e = [H_3O^+][OH^-]$$

Il n'a pas d'unité et ne dépend que de la température.

$$\text{A } 25^\circ\text{C } K_e = 10^{-14}$$

6. NOTION DE PH

C'est une grandeur utilisée en sciences expérimentales pour mesurer l'acidité ou la basicité d'une solution.

6.1. Définition

Selon SORENSEN le pH d'une solution aqueuse est défini par

$$pH = -\log[H_3O^+] \leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

log est le logarithme décimal.

Cette relation n'est valable que si $10^{-6} \text{ mol/L} < [H_3O^+] < 10^{-1} \text{ mol/L}$

6.2. Mesure du pH

Il existe deux méthodes :

- **Par le pH-mètre** : il est constitué d'un mini voltmètre électronique relié à deux électrodes, l'un sensible aux ions H_3O^+ et l'autre qui sert de référence.
- **Par le papier pH** : Lorsqu'on trempe un morceau de papier pH dans une solution, il prend instantanément la teinte correspondant au pH du milieu

7. CLASSIFICATION DES SOLUTIONS AQUEUSES

- Une solution est neutre si : $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ à 25°C $pH = 7$
- Une solution est acide si : $[H_3O^+] > [OH^-]$ et et à 25°C $pH < 7$
- Solution est basique si : $[H_3O^+] < [OH^-]$ et et à 25°C $pH > 7$

Activité d'application 3

Compléter les tableaux suivants.

1. Les solutions sont prises à 25°C . On donne $K_e = 10^{-14}$

Solutions	pH	$[H_3O^+](\text{mol.L}^{-1})$	$[OH^-](\text{mol.L}^{-1})$	Nature de la solution
Jus de citron	2,5			
Lait				neutre
Eau de javel			$6,3 \cdot 10^{-4}$	

SITUATION D'EVALUATION

Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur de physique-chimie demande à chaque groupe de réaliser diverses opérations sur des solutions. Ton groupe dispose des solutions suivantes :

- Une solution S_0 de sulfate d'aluminium obtenue en dissolvant dans un volume $V_S = 500 \text{ cm}^3$ d'eau pure une masse $m = 36,0 \text{ g}$ de sulfate d'aluminium hydraté $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
- Une solution S_2 de sulfate de sodium (Na_2SO_4) de concentration $C_2 = 10^{-2} \text{ mol/L}$

Vous devez réaliser :

- Une dilution au $10^{\text{ème}}$ de 50 cm^3 de la solution S_0 conduisant à une solution S_1
- Un mélange S constitué de $V_1 = 20 \text{ cm}^3$ de S_1 et $V_2 = 40 \text{ cm}^3$ de S_2 .

On donne :

Atome	H	O	S	Na	Al
Masse molaire en (g/mol)	1	16	32	23	27

Tu es choisi pour étudier l'électroneutralité de la solution S obtenue.

1)

1.1. Ecris l'équation traduisant la dissolution de chaque soluté.

1.2. Calcule :

1.2.1. les concentrations massiques C_m et molaire volumique C_0 de la solution S_0 .

1.2.2. les concentrations des ions présent dans S_0 .

1.2.3. la concentration C_1 de la solution S_1 et le volume d'eau ajoutée pour réaliser cette opération.

2)

2.1. Fais l'inventaire des espèces ioniques présentes dans le mélange S .

2.2. Calcule la concentration de chaque espèce ionique dissoute.

2.3. Vérifie que la solution S est électriquement neutre.

Niveau : Tle D

THEME 1 : CHIMIE MINERALE

LEÇON 1 : ACIDE FORT-BASE FORTE

Durée : 3,5 heures

HABILETES	CONTENU
Définir	un acide fort.
Citer	quelques mono acides forts.
Connaître	les caractéristiques de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau.
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau.
Connaître	la relation $\text{pH} = -\log C$ pour un monoacide fort.
Définir	une base forte.
Citer	quelques mono bases fortes.
Connaître	les caractéristiques de la réaction de dissolution d'une monobase forte dans l'eau.
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction de dissolution d'une monobase forte dans l'eau.
Connaître	la relation $\text{pH} = 14 + \log C$ pour une monobase forte.
Utiliser	les relations $\text{pH} = -\log C$ et $\text{pH} = 14 + \log C$.
Connaître	l'utilité domestique des acides forts et des bases fortes.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> • • • • •	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> - Schémas sur polycopies - Fiche TD - -
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
PRE-REQUIS : - - -	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u>

PLAN DU COURS

1. ETUDE D'UN ACIDE FORT : L'ACIDE CHLORHYDRIQUE

1.1- Obtention de l'acide chlorhydrique

1.2- Etude qualitative

1.2.1- Expérience

1.2.2-Observation

1.2.3- Conclusion

1.3- Etude quantitative

1.3.1-Inventaire des espèces chimiques et leurs concentrations

1.3.2-Conclusion

1.4-Relation entre le pH et la concentration de la solution

1.5-généralisation

1.5.1-Définition d'un acide fort

1.5.2-Autres acides forts :

2-ETUDE D'UNE BASE FORTE : SOLUTION AQUEUSE D'HYDROXYDE DE SODIUM

2.1-Obtention de la solution


2.2-Etude qualitative de la solution

2.3-Etude quantitative

2.3.1-Espèces chimiques et leur concentration dans la solution

2.3.2-Conclusion

2.5-Relation entre le pH et la concentration molaire de la solution

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	ACIDE FORT-BASE FORTE
				<p style="text-align: center; color: green;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Un élève en classe de Tle D au Lycée moderne de Bonon lit sur les bouteilles de produits utilisés pour le nettoyage des carreaux et des éviers les indications suivantes : « acide chlorhydrique-DETARTRANT -DECAPANT » « LESSIVE DE SOUDE – Décapant ».</p> <p>Son frère aîné, laborantin au Lycée, lui explique que ces produits contiennent de l'acide chlorhydrique et de l'hydroxyde de sodium très efficaces pour déboucher les éviers et faire briller les carreaux. Le lendemain, il informe ses camarades de classe. Désireux d'en savoir davantage sur ces produits, les élèves décident de connaître les propriétés des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium, d'écrire les équation-bilans des réactions d'un acide fort et d'une base forte avec l'eau et d'utiliser les relations entre le pH et la concentration.</p> <div style="text-align: right;">  </div> <p>1. <u>ETUDE D'UN ACIDE FORT : L'ACIDE CHLORHYDRIQUE</u></p> <p><u>1.2- Obtention de l'acide chlorhydrique</u> Une solution d'acide chlorhydrique s'obtient par la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau. C'est une réaction exothermique.</p> <p><u>1.2-Etude qualitative</u> La solution d'acide chlorhydrique :</p> <ul style="list-style-type: none"> - conduit le courant électrique : c'est une solution ionique. - fait virer le BBT au jaune, caractéristique d'un excès d'ions H_3O^+.

- donne un précipité blanc avec du nitrate d'argent, caractéristique de la présence d'ions Cl^-

En conclusion

La dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau donne des ions. H_3O^+ et Cl^- , traduite par l'équation: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$. La solution obtenue est acide : c'est l'acide chlorhydrique.

1.3- Etude quantitative

A 25°, la mesure du pH d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$ donne 2

1.3.1-Inventaire des espèces chimiques et leurs concentrations

- Espèces chimiques susceptibles d'être présents dans la solution : H_3O^+ , OH^- , Cl^- et HCl
- Leurs concentrations :

$$[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}, [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\text{E.N.S : } [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-] \leftrightarrow [Cl^-] = [H_3O^+] - [OH^-] \leftrightarrow [Cl^-] \approx$$

$$[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol/L} = c_a$$

$$\text{CM: } [HCl] + [HCl]_{\text{ionisé}} = [HCl]_{\text{introduit}} \leftrightarrow [HCl] = c_a - [Cl^-] = 0$$

1.3.2-Conclusion

Le chlorure d'hydrogène s'ionise totalement dans l'eau. On dit que l'acide chlorhydrique est un acide fort.

1.5-Généralisation

Définition d'un acide fort

Un acide fort AH est une espèce chimique qui s'ionise totalement dans l'eau en produisant des ions H_3O^+ suivant l'équation : $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

Pour toute solution aqueuse de monoacide fort, de concentration molaire c_a telle que $10^{-6} \text{ mol/L} \leq c_a \leq 10^{-2} \text{ mol/L}$, on a : $pH = -\log c_a$

Exemples d'acides forts :

- Monoacides forts : L'acide nitrique HNO_3 , l'acide bromhydrique HBr , l'acide iodhydrique (HI), l'acide perchlorique ($HClO_4$)
- diacide fort : l'acide sulfurique H_2SO_4

Activité d'application 1

Dans 500 mL d'eau pure, on dissout une masse $m = 0,73$ g de chlorure d'hydrogène.

- 1- Quel est le volume de gaz dissout, dans les conditions normales de température et de pression ($V_m = 22,4$ L.mol⁻¹).
- 2- Ecrire l'équation bilan de l'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau.
- 3- Faire l'inventaire de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution et calculer leur concentration à 25°C.
- 4- Quel est le pH de la solution obtenue ?
On donne M (g.mol⁻¹) H : 1 ; Cl : 35,5.

2-ETUDE D'UNE BASE FORTE : SOLUTION AQUEUSE D'HYDROXYDE DE SODIUM

2.1-Etude qualitative de la solution

La solution d'hydroxyde de sodium :

- Conduit le courant électrique : c'est une solution ionique
- fait virer le BBT au bleu, caractéristique d'un excès d'ions OH^-
- portée dans la flamme à l'aide d'un fil de platine donne une couleur jaune, caractéristique de la présence de l'ion sodium

En conclusion :

- La dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau donne des ions OH^- et Na^+ suivant l'équation de dispersion: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$.
- La solution obtenue est basique.

2.2-Etude quantitative

A 25° la mesure du pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C = 10^{-2}$ mol/L donne 12.

2.2.1-Espèces chimiques et leur concentration dans la solution

- Espèces chimiques susceptibles d'être présente dans la solution : Na^+ , OH^- , H_3O^+ , $NaOH$.
- Leur concentration :

$$[H_3O^+] = 10^{-12} \text{ mol/L}, [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\text{E.N.S: } [OH^-] = [H_3O^+] + [Na^+] \leftrightarrow [Na^+] = [OH^-] - [H_3O^+] \quad [H_3O^+] \ll [OH^-] \leftrightarrow$$

$$[Na^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{CM: } [NaOH] + [NaOH]_{\text{ionisé}} = [NaOH]_{\text{introduit}} \leftrightarrow [NaOH] = c_b - [Na^+] = 0$$

2.2.2-Conclusion

L'hydroxyde de sodium est une base qui se disperse totalement dans l'eau. On dit que l'hydroxyde de sodium est une base forte.

