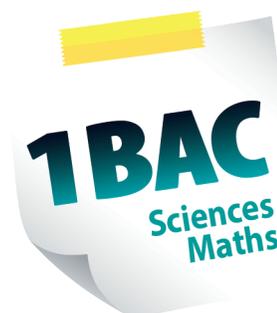


ETINCELLE CHIMIE



Auteurs

Driss FAZAZI

Inspecteur principal du second cycle
de physique-chimie

Mohammed EL HEDDARI

Ex-inspecteur principal du second cycle
de physique-chimie

ETINCELLE[®]

CHIMIE

1BAC science maths

Dépôt légal : 2018MO3365

ISBN : 978-9954-6406-7-8

ISSN : 2550-4827

Tous droits réservés

Il est strictement interdit de reproduire cet ouvrage même partiellement, d'en faire des copies ou de le retransmettre par quelque moyen que ce soit, électronique ou mécanique sans l'autorisation écrite de l'éditeur.

 éditions
APOSTROPHE

159, Bd Yacoub el Mansour
casablanca - maroc

Tél./Fax : 05 22 30 12 68 - 05 22 31 94 11

Email : contact@apostrophe.ma

www.apostrophe.ma

51, Place du palais royal, derb sidna,
Habous - casablanca - maroc

Tél./Fax : 05 22 30 12 68 - 05 22 31 94 11

Email : dionouvelle@gmail.com

www.dio.ma

« Le photocopillage, c'est l'usage abusif et collectif de la photocopie sans autorisation des auteurs et des éditeurs.

Largement répandu dans les établissements scolaires, le photocopillage menace l'avenir du livre, car il met en danger son équilibre économique. Il prive les auteurs d'une équitable rémunération.

En dehors de l'usage privé du copiste, toute reproduction totale ou partielle de cet ouvrage est interdite. »



Préface

L'apprentissage, à l'aide d'activités expérimentales ou documentaires, est une méthode très efficace qui permet aux élèves de bien maîtriser l'analyse de documents et de développer leurs compétences expérimentales.

Pour réaliser ces objectifs, ce livre vous propose des activités bien structurées, conformes au contenu et à la progression du programme marocain BIOF en **CHIMIE**.

Ces activités sont traitées de la façon la plus simple afin d'aider les élèves à contribuer à l'élaboration du cours, et à développer des compétences d'auto-apprentissage.

Ainsi, ils peuvent être dispensés des cahiers de cours, et répondre directement aux questions proposées sur les lignes vides, comme ils ont la possibilité de rédiger des synthèses ou compléments de cours sur les pages vierges en face de chaque activité.

Des résumés de cours ou condensés sont proposés à la fin de chaque leçon, contenant l'essentiel à retenir.

La progression des exercices a été soigneusement et mûrement étudiée pour amener les élèves à résoudre progressivement des situations de plus en plus complexes, et à développer leurs compétences de raisonnement et de synthèse.

Enfin des devoirs surveillés types sont proposés afin d'offrir aux élèves des pistes d'entraînement pour être à jour lors des contrôles organisés en classe.

Les auteurs

Sommaire...

Chimie

CHAPITRE 1 : Mesure et grandeurs liées à la matière	5
<i>Activité 1</i> : Autour des quantités de matière.....	6
<i>Activité 2</i> : Dissolution d'un soluté - Solution électrolytique.....	8
<i>Activité 3</i> : Loi des Gaz parfaits.....	14
<i>L'essentiel du cours</i>	18
<i>Exercices d'application</i>	19
CHAPITRE 2 : Mesure de conductance	21
<i>Activité 1</i> : Conductance d'une portion de solution.....	22
<i>Activité 2</i> : Conductivité d'une solution et facteurs influençant.....	24
<i>L'essentiel du cours</i>	28
<i>Exercices d'application</i>	29
CHAPITRE 3 : Détermination des quantités de matière en solution à l'aide de la réaction chimique	31
<i>Activité 1</i> : Acide et base selon Bronsted.....	32
<i>Activité 2</i> : Mesure du pH d'une solution - Indicateur coloré.....	34
<i>Activité 3</i> : Réaction d'oxydoréduction.....	38
<i>Activité 5</i> : Titrage acido-basique et oxydoréduction.....	40
<i>Activité 6</i> : Titrage par mesure conductimétrique.....	44
<i>L'essentiel du cours</i>	46
<i>Exercices d'application</i>	47
CHAPITRE 4 : La chimie organique	51
<i>Activité 1</i> : Carbone, élément de base de la chimie organique.....	52
<i>Activité 2</i> : Squelette carboné.....	54
<i>L'essentiel du cours</i>	60
<i>Exercices d'application</i>	61
CHAPITRE 5 : Modifications du squelette carboné et composés oxygénés	63
<i>Activité 1</i> : Modifications du squelette carboné.....	64
<i>Activité 2</i> : Groupes caractéristiques et familles organiques.....	68
<i>L'essentiel du cours</i>	72
<i>Exercices d'application</i>	73
CHAPITRE 6 : Réactivité des alcools	75
<i>Activité 1</i> : Oxydation d'un alcool.....	76
<i>L'essentiel du cours</i>	80
<i>Exercices d'application</i>	81
► Modèles de devoirs surveillés	83
► Bibliographie utilisée	96



Chimie

1



LE MAGNÉSIUM A SA SOURCE

Minéralisation caractéristique en mg/l

Magnésium	119	Plus de 75% des femmes adultes ont un déficit en magnésium*. Boire 1 litre d'HEPAR, c'est couvrir 31% des AR*
Fate	1530	*Source : Galan et al. J Am Diet Ass 2002; 102: 1658-1662
Progénocarbonate	383,7	**Apport de référence
Fate	4,3	
Calcium	549	1 litre d'HEPAR vous apporte également 68 mg d'AR** en calcium
Magnésium	14,2	Convient pour un régime pauvre en sodium
Produit sec à 180°C	2513	Eau minérale naturelle riche en minéraux

*=7,2. Ne pas utiliser chez le nourrisson, sauf avis médical. Convient aux femmes enceintes ou allaitantes

Jadis le lot a été utilisé comme unité de mesure au commerce, mais de nos jours la pesée électronique est devenue indispensable pour plus de précision. Avec le progrès scientifique on a pu réaliser des mesures renseignant sur des masses non mesurables.

MESURE ET GRANDEURS LIÉES À LA MATIÈRE

Quelle est l'importance de la mesure et quelles sont les grandeurs mesurables indispensables ?

- Objectifs**
1. Importance de la mesure des quantités de matière dans la vie courante.
 2. Les grandeurs physiques liées aux quantités de matière.
 - 2.1. Cas des solides et des liquides.
 - 2.2. Cas des gaz :
 - a. Loi de Boyle-Mariotte ;
 - b. Équation d'état des gaz parfait : $P.V = n.R.T$
 - 2.3. Solutions électrolytiques :
 - a. Corps solide ionique ;
 - b. Caractère dipolaire d'une molécule ;
 - c. Corrélation avec la classification périodique des éléments ;
 - d. Solvatation des ions.

Autour des quantités de matière

Activité documentaire

La balance de précision (Doc. 1) peut déceler jusqu'au dixième du milligramme, mais pour détecter la présence de corpuscules de masses plus petites, d'autres méthodes scientifiques de mesures indirectes ont été adoptées.

- ▶ Quelles sont les grandeurs mesurables ?
- ▶ Et pourquoi on les mesure ?

En plus des mesures courantes utilisées dans le commerce, on a recouru à d'autres mesures qui renseignent les consommateurs sur la composition des produits à consommer ou les avertir pour se protéger contre un mal probable ou même dans le but de dépister un mal présent et en donner un remède.

Objectif

Savoir l'importance de quelques mesures.

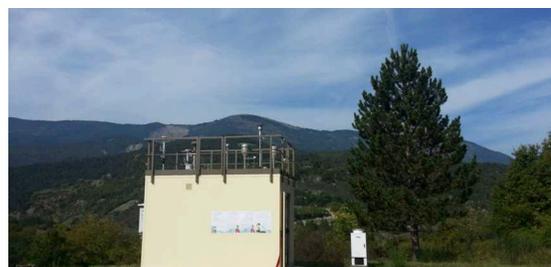
Doc.1 Balance de précision



Doc.2 Etiquette d'eau minérale

SOURCE ROYALE			
COMPOSITION MOYENNE			
EN mg/l :			
ANIONS		CATIONS	
Bicarbonates.....	4368	Sodium.....	1708
Chlorures.....	322	Potassium.....	132
Sulfates.....	174	Calcium.....	90
Fluorures.....	9	Magnésium.....	11
Minéralisation totale, extrait sec à 180°C : 4774 mg/l-pH: 6,6			

Doc.3 Mesure de la pureté de l'air



Doc.4 Analyse médicale

BIOCHIMIE	Vos valeurs pour cette analyse	VR = valeurs de référence données à titre indicatif. Variables selon laboratoire, sexe ou âge du patient
Glycémie	0,9 g/L	(VR : 0,74 à 1,06)
Glycémie à jeun	5,00 mmol/L	(VR : 4,11 à 5,88)

Piste de travail :

Analyser les documents ci-contre et répondre aux questions :

1- Le Doc. 2 présente une étiquette que porte une bouteille d'eau minérale.

1-1- Quelle est la grandeur mesurée ?

1-2- Quel est le but de ces mesures ?