2.3-Généralisation

Définition d'une base forte

Une base forte BOH est une espèce chimique qui s'ionise totalement dans l'eau en produisant des ions OH^- suivant l'équation : $BOH \rightarrow B^- + OH^-$

Pour toute solution aqueuse de monobase forte, de concentration molaire c_b telle que $10^{-6} \text{ mol/L} \leq c_b \leq 10^{-2} \text{ mol/L}$, on a : $pH = 14 + \log c_b$

Exemple de base forte :

- Les hydroxydes comme l'hydroxyde de potassium (KOH), l'hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$: dibase forte)
- -l'ion éthanolate $C_2H_5O^-$ qui résulte de la dissolution de l'éthanolate de sodium : $C_2H_5ONa \rightarrow C_2H_5O^- + Na^+$

Activité d'application 3

1- On dispose de 500 cm^3 d'une solution de KOH de concentration $C_1 = 2,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Son pH est 12,4.

1-1-Montrer que la solution d'hydroxyde de potassium est une base forte.

1-2-Ecrire l'équation d'ionisation de KOH dans l'eau.

SITUATION D'EVALUATION

Le professeur de physique-chimie de terminale D1 du Lycée Moderne de Bonon désire montrer à ses élèves, de façon expérimentale, l'impact d'une dilution sur le pH d'une solution d'acide fort. Pour cela, il prépare

$V = 100 \text{ mL}$ d'une solution S_1 d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 1,1$ à 25°C . Il effectue par la suite deux opérations :

- Premièrement, il ajoute, à la solution précédente, 900mL d'eau distillée et obtient alors une solution S_2 .
- Ensuite, il prélève 20mL de la solution S_2 auquel il ajoute $V_3 = 80\text{mL}$ d'une solution S_3 d'acide nitrique (HNO_3). Il obtient alors un mélange S de $\text{pH} = 2,7$. On donne : volume molaire $V_m = 24 \text{ L/mol}$

Il te sollicite alors pour analyser ses expériences afin de mettre en évidence la variation du pH au cours de ses opérations.

1.
 - 1.1. Ecris l'équation-bilan de la réaction de préparation de S_1 .
 - 1.2. Calcule la concentration C_1 de la solution S_1 .
 - 1.3. Déduis-en le volume du chlorure d'hydrogène au cours de la préparation S_1 .
2.
 - 2.1. Calcule la concentration C_2 de la solution S_2 .
 - 2.2. Déterminer le pH_2 de la solution S_2 .
3.
 - 3.1. Exprime la concentration C_2 de la solution S_2 en fonction de la concentration C_1 de S_1 .
 - 3.2. Déduis-en alors une relation entre pH_2 et pH_1 .
 - 3.3. Retrouve la valeur de pH_2 calculée en 2.2).
4.
 - 4.1. Ecris l'équation d'ionisation de l'acide nitrique dans l'eau.
 - 4.2. Calcule la concentration en ions H_3O^+ du mélange S .
 - 4.3. Détermine la concentration C_3 de la solution de HNO_3 puis déduis en la valeur de son pH_3 .

Niveau : Tle D

THEME 1 : CHIMIE MINERALE

LEÇON 1 : ACIDE FAIBLE-BASE FAIBLE

Durée : 3,5 heures

HABILETES	CONTENU
Définir	un acide faible.
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction d'un acide faible avec l'eau.
Expliquer	l'équilibre chimique.
Citer	quelques acides faibles.
Connaître	l'expression du coefficient d'ionisation d'un acide faible.
Expliquer	l'effet de dilution sur l'ionisation d'un acide faible.
Déterminer	les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans une solution d'acide faible.
Définir	une base faible.
Citer	quelques bases faibles.
Déterminer	les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans une solution de base faible.
Expliquer	l'équilibre chimique.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> • • • • •	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> - Schémas sur polycopies - Fiche TD - -
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
PRE-REQUIS : - - -	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u>
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u>	

PLAN DU COURS

1-UN EXEMPLE D'ACIDE FAIBLE : L'ACIDE ETHANOÏQUE

1.1-Electrolyse comparée d'une solution d'acide chlorhydrique et d'une solution éthanoïque

1.1.1-Interprétation

1.1.2-Conclusion

1.2-Etude quantitative

1.2.1-Inventaire des espèces chimiques et leur concentration dans cette solution

1.3.2-Conclusion

1.3.3-Coefficient d'ionisation de l'acide éthanoïque

1.4-L'effet de dilution sur l'ionisation

1.5-Définition d'un acide faible

2-UN EXEMPLE BASE FAIBLE : L'ION ETHANOATE CH_3COO^-

2.2-Basicité comparée

2.3-Caractère partielle de la réaction de l'ion éthanoate avec l'eau

2.3.1-Concentration des espèces chimiques dans la solution

2.3.2-Pourcentage d'ions ayant réagi

2.3.3-Conclusion :

2.4-Définition d'une base faible

3-MISE EN EVIDENCE DE L'EQUILIBRE CHIMIQUE

3.1-Réaction entre les ions éthanoate et hydronium

3.2-Interprétation et conclusion

3.3-Equilibre chimique entre l'acide éthanoïque et l'ion éthanoate

3.3-Généralisation

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	ACIDE FAIBLE-BASE FAIBLE
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Au cours d'une séance de Travaux Pratiques de chimie en classe de Terminale C au Lycée Moderne de Bonon, le professeur met à la disposition des élèves des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique, d'acide éthanoïque, de soude, d'ammoniac, de même concentration et le matériel nécessaire pour mesurer leur pH.</p> <p>Les élèves constatent que le pH de l'acide éthanoïque est plus élevé que celui de l'acide chlorhydrique ; le pH de la solution aqueuse de l'ammoniac est moins élevé que celui de la solution aqueuse de soude. Ils veulent comprendre cette différence.</p> <p>Ils décident alors d'écrire les équation-bilans de la réaction d'un acide faible et d'une base faible avec l'eau, d'expliquer l'équilibre chimique et l'effet de dilution sur l'ionisation d'un acide faible.</p> <p><u>1-UN EXEMPLE D'ACIDE FAIBLE : L'ACIDE ETHANOÏQUE</u></p> <p><u>1.1-Etude qualitative</u></p> <p>➤ La solution aqueuse d'acide éthanoïque est ionique ; Elle contient les ions hydronium (H_3O^+) et éthanoate (CH_3COO^-) qui résultent de l'équation de la réaction :</p> $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$ <p>➤ La solution d'acide éthanoïque contient moins d'ions que la solution d'acide chlorhydrique de même concentration : La réaction d'ionisation de l'acide éthanoïque avec l'eau n'est pas totale.</p> <p><u>1.2-Etude quantitative</u></p> <p>Le pH d'une solution d'acide éthanoïque, de concentration $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ est égal à 2,9.</p>

1.2.1-Inventaire des espèces chimiques et leur concentration dans cette solution

- Espèces chimique susceptibles d'être présentes dans la solution H_3O^+ , OH^- , CH_3COO^- , CH_3COOH

- Leur concentration :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 2,26 \cdot 10^{-3} mol/L ,$$

$$[H_3O^+] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = 7,94 \cdot 10^{-12} mol/L$$

$$E.N.S : [H_3O^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] \leftrightarrow$$

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-] \approx 2,26 \cdot 10^{-3} mol/L$$

$$CM : [CH_3COO^-] + [CH_3COOH] = c_a \leftrightarrow$$

$$[CH_3COOH] = c_a - [CH_3COO^-] = 9,87 \cdot 10^{-2} mol/L$$

1.2.2-Conclusion

Toutes les molécules de l'acide éthanóique ne réagissent pas avec l'eau.

On dit que l'ionisation de l'acide éthanóique dans l'eau est partielle.

1.2.3-Coefficient d'ionisation de l'acide éthanóique

On appelle coefficient d'ionisation (ou de dissociation) α de l'acide, le rapport

$$\alpha = \frac{[CH_3COO^-]}{c_a} \cong \frac{[H_3O^+]}{c_a} = \frac{10^{-pH}}{c_a}$$

Calculons α .

$\alpha = 1,26 \cdot 10^{-2}$ soit $\alpha = 1,26\%$; ce qui confirme encore les conclusions précédentes

On remarque aussi que $pH \neq -\log c_a$

1.4-L'effet de dilution sur l'ionisation

On considère une solution d'acide éthanóique de concentration $C_a = 0,1 mol.L^{-1}$ et de $pH = 2,9$.

On effectue des dilutions successives de cette solution et on mesure les pH correspondants.

On obtient le tableau suivant :

C_a (mol/L)	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}
pH	2,9	3,4	3,9	4,4
$\alpha = \frac{10^{-pH}}{C_a}$				

1. Compléter le tableau suivant et comparer les valeurs de α .
2. Quel est l'effet de la dilution sur l'ionisation de l'acide éthanóique dans l'eau ?
La dilution d'un acide faible favorise son ionisation (c'est-à-dire α augmente).

1.5-Définition d'un acide faible

Un acide faible est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) qui réagit partiellement avec l'eau en produisant des ions hydronium.

Exemples d'acides faibles : les acides carboxyliques, l'ion ammonium et ses dérivés

2-UN EXEMPLE BASE FAIBLE : L'ION ETHANOATE CH_3COO^-

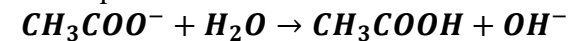
2.1-Etude qualitative

- L'ion éthanoate résulte de la dissolution du solide CH_3COONa dans l'eau selon l'équation de dispersion



C'est une réaction totale.

- La solution fait virer le BBT au bleu, caractéristique d'un excès d'ions OH^- qui résultent de l'équation de la réaction :



- La solution d'hydroxyde de sodium contient plus d'ions hydroxyde (OH^-) que la solution d'éthanoate de sodium de même concentration : La réaction de l'ion éthanoate avec l'eau n'est pas totale.

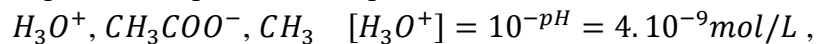
2.3-Etude quantitative

Une solution d'éthanoate de sodium de concentration

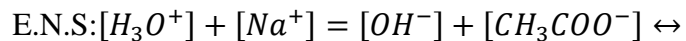
$C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH = 8,4.

2.3.1-Concentration des espèces chimiques dans la solution

Espèces susceptibles d'être présents dans la solution et leur concentration.