2- Le Doc. 3 présente la photo d'une station de surveillance de la qualité de l'air. Elle mesure les quantités de gaz polluants en $\mu\text{g}/\text{m}^3$.

2-1- Quelle est la grandeur mesurée ?

2-2- Quel est le but de ces mesures ?

3- Le Doc. 4 présente le résultat d'une analyse médicale faite par un patient.

3-1- Quelle est la grandeur mesurée ?

3-2- Quelle est la signification des valeurs de référence (VR) ?

3-3- Le patient est-il diabétique ou non ?

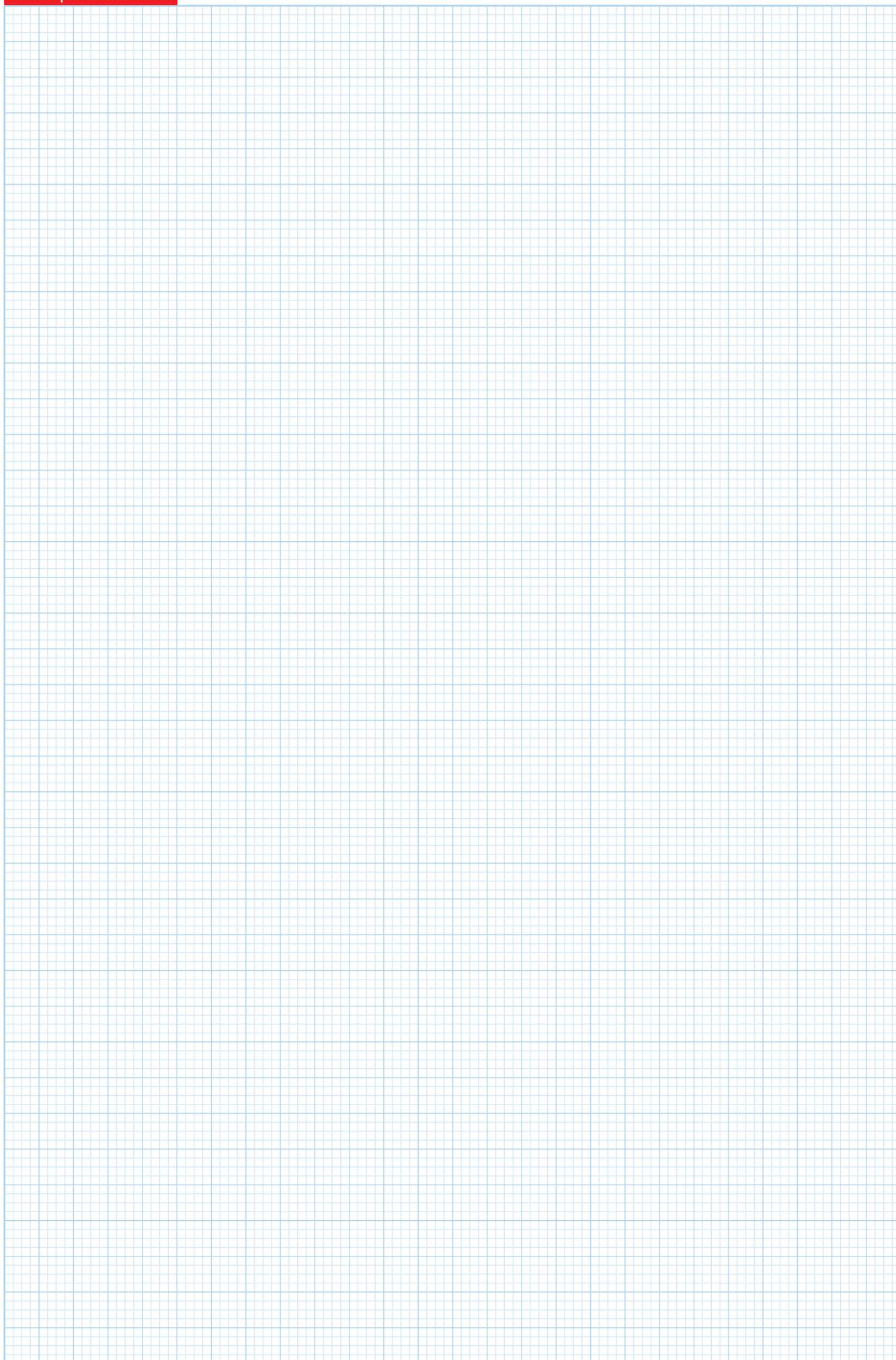
3-4- Quel est le but de ces mesures ?

Ce qu'il faut savoir

- L'unité de la concentration molaire est : $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- L'unité de la concentration massique est : $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Lexique

- **Corpuscule** : corps infiniment petit.
- **Dépister** : détecter les traces.



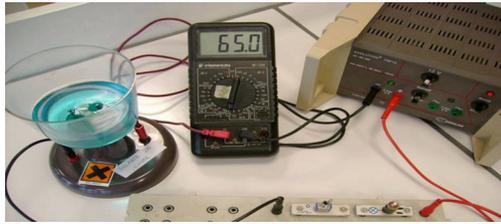
Dissolution d'un soluté - Solution électrolytique

Objectif

Savoir les propriétés des constituants d'une solution aqueuse.

Activité documentaire

Doc.1 Solution conductrice

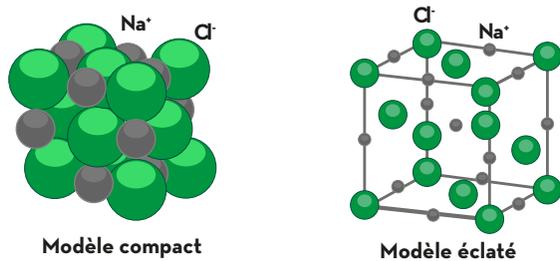


L'eau pure est généralement isolante, mais en y ajoutant du sulfate de cuivre (composé ionique), la solution obtenue est conductrice d'électricité, des ions sont donc produits par dissolution.

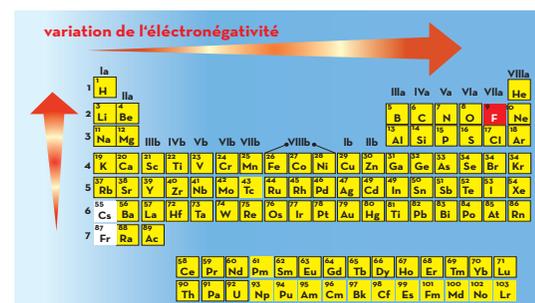
► Comment se séparent ces ions formant le composé solide ?

A Types de solutés :

Doc.2 Maille de chlorure de sodium



Doc.3 Électronégativité des éléments



Piste de travail :

1- Composé ionique :

Un composé ionique est formé d'ions juxtaposés.

1-1- Les ions sont-ils reliés par des liaisons covalentes ?

.....

.....

1-2- Compter le nombre d'ions constituant une maille, et justifier que le cristal de NaCl dans sa totalité est neutre.

.....

.....

2- Électronégativité :

L'électronégativité d'un élément chimique est sa tendance à attirer vers lui des électrons mis en commun avec un autre élément.

2-1- Observer le tableau ci-dessus **Doc. 3** et dites comment varie l'électronégativité des éléments chimiques le long d'une période et le long d'une colonne.

.....

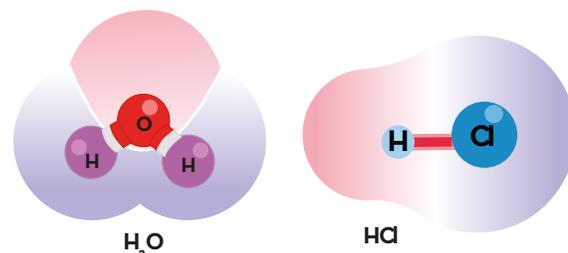
.....