$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 2,5 \cdot 10^{-6} mol/L$$

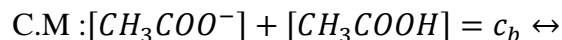


$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] + [Na^+] - [OH^-]$$

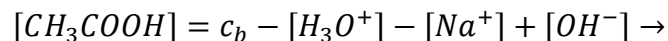
$$\text{Avec } [Na^+] = c_b = \frac{10^{-2} mol}{L} \rightarrow$$

$$[CH_3COO^-] \approx [Na^+] = c_b = 10^{-2} mol/L$$

Tous les ions éthanoate ne réagissent pas avec l'eau les ions.



$$[CH_3COOH] = c_b - [CH_3COO^-] \rightarrow$$



$$[CH_3COOH] \approx [OH^-] = 2,5 \cdot 10^{-6} mol/L$$

2.3.2-Pourcentage d'ions avant réagi

$$\alpha = \frac{[CH_3COOH]}{c_b}; \text{ A.N.: } \alpha = 2,510^{-4}, \text{ soit } \alpha = 0,025\%$$

2.3.3-Conclusion :

L'ion éthanoate réagit partiellement avec l'eau : C'est une base faible ; de plus $pH \neq 14 + \log c_b$

Autres bases faibles : Les ions carboxylates ($RCOO^-$), l'ion ammonium (NH_4^+)

2.4-Définition d'une base faible

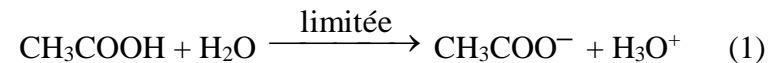
Une base faible une espèce chimique (moléculaire ou ionique) qui réagit partiellement avec l'eau en produisant des ions hydroxyde.

Autres exemples de bases faibles : l'ammoniac (NH_3) et les amines ($R-NH_2$), les ions carboxylates ($RCOO^-$)

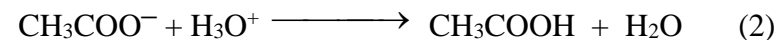
3-MISE EN EVIDENCE DE L'EQUILIBRE CHIMIQUE

3.1-Equilibre chimique entre l'acide éthanoïque et l'ion éthanoate

L'acide éthanoïque réagit avec l'eau suivant le bilan :



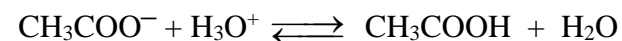
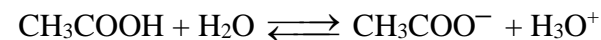
L'ion éthanoate réagit avec l'ion hydronium suivant le bilan :



Ces réactions sont inverses l'une de l'autre.

Au cours de la dissolution dans l'eau de CH_3COOH , (1) et (2) ont lieu simultanément et se limitent mutuellement. (Aucune ne pourra être totale).

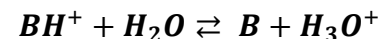
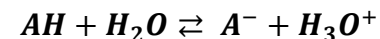
Elles conduisent à **un état d'équilibre chimique** traduit par une double flèche pour indiquer que la réaction est **limitée** et **réversible**.



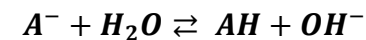
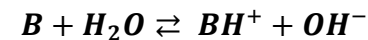
3.2-Généralisation

La réaction d'un acide faible ou d'une base faible avec l'eau est limitée et réversible. L'équation bilan s'écrit avec une double flèche.

➤ Acide faible :



➤ Base faible :



SITUATION D'ÉVALUATION

Le professeur de Cédric lui demande de préparer une solution S' de volume $V' = 500$ ml, de concentration $C' = 0,1$ mol/L et de $\text{pH} = 11,1$ à partir d'une solution commerciale d'ammoniac NH_3 dont l'étiquette porte les indications ci-dessous:

- Masse molaire : $M = 17$ g/mol
- Masse volumique de la solution : $\rho = 450$ kg/m³
- Pourcentage en masse de NH_3 : $p = 33\%$

Cédric ne connaissant pas la nature de ce produit s'exécute quand même. Néanmoins, il veut connaître la nature de l'ammoniac.

Tu es invité à aider Cédric à préparer la solution S' et à déterminer la nature de l'ammoniac.

1. Préparation de la solution.

1.1 Calcule la concentration molaire C de la solution commerciale d'ammoniac.

1.2 Détermine le volume V de solution commerciale qu'il faut prélever pour préparer S'.

1.3 Décris le mode opératoire de la préparation de S'.

2. Détermination de la nature de l'ammoniac.

2.1 Justifie que l'ammoniac est une base.

2.2 A partir des caractéristiques de la solution S', montre que NH_3 est une base faible.

2.3 Ecris l'équation-bilan de sa réaction sur l'eau.

2.4 Calcule les concentrations molaires volumiques des différentes espèces présentes dans la solution S' à l'équilibre.

2.5 Précise les espèces chimiques majoritaires, minoritaires et ultra minoritaires dans S'.

Niveau : Tle D

THEME 1 : CHIMIE MINERALE

LEÇON 1 : NOTION DE COUPLE ACIDE/BASE - CLASSIFICATION

Durée : 3,5 heures

HABILETES	CONTENUS
Définir	<ul style="list-style-type: none">un acide et une base selon Brönsted.un couple acide/base.
Citer	d'autres couples acide/base
Connaître	<ul style="list-style-type: none">l'expression de la constante d'acidité K_a.l'expression du pK_a.
Déterminer	le pK_a d'un couple acide/base.
Utiliser	les expressions du K_a et du pK_a .
Déterminer	les domaines de prédominance d'un acide ou de sa base conjuguée.
Rechercher	la zone de virage d'un indicateur coloré.
Expliquer	la force d'un acide et d'une base.
Classer	les couples acide/base.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">••••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> <ul style="list-style-type: none">- Schémas sur polycopies- Fiche TD--
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
PRE-REQUIS : <ul style="list-style-type: none">---	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u>
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u>	

PLAN DU COURS

1-LES ACIDES ET LES BASES SELON BRÖNSTEAD

1.1-Définition d'un acide

1.2-Définition d'une base

Cas de l'ion éthanoate

1.3-Définition d'une réaction acido-basique

2-NOTION DE COUPLES ACIDE-BASE

2.1-Couple acide éthanoïque - ion éthanoate

2.3-Quelques couples acide-bases

2.3.1-Les deux couples de l'eau

2.3.2-Cas des acides ou des bases fortes

3-CONSTANTE D'ACIDITE K_a ET pK_a

3.1-Etude théorique

3.2-Relation de Henderson

3.3-Vérification expérimentale de la relation

3.3.1-Tableau des mesures complétées

3.3.2 Tracer du graphe $pH = f\left(\log \frac{V_B}{V_A}\right)$

3.3.3-Exploitation du graphe

3.3-Domains de prédominance

3.4-Le diagramme de prédominance

3.5-Application aux indicateurs colorés

3.5.1-Définition

3.5.2-Prédominance d'une forme

4-CLASSIFICATION DES COUPLES ACIDE-BASE

4.1-Etude comparative de la force de deux acides faibles (ou de deux bases faibles)

4.1.1-A partir de leur pH s'ils ont la même concentration

En conclusion :

4.1.2-Par la comparaison des pK_a ou des K_a des deux couples

4.2-Classification des couples acide-bases

4.3-Conclusion

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	NOTION DE COUPLE ACIDE/BASE - CLASSIFICATION
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Deux élèves en classe de Terminale C au Lycée Moderne d'Agnibilékrou discutent : l'un soutient que certains acides carboxyliques sont plus forts que d'autres, tandis que pour l'autre tous les acides carboxyliques ont la même force. Pour s'accorder, ils décident avec les autres élèves de définir un couple acide/base, de déterminer le K_a et le pK_a d'un couple acide/base et d'expliquer la force d'un acide ou d'une base.</p> <p style="text-align: center;">1. DEFINITIONS ET EXEMPLES</p> <p>1.1. <u>D'un acide selon Bronsted :</u></p> <p>Un acide (noté AH ou BH⁺) est une espèce chimique susceptible de céder un proton H⁺.</p> <p>On peut symboliser cette transformation par une demi-équation acido-basique : AH \rightleftharpoons A⁻ + H⁺</p> <p><u>Ex :</u> acide chlorhydrique HCl, acide éthanoïque CH₃COOH, ions ammonium NH₄⁺, acide citrique C₆H₈O₇, vitamine C ou acide ascorbique C₆H₈O₆.</p> <p>1.2. <u>D'une base selon Bronsted :</u></p> <p>Une base (noté A⁻ ou B) est une espèce chimique susceptible de capter un proton H⁺.</p> <p>On peut symboliser cette transformation par une demi-équation acido-basique : A⁻ + H⁺ \rightleftharpoons AH</p>

Ex : Ammoniac NH_3 , ion éthanoate CH_3COO^- , ion hydroxyde HO^- , ion hydrogénocarbonate HCO_3^- et la potasse KOH

2. NOTION DE COUPLES ACIDE-BASE

2.1. Définition

Dans les 2 demies-équations vu précédemment apparaît un « couple » : AH / A^- , (ou BH^+ / B) dans lequel on passe d'un membre du couple à l'autre par un échange d'un proton H^+ .

Ce couple sera appelé **couple acide/base** est sera toujours noté : AH / A^- . Acide / base

On dira que AH est l'**acide conjugué** de la base A^- . On dira que A^- est la **base conjugué** de l'acide AH .

2.2. Ex de couple acido-basique

$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$; $\text{CO}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$; $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$

2.3. Les couples de l'eau

L'eau participe à deux couples acido-basiques.

$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$: dans ce couple l'eau est une base $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}^+$

$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-(\text{aq})$: dans ce couple l'eau est un acide $\text{H}_2\text{O} = \text{HO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+$

L'eau peut être un acide ou une base. On dit que l'eau est un **ampholyte ou une espèce amphotère**.

2.3.2-Cas des acides ou des bases fortes

Exemple : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$.

Couples mis en jeu : $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ et HCl / Cl^-

La base conjugué d'un acide fort ou l'acide conjugué d'une base forte est une espèce indifférente dans l'eau.

Activité d'application 1

L'acide bromhydrique HBr et l'acide nitrique HNO₃ sont des acides forts.
L'acide butanoïque C₃H₇COOH, le phénol C₆H₅OH et l'ion ammonium NH₄⁺ sont des acides faibles.

- 1) Ecrire les équations – bilan des réactions de ces différents acides avec l'eau.
- 2) En déduire les couples acide/base correspondant.
- 3) Les ions Br⁻ et NO₃⁻ réagissent-ils avec l'eau ? conclure.

2.4. Les réactions acido-basiques

Toute réaction acido-basique résulte du transfert de protons H⁺ entre l'acide d'un couple acido-basique et la base d'un autre couple acido-basique.

3-CONSTANTE D'ACIDITE K_a ET pK_a

3.1-Etude théorique

L'équilibre chimique $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$ est caractérisé par une constante appelée constante d'acidité notée K_a d'expression :

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]} \quad (1)$$

K_a est sans unité et ne dépend que de la température.

Elle ne dépend pas de la présence éventuelle d'autres espèces chimiques

On définit une autre constante notée pK_a telle que

$$pK_a = -\log K_a \quad (2)$$

3.2-Relation de Henderson

C'est la relation entre le pK_a, la concentration de l'acide et celle sa base conjuguée.
Des expressions (1) et (2) on établit l'expression :

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]} \quad (3)$$

Activité d'application 3

Une solution de chlorure d'ammonium (NH₄Cl) de concentration molaire C = 10⁻² mol.L⁻¹ a un pH égal à 5,6.

- 1) Ecrire l'équation –bilan de la réaction de l'ion ammonium avec l'eau.
- 2) Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 3) Calculer la constante d'acidité K_a puis le pK_a du couple NH₄⁺/ NH₃

3.3-Domains de prédominance

Point (1) $pH = pKa \rightarrow \log \frac{[A^-]}{[AH]} = 0 \rightarrow [AH] = [A^-]$; Aucune forme ne prédomine.

Zone (2) ; $pH > pKa \rightarrow \log \frac{[A^-]}{[AH]} > 0 \rightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} > 1 \rightarrow [A^-] > [AH]$. La forme basique prédomine.

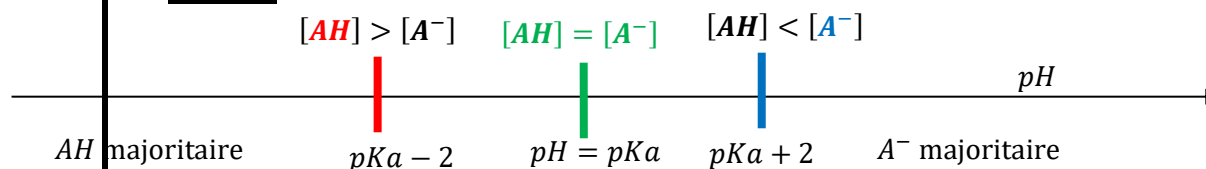
Zone (3) ; $pH < pKa \rightarrow \log \frac{[A^-]}{[AH]} < 0 \rightarrow [A^-] < [AH]$. La forme acide prédomine

3.4-Le diagramme de prédominance

Si $\frac{[A^-]}{[AH]} > 100$, A^- est majoritaire par rapport à AH et $pH > pKa + 2$

Si $\frac{[A^-]}{[AH]} < \frac{1}{100}$, AH est majoritaire par rapport à A^- et $pH < pKa - 2$

Résumé



Dans la zone de pH tel que $pKa - 2 < pH < pKa + 2$, AH et A^- sont du même ordre de grandeur.

Activité d'application 4

On donne les couples acide/base suivants : NH_4^+/NH_3 ($pKa = 9,2$) ; CH_3COOH/CH_3COO^- ($pKa = 4,8$).

- 1) Quelle est de ces deux bases NH_3 et CH_3COO^- la base la plus forte ?
- 2) Trace le diagramme de prédominance de chaque couple sur le même axe.
- 3) Quelles sont les espèces prédominantes à $pH = 6$?
- 4) L'ammoniac et l'acide éthanoïque peuvent-ils coexister dans une même solution ?

3.5-Application aux indicateurs colorés

3.5.1-Définition

Un indicateur coloré est un acide ou une base faible dont les formes acide et basique du couple *acide/base* ont des teintes différentes qui dépendent du pH du milieu.

3.5.2-Prédominance d'une forme

Soit HIn la forme acide d'un indicateur coloré In^- la forme basique.

D'après ce qui précède,

-Si $\frac{[In^-]}{[HIn]} > 10$, la couleur de la solution est imposée par In^-

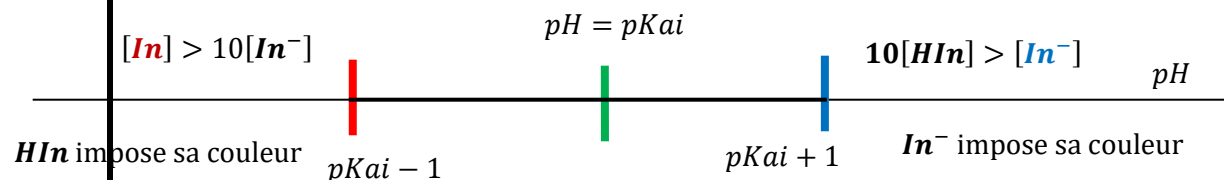
$$\rightarrow pH > pK_{ai} + 1$$

-Si $\frac{[In^-]}{[HIn]} < \frac{1}{10}$, la couleur de la solution est imposée par HIn

$$\rightarrow pH < pK_{ai} - 1$$

La zone de pH telle que $pK_{ai} - 1 < pH < pK_{ai} + 1$ est la zone de virage de l'indicateur coloré.

Résumé



4-CLASSIFICATION DES COUPLES ACIDE-BASE

4.1-Etude comparative de la force de deux acides faibles (ou de deux bases faibles)

Un acide ou une base est d'autant plus fort(e) que son coefficient d'ionisation est élevé :

- Pour un acide AH : $\alpha = \frac{[A^-]}{C_a} \approx \frac{[H_3O^+]}{C_a} = \frac{10^{-pH}}{C_a}$
- Pour une base B : $\alpha = \frac{[BH^+]}{C_b} \approx \frac{[OH^-]}{C_b} = \frac{10^{-14+pH}}{C_b}$

4.1.1-A partir de leur pH s'ils ont la même concentration

- Lorsque deux acides faibles ont la même concentration le plus fort est celui qui a le plus petit pH.
- Lorsque deux bases faibles ont la même concentration la plus forte est celle qui a le pH le plus grand.

4.1.2-A partir de leur concentration s'ils ont le même pH

- Lorsque deux acides ont le même pH le plus fort est celui qui a la plus petite concentration.
- Lorsque deux bases ont le même pH la plus forte est celui qui a la plus petite concentration.

4.1.3-Par la comparaison des pKa ou des Ka des deux couples

- De deux acides faibles, le plus fort est celui qui possède le Ka le plus grand et donc le pKa le plus Petit.
- De deux bases faibles, la plus forte est celle qui possède le Ka le plus petit et donc le pKa le plus grand

4.2-Classification des couples acide-bases

On peut classer les couples acides –bases selon les Ka croissants ou les pKa croissants :

- La base la plus forte qui puisse exister dans l'eau est l'ion OH^- du couple $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ ($K_a = 10^{-14} \Rightarrow \text{p}K_a = 14$)
- L'acide le plus fort qui puisse exister dans l'eau est l'ion H_3O^+ du couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ ($K_a = 1 \Rightarrow \text{p}K_a = 0$)
- Tout couple constitué d'un acide faible et de sa base conjuguée est situé entre les deux couples de l'eau.

Couple acide base	Formule	Constante d'acidité Ka	pKa
Acide chloroéthanoïque/ion chloroéthanoate	$\text{ClCH}_2\text{-COOH} / \text{ClCH}_2\text{-COO}^-$	$1,36 \cdot 10^{-3}$	2,867
Acide méthanoïque/ion méthanoate	$\text{H-COOH} / \text{H-COO}^-$	$1,82 \cdot 10^{-4}$	3,739
Acide benzoïque/ion benzoate	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-$	$6,25 \cdot 10^{-5}$	4,204
Acide éthanoïque/ion éthanoate	$\text{CH}_3\text{-COOH} / \text{CH}_3\text{-COO}^-$	$1,75 \cdot 10^{-5}$	4,756
Ion ammonium/ammoniac	$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$	$5,69 \cdot 10^{-10}$	9,245
Ion triméthylammonium/triméthylamine	$(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ / (\text{CH}_3)_3\text{N}$	$1,58 \cdot 10^{-10}$	9,800
Ion méthylammonium/Méthylamine	$\text{CH}_3\text{-NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{-NH}_2$	$2,38 \cdot 10^{-11}$	10,624
Ion éthylammonium/éthylamine	$\text{C}_2\text{H}_5\text{-NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5\text{-NH}_2$	$2,34 \cdot 10^{-11}$	10,631
Ion triéthylammonium/triméthylamine	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{-NH}^+ / (\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{-N}$	$1,93 \cdot 10^{-11}$	10,715
Ion diméthylammonium/diméthylamine	$(\text{CH}_3)_2\text{-NH}_2^+ / (\text{CH}_3)_2\text{-NH}$	$1,68 \cdot 10^{-11}$	10,774
Ion diéthylammonium/diéthylamine	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{-NH}_2^+ / (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{-NH}$	$1,17 \cdot 10^{-11}$	10,923

↑
FORCE CROISSANTE DE L'ACIDE

↓
FORCE CROISSANTE DE LA BASE

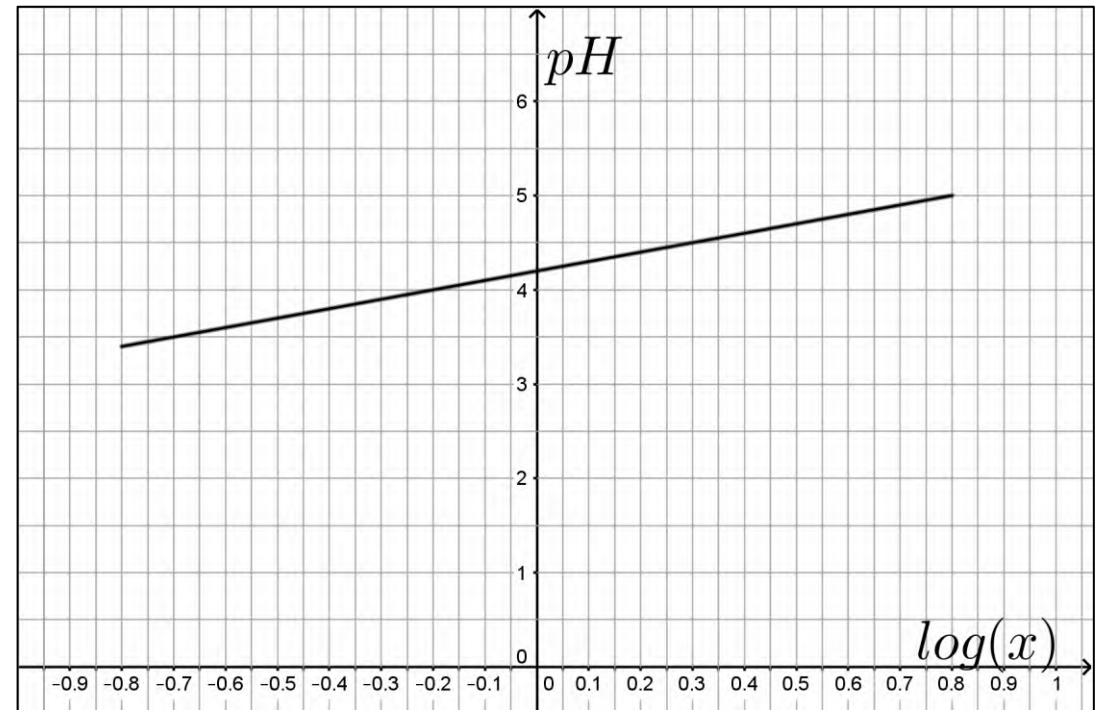
SITUATION D'ÉVALUATION

Dans le but d'identifier un acide noté AH, un groupe d'élèves se propose de déterminer le pKa du couple acide/base dont il appartient, par deux méthodes différentes lors d'une séance de travaux pratiques :

- **Méthode 1 :** Le groupe prépare une solution S de l'acide AH de concentration $C_a = 10^{-2}$ mol/L et mesure le pH. Ils obtiennent $\text{pH} = 3,1$.
- **Méthode 2 :** ce groupe prépare ensuite différentes solutions aqueuses en mélangeant à chaque opération une solution de AH de concentration $C_a = C$ et de volume V_a et une solution de ANa de concentration molaire volumique $C_b = 2C$ et de volume V_b . Les valeurs des pH de ses solutions pour différents volumes V_a et V_b sont consignés dans le **tableau 1** ci-dessous.