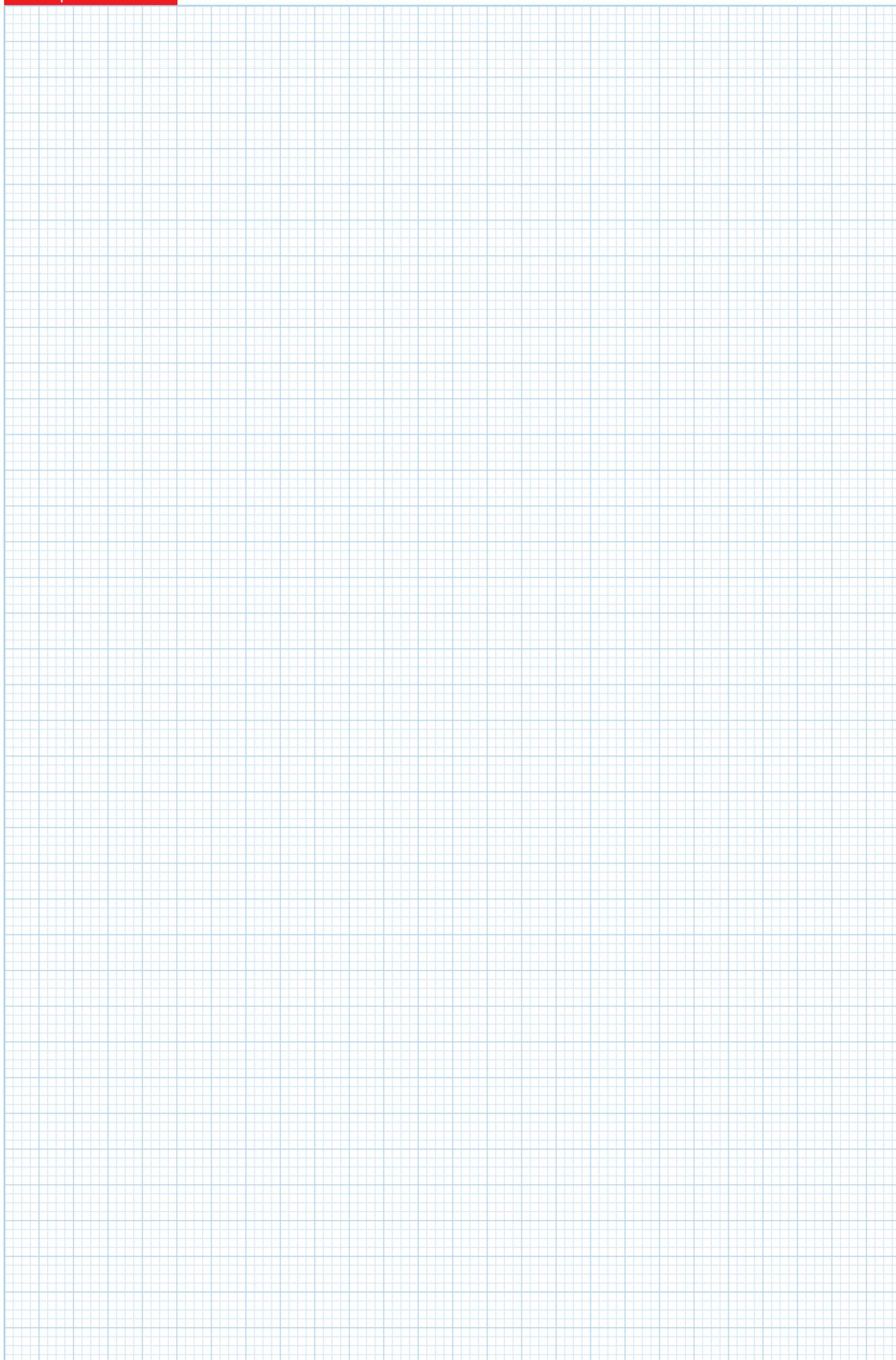
2-2- Quel est l'élément le plus électro-négatif et celui le moins électro-négatif ?

.....

.....

Doc.4 Molécules polaires





3- Molécule polaire :

Une molécule est dite polaire si les barycentres des charges opposées ne coïncident pas.

3-1- Justifier que l'élément le plus électronégatif d'une liaison covalente n'est pas un anion ?

Proposer une notation de sa charge.

3-2- Préciser les pôles : positif et négatif, des molécules d'eau et de chlorure d'hydrogène.

Noter sur le schéma **Doc. 4** la charge partielle de chaque ion.

3-3- Ces molécules sont-elles polaires ou non ?

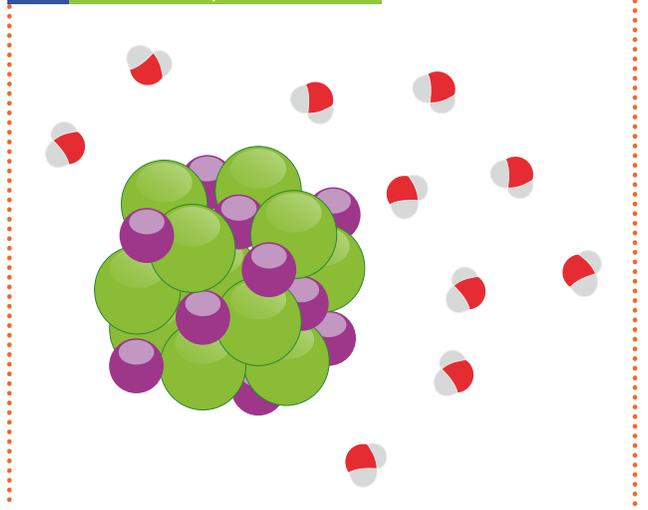
B Dissolution d'un composé ionique :

Si on met un solide ionique en contact avec un solvant polaire, celui-ci est susceptible de le dissoudre progressivement en trois étapes :

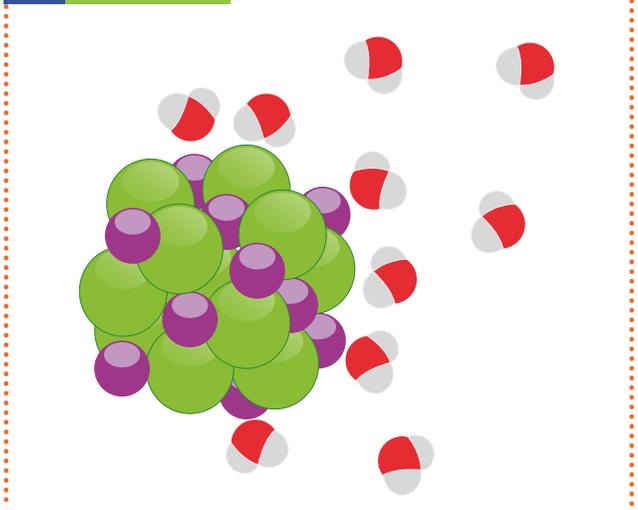
- **1^{ère} étape** : La dissociation ;
- **2^{ème} étape** : La solvataion, on parle aussi d'hydratation si le solvant est l'eau ;
- **3^{ème} étape** : La dispersion.

On obtient enfin une solution homogène où les ions sont uniformément répartis.