Si	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₅	S ₆	S ₇	S ₈
Va(mL)	5	10	10	10	10	20	50	100
Vb(mL)	25	25	15	10	5	5	5	5
pH	5,2	4,9	4,7	4,5	4,2	3,9	3,5	3,2

Ils tracent ensuite la représentation graphique de $\text{pH} = f\left(\log \frac{[A^-]}{[AH]}\right)$ ou : $x = \frac{[A^-]}{[AH]}$



Ils disposent aussi du **tableau 2** suivant :

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$	$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$
$\text{pKa}_1 = 9,2$	$\text{pKa}_2 = 3,8$	$\text{pKa}_3 = 4,8$	$\text{pKa}_4 = 4,2$

On donne à 25°C : $K_e = 10^{-14}$.

Etant le rapporteur du groupe, tu décides de vérifier que ces deux méthodes permettent d'aboutir au même composé.

1.
 - 1.1. Montre, à partir de 1^{ère} méthode, que S est une solution d'acide faible.
 - 1.2. Ecris l'équation bilan de la réaction de cet acide, noté AH, avec l'eau.
 - 1.3. Calcule la concentration des espèces chimiques présentes dans S.
 - 1.4. Déduis en la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple AH/A^- puis identifier cet acide et le couple acide/base correspondant.
2.
 - 2.1. Montre, à partir de la solution S_6 du tableau 1, que : $\frac{[A^-]}{[AH]} = \frac{2V_b}{V_a}$.
 - 2.2. Détermine l'équation de la courbe obtenue puis déduis-en le pK_a du couple AH/A^- et compare-le à la valeur trouvée précédemment.
Conclu.
3. Indique, dans chaque solution S_1 , S_5 et S_8 du tableau 1, la forme prédominante du couple AH/A^-
4. Compare la force de l'acide AH en question avec les autres acides du tableau 2.

Classe : Tle D
 Thème : CHIMIE MINERALE
 Titre de la Leçon : RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES-SOLUTIONS TAMPONS
 Durée : 10 heures

TABLEAU DES HABLETES ET CONTENUS

HABILETÉS	CONTENUS
Connaître	les caractéristiques de la réaction entre: - un acide fort et une base forte ; - un acide faible et une base forte ; - un acide fort et une base faible.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction entre : - un acide fort et une base forte ; - un acide faible et une base forte ; - un acide fort et une base faible.
Schématiser	le dispositif expérimental du dosage pH-métrique.
Tracer	la courbe de variation du pH en fonction du volume au cours de la réaction entre : - un acide fort et une base forte ; - un acide faible et une base forte ; - un acide fort et une base faible.
Exploiter	la courbe de variation du pH au cours en fonction du volume de la réaction entre : - un acide fort et une base forte ; - un acide faible et une base forte ; - un acide fort et une base faible.
Définir	l'équivalence acido-basique.
Déterminer	<ul style="list-style-type: none"> la concentration molaire volumique en acide (ou en base) ; la nature du mélange à l'équivalence.
Analyser	l'influence des concentrations molaires volumiques sur la courbe pH-métrique.
Définir	une solution tampon.
Connaître	<ul style="list-style-type: none"> les propriétés d'une solution tampon. les trois méthodes de préparation d'une solution tampon
Déterminer	la composition d'une solution tampon.
Expliquer	l'intérêt d'une solution tampon.

EXEMPLE DE SITUATION

Lors d'une journée scientifique organisée au Lycée Moderne de Bonon, une conférence est prononcée à l'intention des élèves de la Terminale C par un ingénieur agronome. Les élèves apprennent que le pH joue un rôle important dans la culture des plantes et que les meilleures conditions agronomiques sont au voisinage de la neutralité (pH voisin de 7). Le conférencier ajoute qu'on corrige l'acidité d'un sol par l'apport de la chaux qui permet d'élever le pH d'un sol trop acide.

Émerveillés par ces informations, les élèves décident de connaître les caractéristiques de la réaction entre un acide et une base, de tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume puis de l'exploiter et d'expliquer l'intérêt d'une solution tampon.

MATERIEL	SUPPORTS DIDACTIQUES
-	Planches
	BIBLIOGRAPHIE

PLAN DE LA LEÇON

1- REACTION ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE

1.1. Etude des caractéristiques de la réaction

1.1.1. Expérience

1.1.2. Calcul des quantités d'ions H_3O^+ et OH^-

Tableau récapitulatif

1.1.3. Exploitation des résultats de l'expérience

1.1.4. Conclusion

1.1.5. Généralisation :

1.2. Etude de la variation du pH au cours de la réaction

1.2.1. Dispositif expérimental et mode opératoire

1.2.2. Tableau des mesures

1.2.3. Tracé du graphe $pH=f(V_B)$

1.2.4. Analyse du graphe

1.3. Equivalence acido-basique

1.3.1. Définition

1.3.2. Détermination graphique du point d'équivalence

1.3.3. Utilisation de relation d'équivalence

1.3.4. Composition du mélange à l'équivalence

Activité d'application 1

1.4. Ajout d'une solution d'acide fort à une solution de base forte

Activité d'application 2

2. REACTION ENTRE UN ACIDE FAIBLE ET UNE BASE FORTE

2.1. Caractéristiques de la réaction

2.1.1. Expérience

2.1.2. Calcul des quantités de matière de CH_3COOH et OH^-

2.1.3. Tableau récapitulatif des résultats

2.1.4. Exploitation des résultats

2.1.5. Conclusion

2.2. Evolution du pH au cours de la réaction

2.2.1. Tableau des mesures

2.2.2. Courbe de variation du $pH = f(V_b)$

2.2.3. Analyse de graphe

2.3. ETUDE DE L'EQUIVALENCE

2.3.1. Relation à l'équivalence

2.3.2. Détermination du point d'équivalence par la méthode des tangentes

2.3.3. Nature de la solution à l'équivalence

2.4. NOTION DE DEMI-EQUIVALENCE

2.4.1. Définition

2.4.2. Détermination graphique des coordonnées du point de demi-équivalence.

2.4.3. Influence des concentrations des réactifs

3. REACTION ENTRE UNE BASE FAIBLE ET UNE ACIDE FORTE

3.1. Tableau des valeurs

3.2. Equation-bilan

3.3. Tracé du graphe $pH = f(V_a)$

3.4. Exploitation graphe $pH = f(V_a)$

Activité d'application 3

4. SOLUTION TAMPON

4.1. Définition

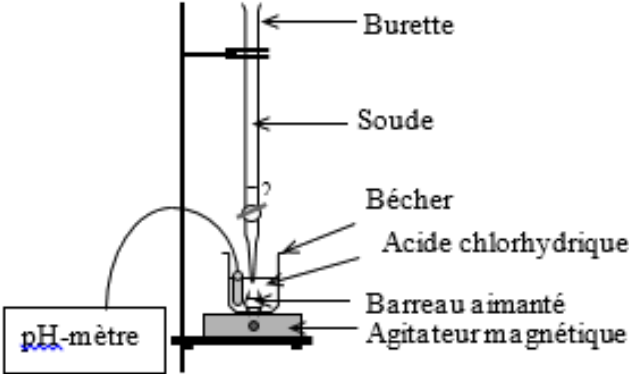
4.2. Propriétés d'une solution tampon

4.3. Préparation d'une solution tampon

4.4. Importance des solutions tampons

Activité d'application 4

SITUATION D'EVALUATION

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
Présentation (10minutes)	Questions/ Réponses	Rappels / Prérequis		<p>1- <u>REACTION ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE</u></p> <p>1.1. <u>Etude des caractéristiques de la réaction</u></p> <p>La réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium est totale entre les Ions H_3O^+ et OH^- Selon l'équation :</p> $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$ <p><u>En conclusion :</u></p> <p>La réaction entre un acide fort et une base forte est toujours totale et d'équation :</p> $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$ <p><u>Remarque</u></p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ La réaction est inverse de celle de l'autoprotolyse de l'eau. ➤ Les ions Na^+ et Cl^- n'ont pas réagi : ce sont des ions spectateurs <p>1.2. <u>Etude de la variation du pH au cours de la réaction</u></p> <p>1.2.1. <u>Dispositif expérimental et mode opératoire</u></p> <ul style="list-style-type: none"> -Le bécher contient de l'acide chlorhydrique de volume $V_A = 20cm^3$ de concentration $C_A = 10^{-2}mol/L$: -La burette graduée contient la solution de soude de concentration $C_B = 10^{-2}mol/L$ -Ensuite, on verse progressivement la solution de soude dans l'acide. -Après chaque addition, et homogénéisation, on lit la valeur du pH du mélange <div style="text-align: right;">  </div>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite																																		
				<p style="text-align: center;">1.2.2. <u>Tableau des mesures</u></p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>Vb</td> <td>0</td> <td>2</td> <td>4</td> <td>6</td> <td>8</td> <td>10</td> <td>12</td> <td>14</td> <td>16</td> <td>18</td> <td>20</td> <td>22</td> <td>24</td> <td>26</td> <td>28</td> <td>30</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>2</td> <td>2,1</td> <td>2,2</td> <td>2,3</td> <td>2,4</td> <td>2,5</td> <td>2,6</td> <td>2,8</td> <td>3</td> <td>3,3</td> <td>7</td> <td>10,7</td> <td>11</td> <td>11,1</td> <td>11,2</td> <td>11,3</td> </tr> </table> <p style="text-align: center;">1.2.3. <u>Tracé du graphe pH=f(V_B)</u></p> <p>Echelle : 1m ↔ 2cm³ et 1m ↔ 1unité de pH (voir page suivante)</p>	Vb	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20	22	24	26	28	30	pH	2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,8	3	3,3	7	10,7	11	11,1	11,2	11,3
Vb	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20	22	24	26	28	30																						
pH	2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,8	3	3,3	7	10,7	11	11,1	11,2	11,3																						