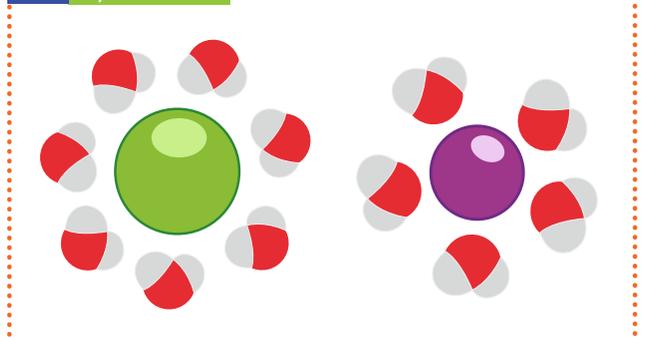
Doc.5 Solide ionique dans l'eau



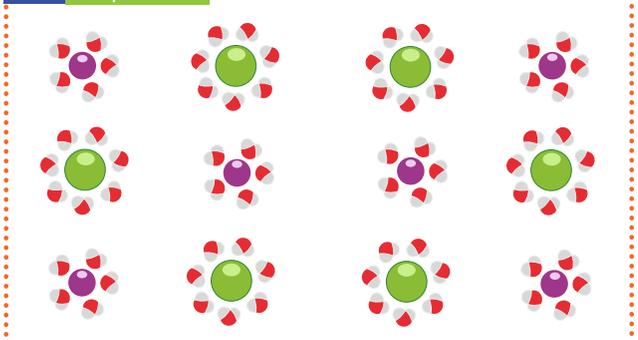
Doc.6 Dissociation



Doc.7 Hydratation



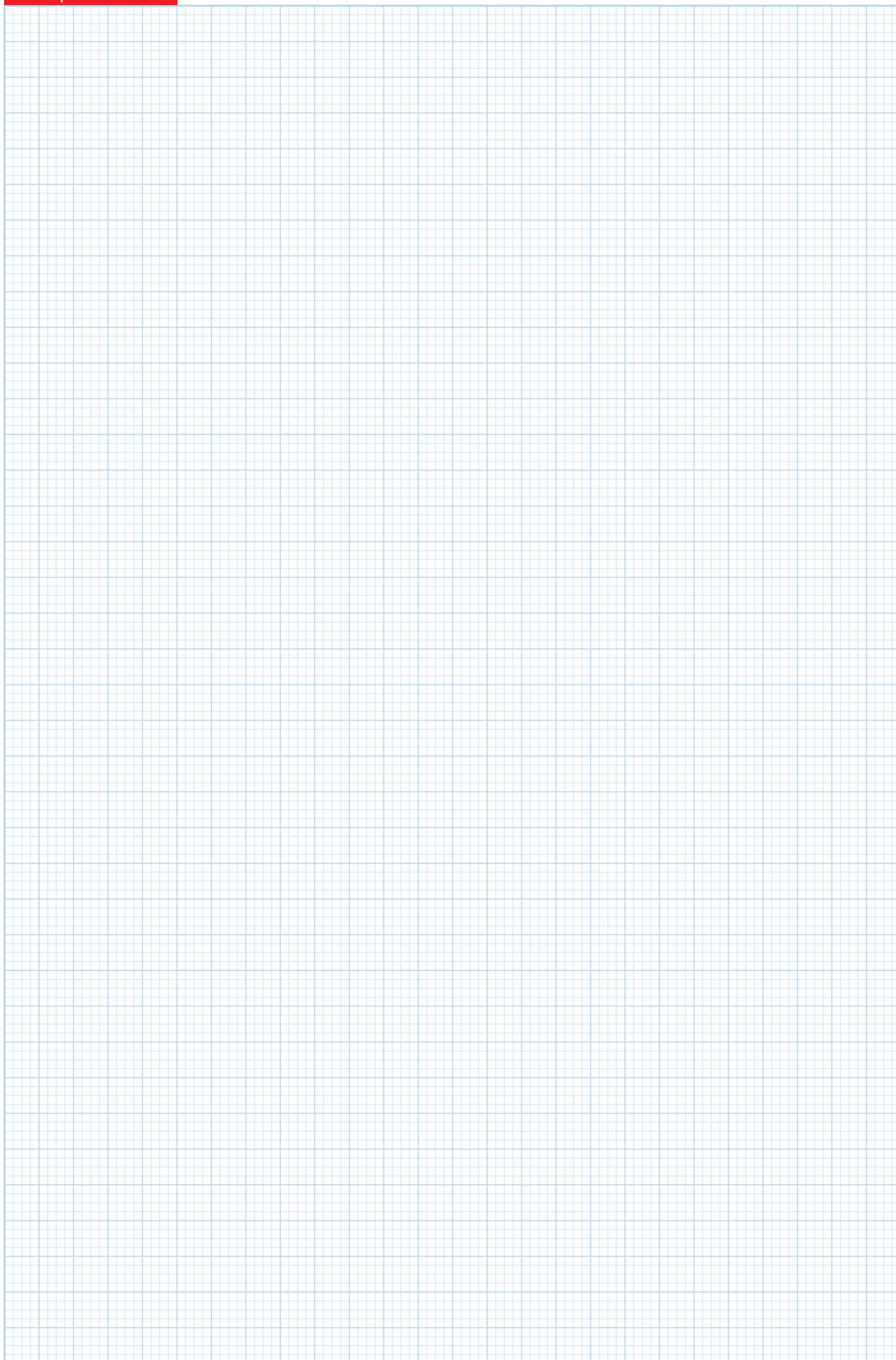
Doc.8 Dispersion



Piste de travail :

1- 1^{ère} étape :

1-1- Comment se présentent les molécules d'eau au voisinage de chacun des ions du cristal ?



1-2- Qu'arrive-t-il à ces ions ?

.....

.....

.....

.....

.....

2- 2^{ème} étape :

Commenter la photo Doc. 7, et expliquer pourquoi le cristal ne peut se reformer à nouveau en présence de l'eau ?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3- 3^{ème} étape :

3-1- Comment se répartissent les ions hydratés dans la solution ?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3-2- La solution obtenue est-elle neutre ou non ?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

4- Écrire l'équation modélisant la réaction de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

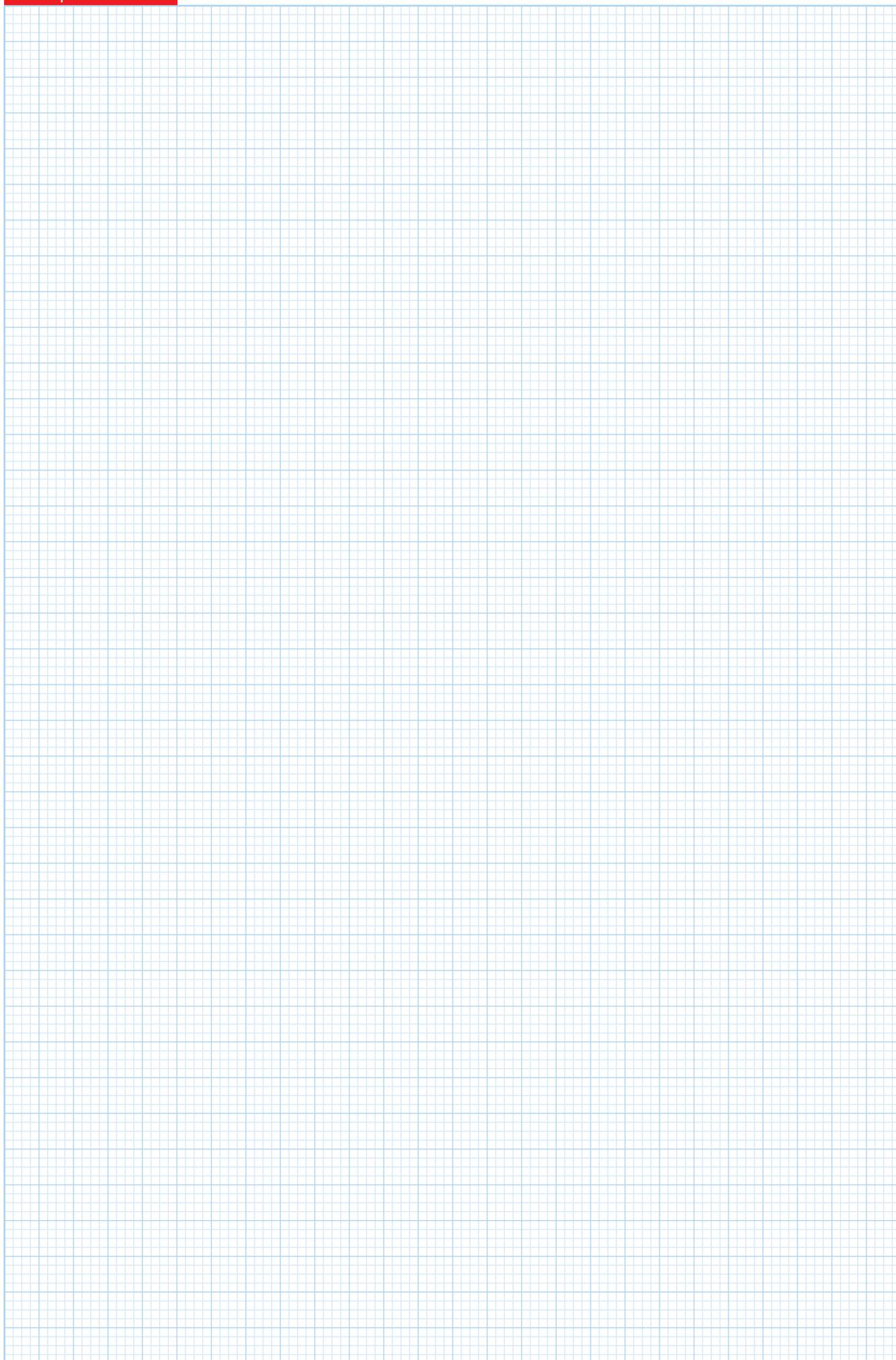
.....

Ce qu'il faut savoir

- Un ion appartient à une ou plusieurs mailles ;
- Le barycentre des charges est le même que celui des masses.

Lexique

- **Juxtaposés** : opposés et alternés.
- **Maille** : Le motif le plus petit du cristal.



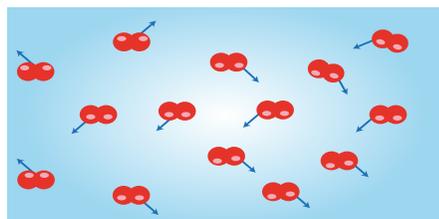
Loi des Gaz parfaits

Activité expérimentale

Objectif

Savoir les lois régissant l'état des gaz.

Doc.1 Gaz parfait



Lorsque les conditions de température et de pression sont loin de celles de la liquéfaction (faible pression et haute température), les molécules de gaz sont suffisamment éloignées les unes des autres pour que l'on puisse négliger les interactions qui dépendent de la nature du gaz. Tous les gaz tendent, dans ces conditions vers le même comportement quelle que soit leurs natures chimiques. Ce modèle est appelé : **modèle du gaz parfait**.

La relation entre la pression, le volume, la température et la quantité de matière, dans ces conditions, est indépendante de la nature du gaz.

► **Quelle est donc cette relation ?**

A Loi de Boyle - Mariotte :

Matériel :

Seringue, manomètre, tuyau fin.

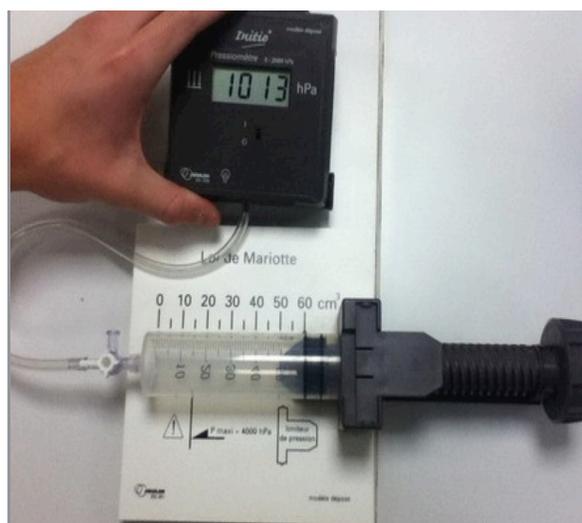
Manipulation :

- Relier la seringue (Piston relâché) au manomètre ;
- Noter la valeur du volume d'air enfermé et la pression correspondante indiquée par le manomètre ;
- Appuyer sur le piston pour diminuer le volume d'air enfermé et relever la nouvelle valeur de la pression ;
- Répéter les mêmes mesures plusieurs fois.

Les résultats obtenus à une température constante de 25°C ressemblent aux suivants :

P (hPa)	1013	1216	1520	2026	3039
V (mL)	60	50	40	30	20

Doc.2 Dispositif d'étude Pression-Volume



Piste de travail :

1- Calculer les valeurs de $\frac{1}{V}$, et reporter les dans le tableau suivant :

P (hPa)	1013	1216	1520	2026	3039
$\frac{1}{V}$ (mL⁻¹)

2- Tracer le graphe $P = f(1/V)$ dans le système d'axes ci-contre.

(Choisir une échelle convenable)

3- Comment varie la Pression P d'une quantité de gaz à température constante avec son volume V ?

Écrire l'équation de la courbe obtenue.

.....

.....

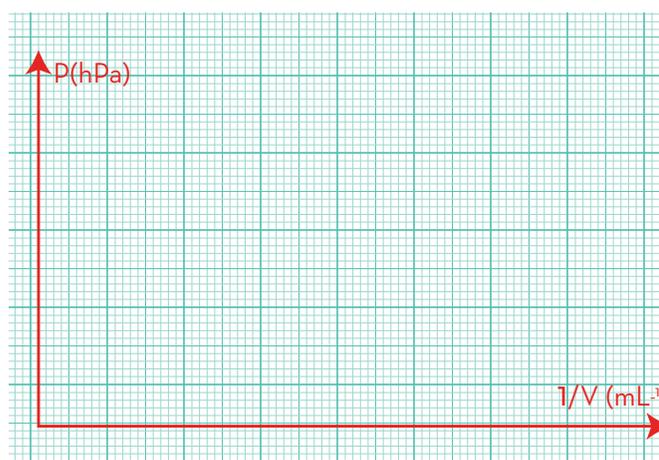
.....

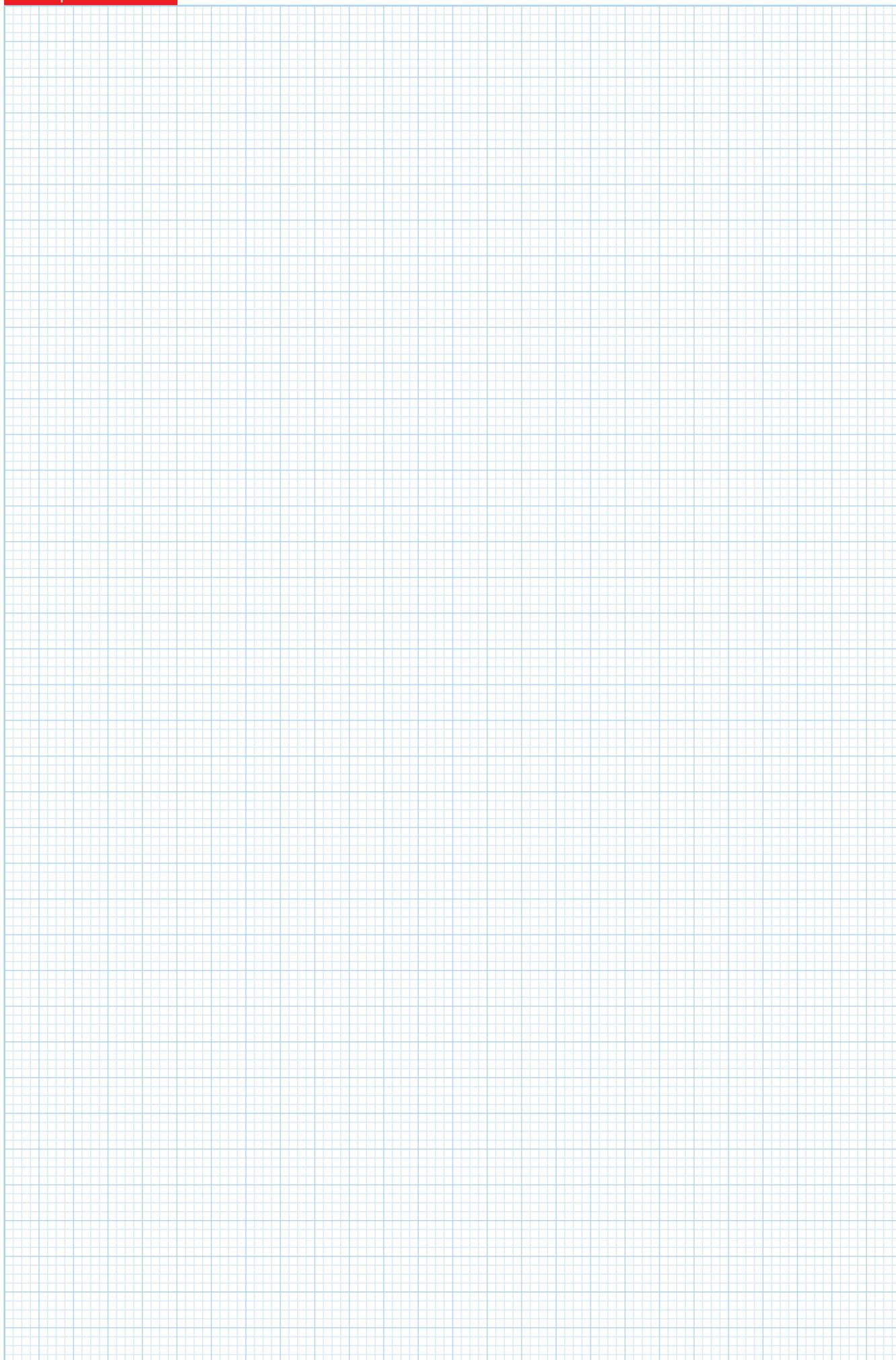
4- Que peut-on conclure à propos du produit P.V relatif à une quantité de gaz parfait à température constante ?

.....

.....

Doc.3 Courbe $P = f(1/V)$





B Équation d'état des gaz parfaits :

L'état d'un gaz parfait est déterminée par :

Sa pression P , son volume V , sa température T et sa quantité de matière n . Ces variables appelées variables d'état sont reliées par une relation appelée **équation d'état**.

Cette équation représente le bilan de plusieurs lois antérieures, qui se contentaient d'étudier les variables deux à deux seulement:

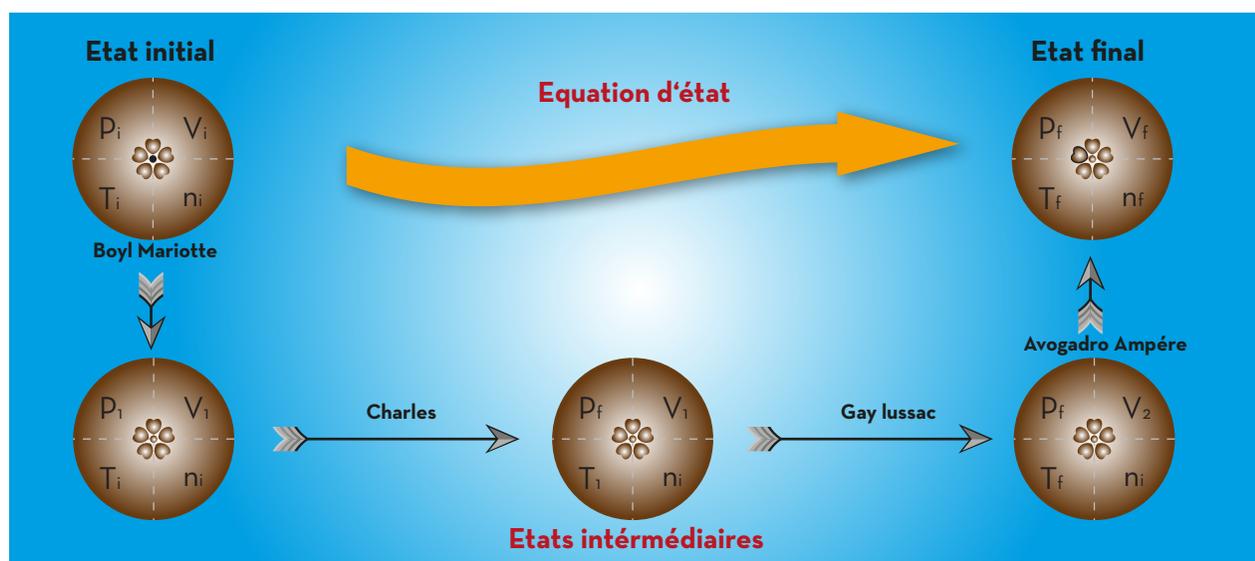
Loi de Boyle-Mariotte	Loi de Charles	Loi de Gay Lussac	Loi d'Avogadro-Ampère
$P \cdot V = C^{te}$	$\frac{P}{T} = C^{te}$	$\frac{V}{T} = C^{te}$	$\frac{V}{n} = C^{te}$

Pour passer :

- D'un état initial caractérisé par les variables d'état (P_i, V_i, T_i, n_i) ;
- À un état final totalement différent caractérisé par les variables d'état (P_f, V_f, T_f, n_f) ;

Et puisque les transformations thermodynamiques sont indépendantes du chemin suivi, imaginons quatre passages intermédiaires modélisés au **Doc. 4**, et obéissant chacun à l'une des lois précédentes.

Doc.4 Modélisation d'une transformation



Piste de travail :

1- Ecrire pour chaque passage intermédiaire, la relation à laquelle il obéit :

① Relation entre : P_i, V_i et P_1, V_1	② Relation entre : P_1, T_1 et P_f, T_1	③ Relation entre : V_1, T_1 et V_2, T_f	④ Relation entre : V_2, n_i et V_f, n_f

2- En combinant ces quatre équations ①, ②, ③ et ④, déduire que : $\frac{P_i \cdot V_i}{n_i \cdot T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{n_f \cdot T_f}$.