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p style="text-align: center;">1.2.4. Analyse du graphe</p> <p>Cette courbe comporte trois parties différentes :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Partie 1 : $0 \leq V_B \leq 16\text{cm}^3$ la courbe est presque rectiligne. Le pH augmente très peu - Partie 2 : $16\text{cm}^3 \leq V_B \leq 24\text{cm}^3$; On observe un saut important de pH. La courbe change de concavité pour $V_B = 20\text{cm}^3$, Il y a un point d'inflexion situé dans la zone. C'est le point d'équivalence (E). - Partie 3 : $V_B \geq 24\text{cm}^3$ le pH augment très peu à nouveau et la courbe tend vers une asymptote horizontale qui est le pH de la solution de soude versée ($14 + \log C_b$). <p style="text-align: center;">1.3. Equivalence acido-basique</p> <p style="text-align: center;">1.3.1. Définition</p> <p>Il y a équivalence lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions définies par les coefficients stœchiométriques de l'équation de la réaction.</p> <p>Remarque: A l'équivalence, les quantités de H_3O^+ et OH^- apportées respectivement par l'acide et la base dans le bécher sont nulles.</p> <p style="text-align: center;">1.3.2. Détermination graphique du point d'équivalence</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ On trace deux tangentes parallèles, de part et d'autre de la zone du saut important de pH. ➤ On trace ensuite une perpendiculaire commune aux deux tangentes. ➤ On détermine le milieu de la perpendiculaire commune (point I). ➤ La parallèle aux deux tangentes, passant par le point I coupe le graphe en E : c'est le point d'équivalence. ➤ On détermine ensuite les coordonnées du point d'équivalence : $E(V_{BE} = 20\text{cm}^3; pH_E = 7)$ <p style="text-align: center;">1.3.3. Utilisation de relation d'équivalence</p> <p>A l'équivalence, $n_{(H_3O^+)}\text{introduit} = n_{(OH^-)}\text{ajouté}$</p> <p>soit: $C_A V_A = C_B V_{BE} \leftrightarrow V_{BE} = \frac{C_A V_A}{C_B} : V_{BE} = 20\text{cm}^3$</p> <p style="text-align: center;">1.3.4. Composition du mélange à l'équivalence</p> <p>Espèces chimiques en solution : Na^+, Cl^-, OH^- et H_3O^+</p> <p>$[Na^+] = \frac{C_B V_{BE}}{V_A + V_{BE}}, [Cl^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_{BE}}$, avec $C_A V_A = C_B V_{BE} \rightarrow [Na^+] = [Cl^-]$(1)</p>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>Electroneutralité du mélange : $[Na^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$ (2) De (1), on déduit que $[H_3O^+] = [OH^-]$, la solution est neutre. C'est une solution de chlorure de sodium</p> <p>1.4. Nature d'un mélange acide fort-base forte Lorsqu'on mélange un acide fort A(C_A, V_A) et une base forte B(C_B, V_B), trois cas de figure s'offrent à nous :</p> <ul style="list-style-type: none"> • Si $C_A V_A > C_B V_B$ alors le mélange est acide et on a : $[H_3O^+] = \frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B}$ • Si $C_A V_A < C_B V_B$ alors le mélange est basique et on a : $[OH^-] = \frac{C_B V_B - C_A V_A}{V_A + V_B}$ • Si $C_A V_A = C_B V_B$ alors le mélange est neutre et on a : $[H_3O^+] = [OH^-]$ <p>Activité d'application 1 On mélange $V_A = 7 \text{ cm}^3$ d'une solution de NaOH de concentration $C_B = 6.10^{-2} \text{ mol/L}$ et $V_B = 5 \text{ cm}^3$ d'une solution de HCl de concentration $C_A = 4.10^{-2} \text{ mol/L}$. Détermine la nature et le pH de ce mélange.</p> <p>1.5. Ajout d'une solution d'acide fort à une solution de base forte Une étude similaire conduit aux résultats suivants :</p> <ul style="list-style-type: none"> • Equation-bilan : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$ • La courbe obtenue est décroissante et présente aussi 3 parties et un point d'inflexion (point d'équivalence). Elle part du point de $pH = (14 + \log C_b)$ et tend vers l'asymptote $pH = -\log C_a$. • A l'équivalence on a : $C_A V_{AE} = C_B V_B$ et $pH_E = 7$ (solution neutre) <p>2. REACTION ENTRE UN ACIDE FAIBLE ET UNE BASE FORTE 2.1. Caractéristiques de la réaction La réaction entre l'acide éthanoïque et l'hydroxyde de sodium est totale d'équation-bilan :</p> $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$ <p>Cette réaction est aussi exothermique Plus généralement la réaction entre un acide faible AH ou BH^+ et une base forte est considérée totale d'équation :</p> $AH + OH^- \rightarrow A^- + H_2O \text{ ou } BH^+ + OH^- \rightarrow B + H_2O$

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
-------------------------------	-------------------------	-------------------------	----------------------	--------------

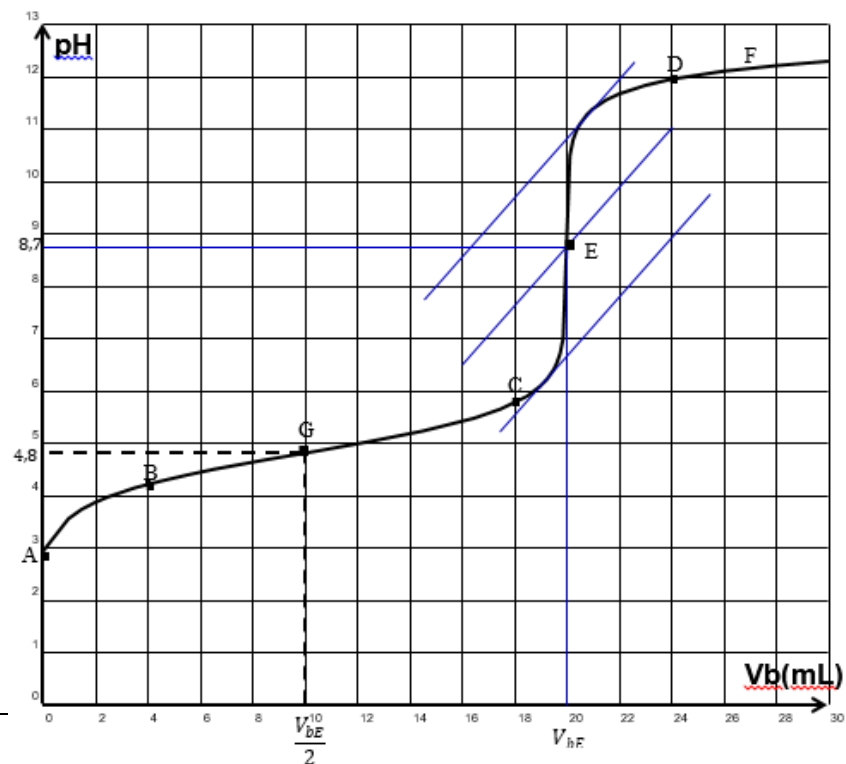
2.2. Evolution du pH au cours de la réaction

Suivons, à l'aide d'un pH-mètre, l'évolution du pH du mélange en fonction du volume de base ajouté. Données : $V_a = 20\text{cm}^3$, $C_b = 0,1\text{mol/L}$

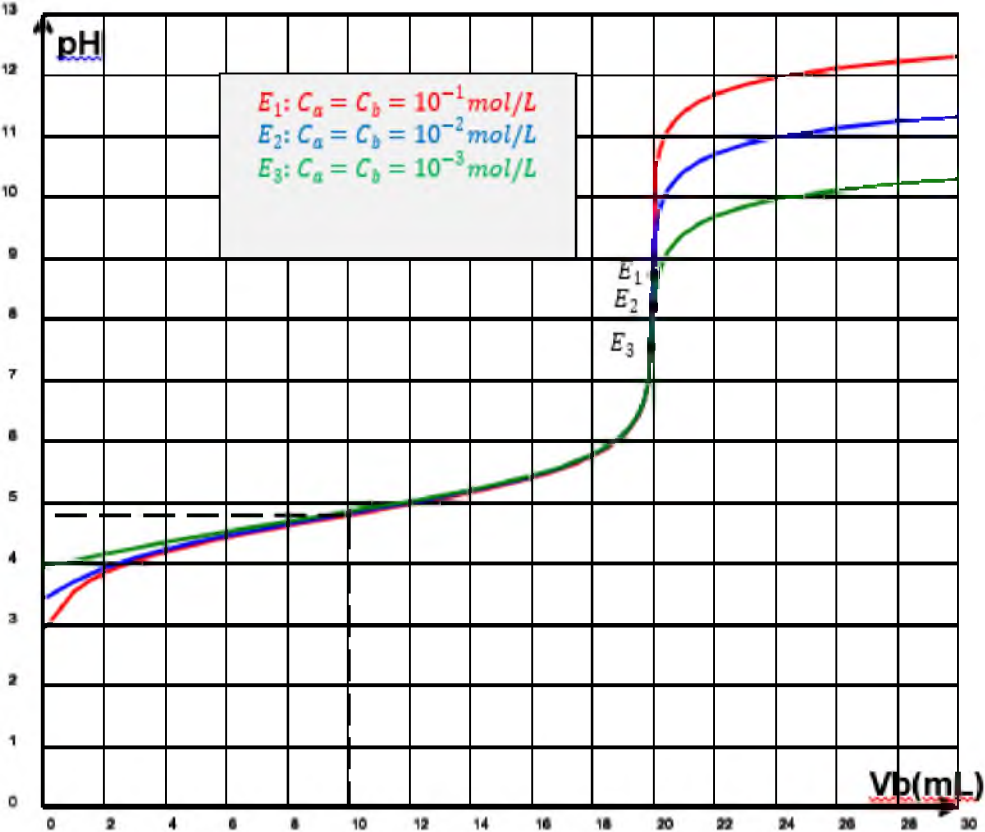
2.2.1. Tableau des mesures

Vb(mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16
pH	2,9	3,8	4,1	4,4	4,5	4,7	4,9	5	5,2
Vb(mL)	16	18	20	22	24	26	28	30	
pH	5,2	5,4	5,7	6,5	11,6	11,9	12,1	12,2	