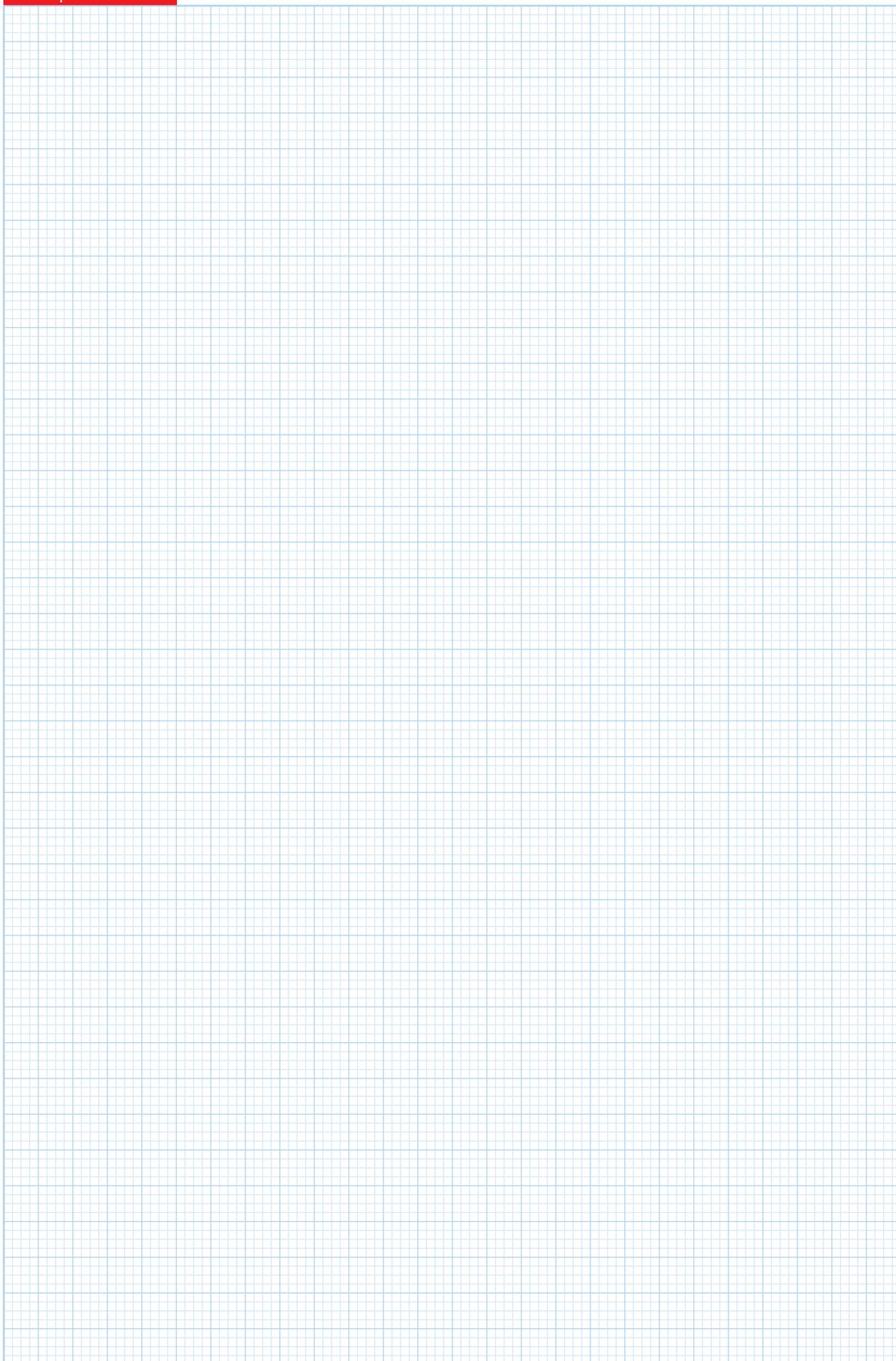
3- Le résultat précédent peut être écrit sous la forme : $\frac{P \cdot V}{n \cdot T} = R$. (R constante commune à tous les gaz parfaits). Préciser l'unité de cette constante dans le système international d'unités (SI).

Ce qu'il faut savoir

- Deux grandeurs y et x sont inversement proportionnels si : $y = \frac{a}{x}$. (a est une constante)

Lexique

- **Manomètre** : appareil de mesure de pression.
- **Antérieures** : précédentes.



L'ESSENTIEL DU COURS

1. Types de la mesure : (Activité. 1)

1.1. Mesurer pour informer.

Exemple : Composition en minéraux d'une bouteille d'eau minérale.

1.2. Mesurer pour surveiller et protéger.

Exemple : Contrôler le taux de gaz polluants dans l'air.

1.3. Mesurer pour agir.

Exemple : Faire des analyses médicales.

LE MAGNESIUM A SA SOURCE		
Minéralisation caractéristique en mg/l		
Magnésium	119	Plus de 75% des femmes adultes ont un déficit en magnésium*. Boire 1 litre d'HEPAR, c'est couvrir 31% des AR**.
Sulfate	1530	
Hydrogencarbonate	383,7	*Source : Caian et al. J. Am. Diet. Assoc. 2002, 102 : 1658-1662
Nitrate	4,3	**Apport de référence
Calcium	549	1 l d'HEPAR vous apporte également 68% des AR** en calcium.
Sodium	14,2	Convient pour un régime pauvre en sodium.
Résidu sec à 180°C	2513	Eau minérale naturelle riche en minéraux.

pH=7,2. Ne pas utiliser chez le nourrisson, sauf avis médical.
Convient aux femmes enceintes ou allaitantes.

▲ Étiquette d'une eau minérale

2. Grandeurs physiques liées aux quantités de matière :

2.1. Masse : $n = \frac{m}{M}$

2.2. Nombre de constituants : $N = n \cdot N_A$

Avec : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ constante d'Avogadro.

2.3. Masse volumique : $\rho = \frac{m}{V}$ (kg/m³)

2.4. Densité :

• Pour les solides et les liquides : $d = \frac{\rho}{\rho_e}$ (sans unité)

• Pour les gaz : $d = \frac{M}{29}$

2.5. Équation d'état d'un gaz parfait : (Activité. 2)

a. Loi de Boyle Mariotte : $PV = C^{\text{te}} \Leftrightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$

b. Équation d'état : $PV = nRT$

$R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ constante des gaz parfaits.

Volume molaire (Volume occupé par une mol de gaz) :

$$V_m = \frac{RT}{P}$$

2.6. Solutions électrolytiques et concentrations: (Activité. 3)

a. Solution d'électrolyte :

Une solution électrolytique est une solution contenant des ions.

Le soluté peut être un solide ionique, une molécule polaire liquide ou gazeuse.

• Solide ionique :

Il est formé d'ions (cations et anions).

• Molécule polaire :

Molécule comportant un pôle positif et un autre négatif.

Remarque :

Les barycentres des charges opposées ne doivent pas coïncider.

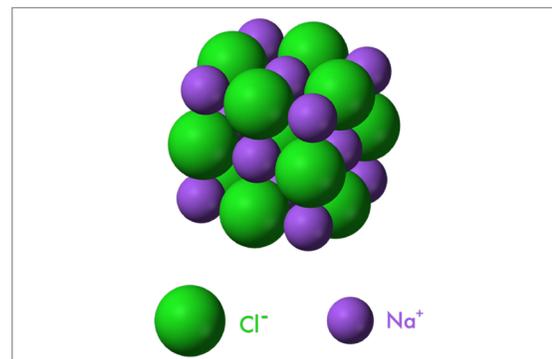
b. Concentrations :

• Concentration molaire : $C = \frac{n}{V_s}$ (mol.L⁻¹).

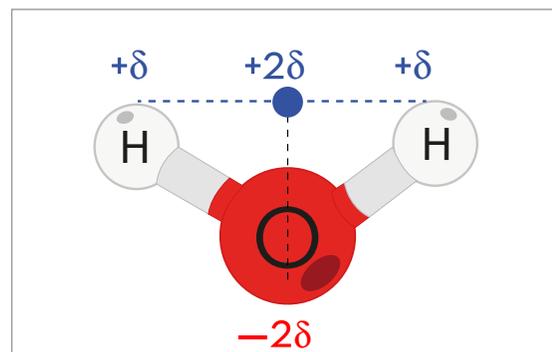
• Concentration molaire effective : $[X] = \frac{n(X)}{V_s}$.

• Concentration massique : $C_m = \frac{m}{V_s}$ (g.mL⁻¹).

• Relation entre concentrations molaire et massique : $C_m = C \cdot M$.



▲ Solide ionique



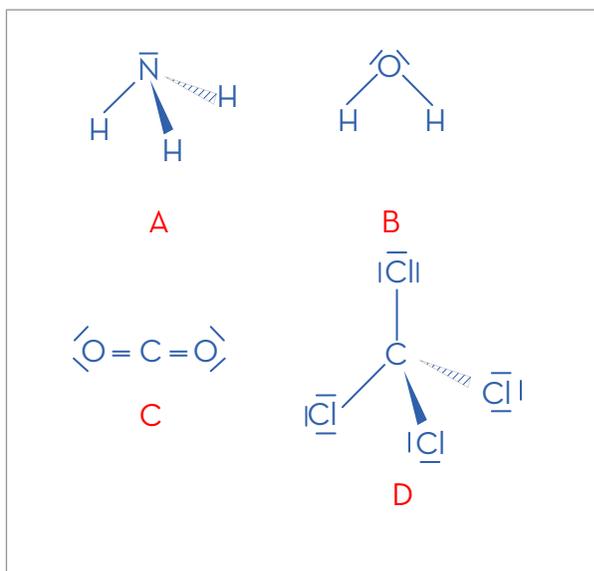
▲ Molécule polaire

EXERCICES D'APPLICATION

On donne pour tous les exercices :
 $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$;
 $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$.

1 Molécules polaires et apolaires

Préciser pour chaque molécule si elle est polaire ou non ? Justifier votre réponse.

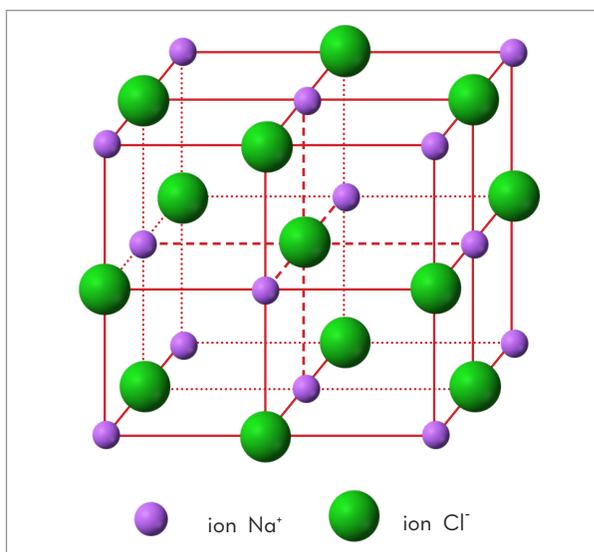


2 Cristal ionique

Le schéma ci-contre représente le modèle éclaté du chlorure de sodium.

Les sphères modélisant les ions Na^+ et Cl^- sont supposées en contact suivant l'arrête de la maille et leurs rayons respectifs sont : $r(\text{Na}^+) = 99 \text{ pm}$ et $r(\text{Cl}^-) = 181 \text{ pm}$

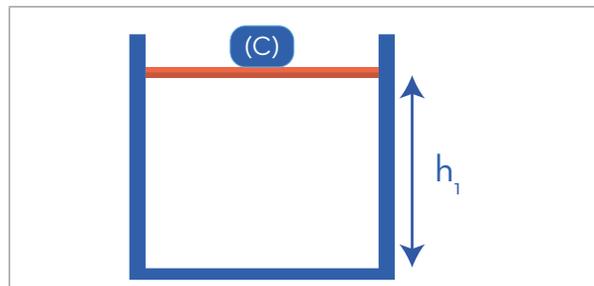
- Calculer la longueur a de l'arrête de cette maille cubique.
- Calculer le nombre de mailles constituant un cube de sel de longueur d'arrête $a = 50 \text{ }\mu\text{m}$.



3 Loi des gaz parfaits

Un récipient, de forme cylindrique est fermé par un piston de masse négligeable, de surface $S = 100 \text{ cm}^2$ et pouvant glisser sans frottements. Le récipient contient une quantité de matière n d'un gaz supposé parfait.

On donne : La pression atmosphérique $P_{\text{atm}} = 10^5 \text{ Pa}$.



1. On pose sur le piston, un corps (C) de masse $m = 10 \text{ kg}$, le gaz se comprime et maintient le piston à une hauteur $h_1 = 11 \text{ cm}$ du fond du récipient.

La température du gaz est $T_1 = 293 \text{ K}$ et sa pression est P_1 .

- Calculer la valeur de la pression P_1 .
- Déduire la valeur de n .

2. On enlève le corps (C) , le gaz se détend et soulève le piston à une hauteur h_2 du fond du récipient à la même température $T_1 = 293 \text{ K}$.

2.1. Exprimer h_2 en fonction de h_1 , P_1 et P_{atm} . Calculer sa valeur.

2.2. On abaisse la température du gaz de T_1 à une autre valeur T_2 , le piston revient à la position précédente repérée par la hauteur $h_1 = 11 \text{ cm}$ du fond du récipient. Calculer la valeur de T_2 .

On donne : $R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, $g = 10 \text{ N/kg}$.

4 Transformation isotherme

Un piston de masse m , de surface S et d'épaisseur négligeable, peut glisser à l'intérieur d'un récipient de forme cylindrique et sépare deux compartiment (A) et (B) contenant respectivement les quantités de matière n_A et n_B de gaz supposé parfait.

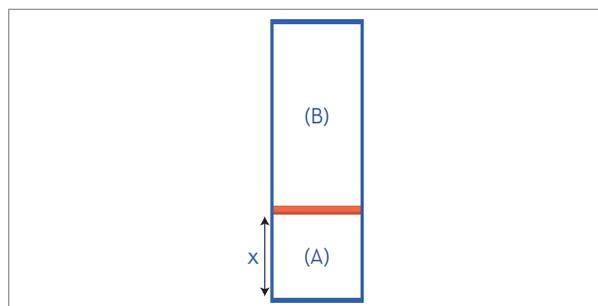
1. On dispose le récipient dans une position horizontale comme indiqué ci-contre.



1.1. Montrer que les pressions des gaz dans les deux compartiments sont égales $P_A = P_B$.

1.2. Établir la relation entre n_A et n_B .

2. On dispose le récipient dans une position verticale comme indiqué ci-contre. Les pressions des gaz dans les deux compartiments deviennent P'_A et P'_B .



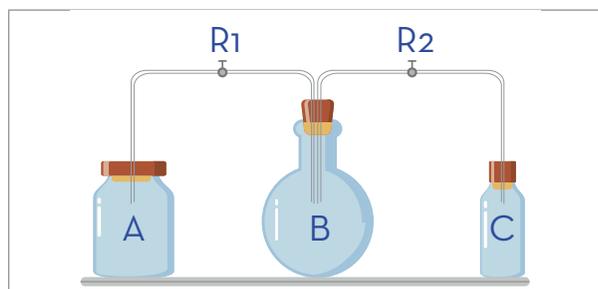
- 2.1. Trouver la relation entre P'_A , P'_B , m , g et S .
- 2.2. Exprimer P'_A en fonction de x , P_A et L .
- 2.3. Exprimer P'_B en fonction de x , P_A et L .
- 2.4. Dédire l'expression de chacune des pressions P'_A et P'_B en fonction de : x , L , m , g et L . Calculer leurs valeurs.

On donne : $m = 100$ g, $x = 20$ cm, $L = 1$ m, $S = 20$ cm².

5 Détentes isothermes

Trois bouteilles (A), (B) et (C) de volumes respectifs : $V_A = 2$ L, $V_B = 10$ L et $V_C = 1$ L, sont reliées entre elles par deux tubes effilés très fins contenant deux robinets (R_1) et (R_2).

Initialement les robinets sont fermés, la bouteille (B) est vide tandis que les deux autres bouteilles contiennent de l'Argon sous pressions respectives : $P_A = 4$ atm et $P_C = 9$ atm.



1. On laisse (R_2) fermé et on ouvre (R_1) seul. Calculer à l'équilibre, la pression P_1 dans les bouteilles (A) et (B).
2. On ferme (R_1) puis on ouvre (R_2), calculer à l'équilibre, la pression P_2 dans les bouteilles (B) et (C).
3. On ouvre (R_1) sans fermer (R_2), calculer à l'équilibre, la pression P_3 dans les trois bouteilles.

6 Mélange de deux solutions

1. On prépare un volume $V_1 = 200$ cm³ d'une solution aqueuse (S_1) de Chlorure de Sodium par dissolution de 11,7 g de NaCl dans l'eau pure.

- 1.1. Calculer la concentration molaire C_1 de cette solution.
- 1.2. Sachant que la solubilité du Chlorure de Sodium dans l'eau est de 360 g/L.

La solution (S_1) est-elle saturée ou non ?

2. On prépare un volume $V_2 = 250$ cm³ d'une solution (S_2) de sulfate de Sodium par dissolution de 7,1 g de Na₂SO₄ dans l'eau pure. Calculer la concentration molaire C_2 de cette solution.

3. On mélange les deux solutions dans un récipient contenant 50 cm³ d'eau pure. on obtient une solution (S).

Calculer les concentrations molaires effectives des différents ions de la solution (S).

7 Dissolution d'un sel

Le sel de Mohr de formule (FeSO₄, (NH₄)₂SO₄, 6H₂O) est un corps cristallin.

1. Écrire l'équation chimique modélisant sa dissolution dans l'eau.

2. Calculer la masse de ce sel nécessaire à dissoudre dans 200 mL d'eau pour préparer une solution de concentration molaire effective apportée en ions SO₄²⁻ : [SO₄²⁻] = 5.10⁻² mol/L.

3. Calculer les concentrations molaires effectives des autres ions existant dans la solution (S).

8 Combustion d'un gaz

Le Volume molaire des gaz pour cet exercice est : $V_m = 25$ L/mol.

On brûle complètement 25 mL d'un composé organique gazeux de formule brute C_xH_y dans 60 mL d'oxygène.