2.2.2. Courbe de variation du pH = f (V_b)


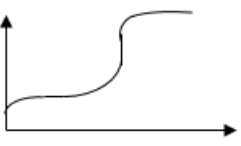
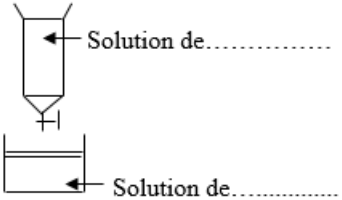
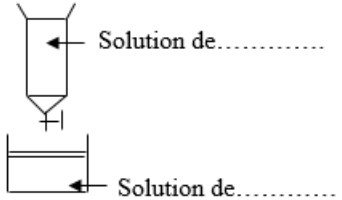

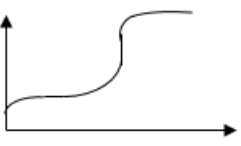
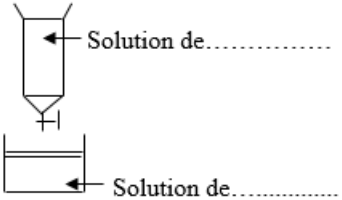
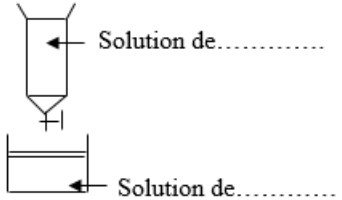

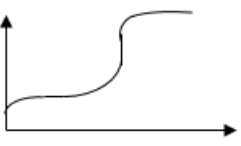
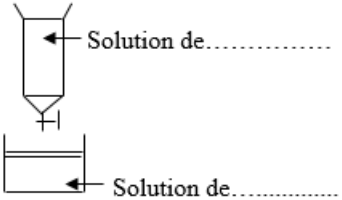
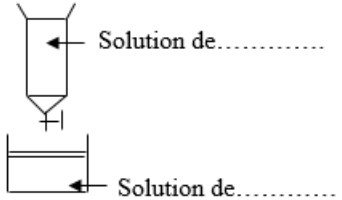


Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p style="text-align: center;">2.2.3. Analyse de graphe</p> <p>On distingue 4 parties différentes : De A à B : le pH varie rapidement De B à C : le pH varie faiblement. Il existe un point d'inflexion dans cette zone. De C à D : le pH varie brutalement pour une petite variation du volume de soude. De D à F : le pH varie très peu.</p> <p style="text-align: center;">2.3. ETUDE DE L'EQUIVALENCE</p> <p style="text-align: center;">2.3.1. Relation à l'équivalence</p> <p>A l'équivalence, $n_{OH^-} = n_{CH_3COOH} \rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE}$</p> <p style="text-align: center;">2.3.2. Détermination du point d'équivalence par la méthode des tangentes</p> <p>Graphiquement on trouve : $E(V_{BE} = 20mL, pH_E = 8,7)$ On remarque que $pH_E > 7$ $C_A V_A = C_B V_{BE} \leftrightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$. AN : $C_A = 0,10mol/L$</p> <p style="text-align: center;">2.3.3. Nature de la solution à l'équivalence</p> <p>A l'équivalence, les réactifs CH_3COOH et OH^- ont disparu. On alors un mélange équimolaire d'ions Na^+ et CH_3COO^- (solution basique d'éthanoate de sodium) : d'où $pH > 7$</p> <p style="text-align: center;">2.4. NOTION DE DEMI-EQUIVALENCE</p> <p style="text-align: center;">2.4.1. Définition</p> <p>C'est un point particulier de la courbe pour lequel le volume de base versé est $V_b = \frac{V_{bE}}{2}$.</p> <p style="text-align: center;">2.4.2. Détermination graphique des coordonnées du point de demi-équivalence.</p> <p>On a : $V_{BE/2} = 11,2mL$ et $f(V_{BE/2}) = 4,8$ Or $pKa(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,8$</p> <p>En conclusion : Le pH à la demi-équivalence est égal au pKa du couple formé par l'acide faible et sa base conjugué.</p>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p data-bbox="1070 212 1644 240">1.4.4-Influence des concentrations des réactifs</p>  <p data-bbox="1043 1198 1957 1228">3. REACTION ENTRE UNE BASE FAIBLE ET UNE ACIDE FORTE</p> <p data-bbox="1043 1267 2042 1331">Base faible : Une solution aqueuse d'ammoniac de concentration $C_b = 0,1\text{mol/L}$, de volume $V_b = 20\text{mL}$</p> <p data-bbox="1043 1337 1998 1367">Acide forte : une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,1\text{mol/L}$</p>

sc

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite																																						
				<p style="text-align: center;">3.1. Tableau des valeurs</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>Va(mL)</td> <td>0</td> <td>2</td> <td>4</td> <td>6</td> <td>8</td> <td>10</td> <td>12</td> <td>14</td> <td>16</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>11,1</td> <td>10,1</td> <td>9,8</td> <td>9,6</td> <td>9,4</td> <td>9,2</td> <td>9</td> <td>8,8</td> <td>8,6</td> </tr> </table> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>Va(mL)</td> <td>16</td> <td>18</td> <td>20</td> <td>22</td> <td>24</td> <td>26</td> <td>28</td> <td>30</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>8,6</td> <td>8,2</td> <td>5,2</td> <td>2,3</td> <td>2</td> <td>1,9</td> <td>1,8</td> <td>1,7</td> </tr> </table> <p style="text-align: center;">3.2. Equation-bilan</p> $NH_3 + H_3O^+ \rightarrow NH_4^+ + H_2O$ <p style="text-align: center;">Cas général :</p> $A^- + H_3O^+ \rightarrow AH + H_2O \text{ ou } B + H_3O^+ \rightarrow BH^+ + H_2O$ <p style="text-align: center;">3.3. Tracé du graphe $pH = f(V_a)$</p>	Va(mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	pH	11,1	10,1	9,8	9,6	9,4	9,2	9	8,8	8,6	Va(mL)	16	18	20	22	24	26	28	30	pH	8,6	8,2	5,2	2,3	2	1,9	1,8	1,7
Va(mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16																																	
pH	11,1	10,1	9,8	9,6	9,4	9,2	9	8,8	8,6																																	
Va(mL)	16	18	20	22	24	26	28	30																																		
pH	8,6	8,2	5,2	2,3	2	1,9	1,8	1,7																																		

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite															
				<p style="text-align: center;">3.4. Exploitation graphe $pH = f(V_a)$</p> <p style="text-align: center;">A l'équivalence, $pH_E < 7$ et à la demi-équivalence, $pH_E = pKa$ du couple <i>acide/base</i></p> <p>Activité d'application 2</p> <p>Chacune des courbes ci-dessous a été obtenue en faisant réagir deux des solutions suivantes : HCl, CH₃COOH, NaOH, NH₃. Les pH_E à l'équivalence sont 5,4 et 8,7. Compléter le tableau en précisant sur chaque courbe les points caractéristiques ainsi que les grandeurs utilisées sur chaque axe.</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td data-bbox="1055 576 1296 754" style="text-align: center;">Courbe</td> <td data-bbox="1296 576 1720 754" style="text-align: center;"></td> <td data-bbox="1720 576 2123 754" style="text-align: center;"></td> </tr> <tr> <td data-bbox="1055 754 1296 1023" style="text-align: center;">Dispositif expérimental</td> <td data-bbox="1296 754 1720 1023" style="text-align: center;"></td> <td data-bbox="1720 754 2123 1023" style="text-align: center;"></td> </tr> <tr> <td data-bbox="1055 1023 1296 1114" style="text-align: center;">Equation- bilan de La réaction</td> <td data-bbox="1296 1023 1720 1114"></td> <td data-bbox="1720 1023 2123 1114"></td> </tr> <tr> <td data-bbox="1055 1114 1296 1204" style="text-align: center;">pH_E</td> <td data-bbox="1296 1114 1720 1204"></td> <td data-bbox="1720 1114 2123 1204"></td> </tr> <tr> <td data-bbox="1055 1204 1296 1295" style="text-align: center;">Nature de la Solution</td> <td data-bbox="1296 1204 1720 1295"></td> <td data-bbox="1720 1204 2123 1295"></td> </tr> </table>	Courbe			Dispositif expérimental			Equation- bilan de La réaction			pH_E			Nature de la Solution		
Courbe																			
Dispositif expérimental																			
Equation- bilan de La réaction																			
pH_E																			
Nature de la Solution																			

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p>4. <u>SOLUTION TAMPON</u></p> <p><u>4.1. Définition</u></p> <p>Une solution tampon contient un mélange équimolaire d'un acide faible et sa base conjuguée.</p> <p><u>4.2. Propriétés d'une solution tampon</u></p> <p>C'est une solution dont le pH :</p> <ul style="list-style-type: none"> - varie peu au cours d'une dilution modéré, - pH diminue peu lors d'un ajout modéré d'acide fort, - augmente peu lors d'un ajout modéré de base forte. <p><u>4.3. Préparation d'une solution tampon</u></p> <p>Il existe trois méthodes qui permettent de préparer une solution tampon déterminée :</p> <ul style="list-style-type: none"> • Mélange acide faible (C_A, V_A) et base forte (C_B, V_B) tel que $n_B = \frac{1}{2}n_A \leftrightarrow C_B V_B = \frac{1}{2}C_A V_A$ • Mélange base faible (C_B, V_B) et acide fort (C_A, V_A) tel que $n_A = \frac{1}{2}n_B \leftrightarrow C_A V_A = \frac{1}{2}C_B V_B$ • Mélange équimolaire d'un acide faible et sa base conjuguée : $n_A = n_B \leftrightarrow C_A V_A = C_B V_B$ <p><u>4.4. Importance des solutions tampons</u></p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ En chimie : elles permettent l'étalonnage de pH-mètres ➤ En biologie : des médicaments sont tamponnés afin de favoriser les réactions enzymatiques dans le sang. <p><u>Activité d'application 3</u></p> <p>Le pK_a du couple NH_4^+ / NH_3 est égal à 9,2. On dispose d'une solution d'ammoniac de volume $V_B = 20 \text{ ml}$ et de concentration $C_B = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.</p> <p>1- Quel volume d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il ajouter à la solution basique pour obtenir l'équivalence acido-basique ?</p> <p>2-</p> <p>2.1- Quel volume d'acide devrait-on ajouter à la solution initiale d'ammoniac pour obtenir un mélange de $pH = 9,2$?</p> <p>2.2- Comment appelle-t-on ce mélange ? Et quelles sont ces propriétés ?</p>

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
				<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'ÉVALUATION</u></p> <p>L'odeur caractéristique du poisson est due à la triméthylamine, base faible de formule $(\text{CH}_3)_3\text{N}$. Le couple acide-basique correspondant à cette base faible est ion triméthylammonium/triméthylamine $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ / (\text{CH}_3)_3\text{N}$ dont le pKa est égal à 9,8 à 25°C. On se propose d'étudier une solution S de cette base. Pour cela, on réalise deux activités expérimentales afin de déterminer la concentration molaire volumique C_1 de la solution et d'en dégager les propriétés chimiques à la demi-équivalence.</p> <p>Expérience 1 : mesure du pH de la solution S. La mesure du pH donne la valeur $\text{pH} = 11,3$.</p> <p>Expérience 2 : dosage de la solution S. Le dosage d'un volume $V_B = 20 \text{ mL}$ de la solution S par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ donne à l'équivalence un volume $V_{aE} = 13 \text{ mL}$.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. <u>Détermination de C_1 par la mesure du pH.</u> <ol style="list-style-type: none"> 1.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction de la triméthylamine avec l'eau. 1.2. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution. 1.3. Calculer : <ol style="list-style-type: none"> 1.3.1. les concentrations molaires volumiques de ces espèces chimiques ; 1.3.2. la concentration molaire volumique C_1 de la solution. 2. Détermination de C_1 par le dosage. <ol style="list-style-type: none"> 2.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique. 2.2. Définir l'équivalence acido-basique. 2.3. Déterminer : <ol style="list-style-type: none"> 2.3.1. les espèces chimiques majoritaires à l'équivalence ; 2.3.2. la nature de la solution obtenue à l'équivalence ; 2.3.3. la concentration molaire volumique C_1 de la solution S. 3. Comparer les deux valeurs de concentrations molaires volumiques. 4. Étude de la solution à la demi-équivalence. <ol style="list-style-type: none"> 4.1. Donner la valeur du pH de la solution à la demi-équivalence. 4.2. Nommer cette solution. 4.3. Donner ses propriétés chimiques.

Niveau : Tle D

THEME 1 : CHIMIE MINERALE

LEÇON 1 : DOSAGE ACIDO-BASIQUE

Durée : 2 heures

HABILETES	CONTENUS
Réaliser	le dosage colorimétrique d'une solution commerciale de vinaigre.
Schématiser	le dispositif expérimental d'un dosage.
Définir	l'équivalence acido-basique.
Déterminer	<ul style="list-style-type: none">la concentration molaire volumique inconnue.les concentrations molaires volumiques du mélange à l'équivalence.la nature du mélange à l'équivalence.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">•••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> <ul style="list-style-type: none">- Schémas sur polycopies- Fiche TD--
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
PRE-REQUIS : <ul style="list-style-type: none">---	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u>
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u>	

PLAN DU COURS

1. GENERALITES

1.1. Définition

1.2. Principe de dosage

2. DOSAGE COLORIMÉTRIQUE

2.1. Principe de dosage

2.2. Choix de l'indicateur coloré

Activité d'application

2.3. Technique de dosage

3. DOSAGE pH-MÉTRIQUE

3.1. Principe de dosage

3.2. Technique de dosage

SITUATION D'ÉVALUATION

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	DOSAGE ACIDO-BASIQUE
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Regardant un documentaire à la Télévision ivoirienne chaîne 1, une élève de la classe de Tle D du Lycée Moderne de Bonon apprend que le vinaigre utilisé dans les foyers pour la vinaigrette est constitué essentiellement d'acide éthanoïque à 6° ou à 8°. Voulant vérifier cette information, elle et ses camarades de classe décident de réaliser le dosage du vinaigre et de déterminer sa concentration molaire volumique.</p> <p>4. GENERALITES</p> <p>4.1. Définition</p> <p>Doser une espèce chimique présente dans une solution, consiste à déterminer sa concentration molaire volumique.</p> <p>4.2. Principe de dosage</p> <p>La réaction utilisée pour un dosage doit être la plus totale possible. Ainsi, on peut utiliser les réactions acido-basiques suivantes :</p> <ul style="list-style-type: none"> • Acide fort – base forte $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2 H_2O$ • Acide faible – base forte $AH + OH^- \longrightarrow A^- + H_2O$ $BH^+ + OH^- \longrightarrow B + H_2O$ • Acide fort – base faible $A^- + H_3O^+ \longrightarrow AH + H_2O$ $B + H_3O^+ \longrightarrow BH^+ + H_2O$

La relation d'équivalence permet de déterminer la concentration inconnue. On distingue deux moyens pour déterminer l'équivalence :

- Le dosage colorimétrique
- Le dosage pH-métrique

5. DOSAGE COLORIMÉTRIQUE

5.1. Principe de dosage

Ce principe est basé sur le virage des indicateurs colorés. Le changement de couleur d'un indicateur coloré permet de repérer le volume à l'équivalence lors d'un dosage acido-basique.

5.2. Choix de l'indicateur coloré

L'indicateur coloré choisi est celui dont la zone de virage contient le pH à l'équivalence. Les principaux indicateurs colorés sont :

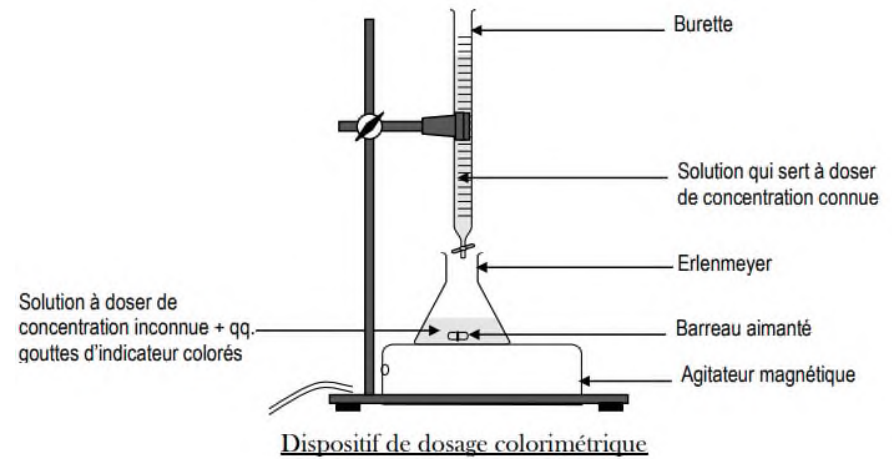
INDICATEURS COLORÉS	TEINTE ACIDE	ZONE DE VIRAGE	TEINTE BASIQUE
HÉLIANTHINE	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
BLEU DE BROMOTHYMOL (BBT)	Jaune	6 – 7,6	Bleu
PHÉNOLPHTALÉINE	Incolore	8,2 – 10	Rouge violacé

Activité d'application

Parmi les indicateurs ci-dessus, quels sont ceux qui sont susceptibles d'être utilisés pour un dosage :

1. D'un acide fort par une base forte
2. D'une base forte par un acide fort
3. D'un acide faible par une base forte
4. D'une base faible par un acide fort.

5.3. Technique de dosage



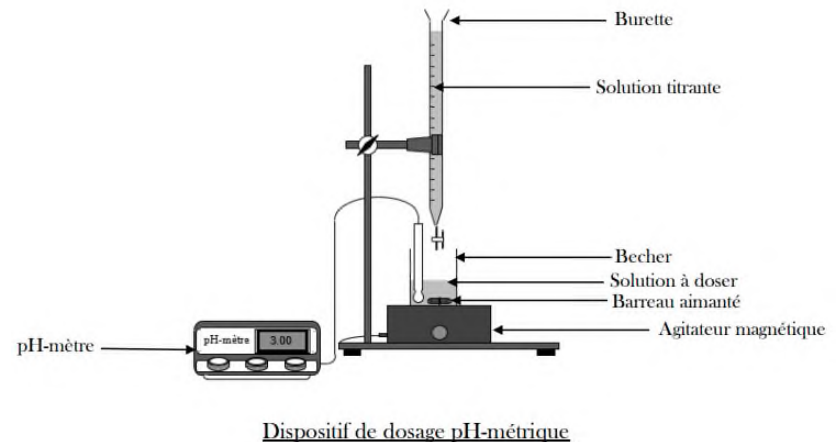
6. DOSAGE pH-METRIQUE

6.1. Principe de dosage

Le principe est basé sur la mesure du pH au cours de la réaction acido-basique. A partir de la courbe de l'évolution du $\text{pH} = f(V)$, on détermine

- Le point d'équivalence (volume à l'équivalence) par la méthode des tangentes parallèles.
- La concentration inconnue à partir de la relation d'équivalence

6.2. Technique de dosage



SITUATION D'ÉVALUATION

La diéthylamine est une base de formule $(C_2H_5)_2NH$ que l'on notera B. Son acide conjugué, l'ion diéthylammonium sera noté BH^+ .

Au cours d'une séance de travaux dirigés, ton groupe est choisi pour déterminer la concentration d'une solution aqueuse de diéthylamine. Vous dosez alors un volume $V_B = 20\text{mL}$ de la solution de diéthylamine dans un bécher, l'aide d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1}\text{mol.L}^{-1}$. Vous obtenez alors le tableau ci-dessous :

$V_A(\text{mL})$	0	1	5	9	11	13	15	16		
pH	11,9	11,7	11,3	10,9	10,7	10,4	10,1	9,7		
$V_A(\text{mL})$	16,5	17	17,2	17,5	18	18,5	19	20	22	25
pH	9,4	8,8	7,5	3,6	2,8	2,6	2,4	2,2	2	1,8

On donne le tableau ci-dessous :

Indicateur coloré	Zone de virage
Le bleu de bromothymol	[6 – 7,5] .
L'hélianthine	[3 – 4,5]
La phénolphtaléine	[8 – 10].

1.
 - 1.1. Indique le type de dosage que vous avez ainsi réalisé.
 - 1.2. Fais le schéma annoté du dispositif utilisé pour cette expérience (nom du matériel, nature des solutions).
2. Ecris l'équation bilan de la réaction entre l'acide chlorhydrique et la diéthylamine.
3.
 - 3.1. Trace la courbe de dosage : $pH = f(V_A)$ à l'échelle : $1\text{cm} \leftrightarrow 2\text{mL}$ d'acide versé et $1\text{cm} \leftrightarrow 1$ unité de pH .
 - 3.2. Détermine :
 - 3.2.1. Les coordonnées du point d'équivalence E sur la courbe et donner la nature du mélange à l'équivalence.
 - 3.2.2. La concentration molaire volumique C_B de la solution initiale de diéthylamine ;
 - 3.2.3. Le pK_a du couple BH^+ / B .
4. Indique parmi les indicateurs colorés donnés dans le tableau, celui qui convient à ce dosage. Justifie ta réponse.