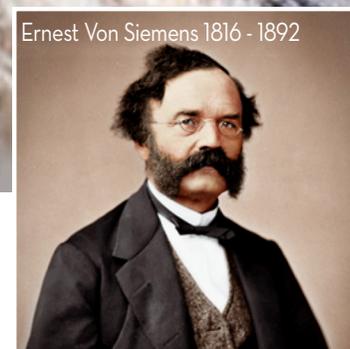
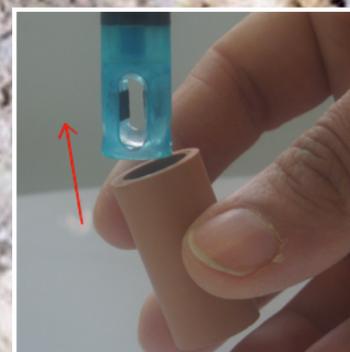
On obtient de l'eau à l'état liquide et un mélange gazeux de volume 35 mL dont 25 mL de dioxyde de carbone CO₂.

1. Écrire l'équation modélisant la réaction chimique équilibrée en fonction de x et y .
2. Calculer les valeurs de x et y et en déduire la formule brute du composé.
3. Calculer le volume d'eau liquide formée.
4. Calculer les pourcentages massiques des gaz avant et après la réaction.

9 Détermination d'une formule chimique

La réaction d'un échantillon de masse 40 g d'un composé de formule Fe_xO_y nécessite 13,5g d'Aluminium Al, et permet d'obtenir à la fin de la réaction de 25,5 g d'un composé de formule Al₂O_y, et un corps simple métallique.

1. Écrire l'équation de la réaction et construire le tableau d'avancement.
2. Préciser le corps métallique simple obtenu.
3. Calculer les valeurs de x et y .
4. On mélange 50 g du composé Fe_xO_y avec 50 g d'Aluminium.
5. Préciser le réactif limitant.
6. Calculer les masses des corps se trouvant à la fin de la réaction.



L'eau de mer est une solution conductrice d'électricité contrairement à l'eau pure, cette conduction diffère d'une solution à une autre selon la nature et l'abondance des ions.

MESURE DE CONDUCTANCE

Comment mesure-t-on une conductance ?

Et quelle est l'importance de cette mesure en chimie ?

Objectifs

1. Conductance d'une portion de solution ionique: G

- Méthode de mesure de la conductance.
- Facteurs influençant (température, état de surface des électrodes, surface (S) des électrodes, distance (L) entre elles, nature et concentration de la solution).
- Courbe d'étalonnage $G = f(C)$.

2. Conductivité d'une solution ionique: σ

- Définition de la conductivité à partir de la relation $G = \sigma \frac{S}{L}$.
- Relation entre σ et C .
- Conductivité molaire ionique λ , et relation entre les conductivités molaires ioniques et la conductivité d'une solution.
- Comparaison des conductivités molaires ioniques des ions H^+ et HO^- à celles d'autres ions.

Conductance d'une portion de solution

Activité expérimentale

Une cellule de mesure conductimétrique est un système constitué de deux plaques en regard.

► *Quelle est l'influence des dimensions de cette cellule sur la conductance de la portion de solution comprise entre les deux plaques ?*

Matériel :

Cellule de mesure, solution de chlorure de sodium, GBF, Ampèremètre, Voltmètre.

Manipulation :

- Réaliser le montage ci-contre.
- Appliquer une tension de valeur efficace $U = 2\text{ V}$.
- Varié la surface S de la partie immergée des deux électrodes de la cellule en l'enfonçant progressivement dans la solution, tout en gardant la même distance L qui sépare les deux électrodes.
- Reproduire les mêmes mesures en variant L et en gardant S constante.

NB : il faut maintenir la solution à une température constante. Les résultats ressemblent à ceux des tableaux suivants :

• Variation de S ($L = 1\text{ cm}$)

S (10^{-4} m^2)	I (mA)	U (V)	G (mS)	G/S ($\text{S}\cdot\text{m}^{-2}$)
1	2,7	2
2	5,4	2
4	10,8	2

• Variation de L ($S = 2\text{ cm}^2$)

L (10^{-2} m)	I (mA)	U (V)	G (mS)	$G\cdot S$ ($\text{S}\cdot\text{m}^{-2}$)
0,5	10,8	2
1	5,4	2
1,5	3,6	2

Piste de travail :

- Compléter les tableaux ci-dessus.
- Comment varie la conductance G avec la surface S de la partie immergée des électrodes de la cellule ?
.....
- Comment varie la conductance G avec la distance L entre les électrodes de la cellule ?
.....
- Écrire une relation mathématique traduisant en même temps les deux propriétés mises en évidence dans les questions 2 et 3.
.....

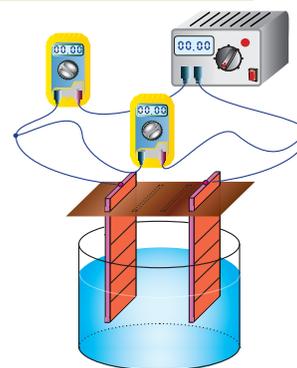
Objectif

Mise en évidence des facteurs liés à la cellule de mesure et influençant la conductance.

Doc.1 Cellule de mesure



Doc.2 mesure de conductance

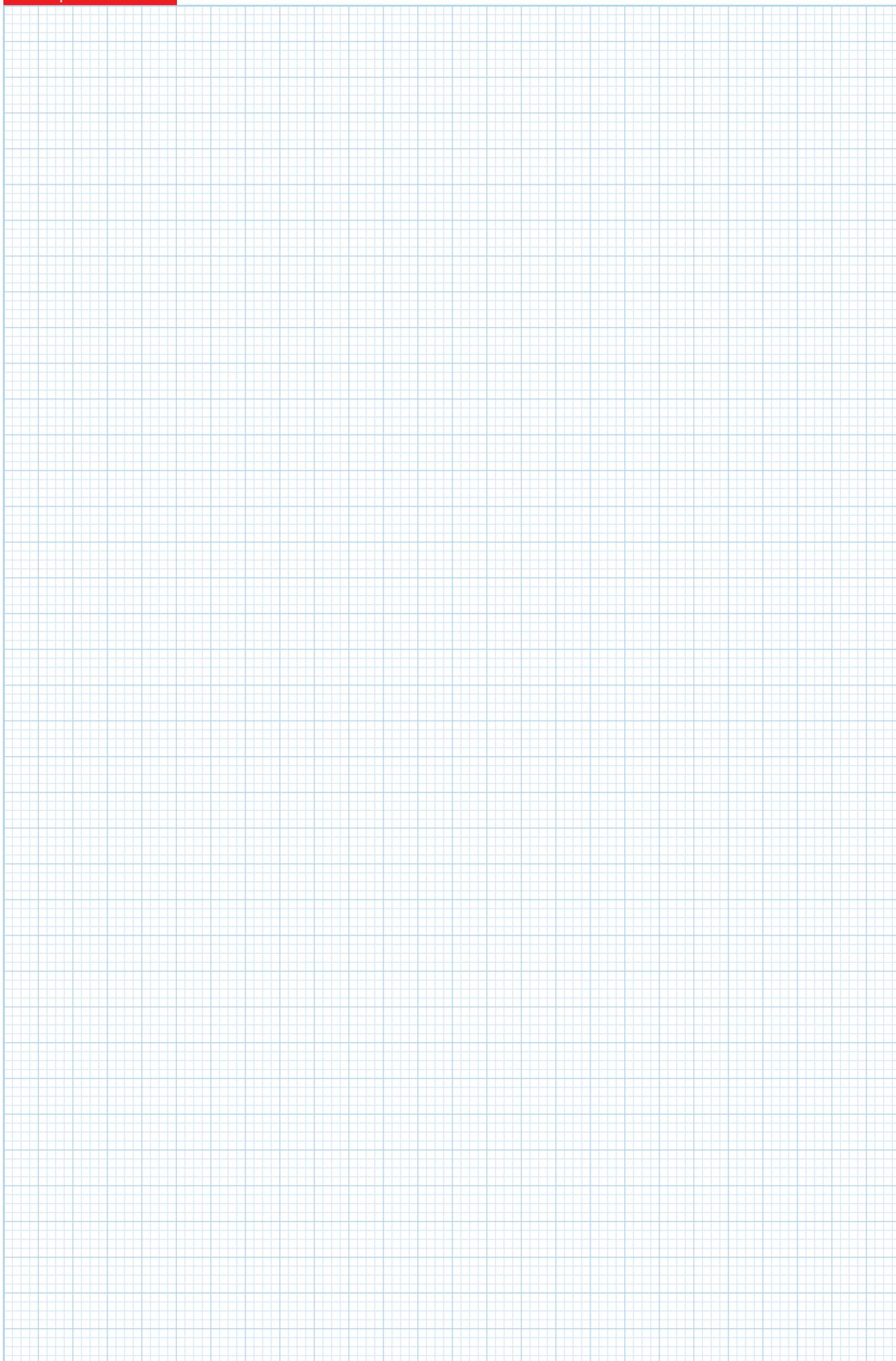


Ce qu'il faut savoir

- Loi d'Ohm en électricité $U = R\cdot I$ ou $I = G\cdot U$;
- Savoir la proportionnalité en mathématique.

Lexique

- **Immergé** : partie du corps qui plonge dans l'eau.
- **Électrode** : partie solide conductrice du courant dans une solution.



Conductivité d'une solution et facteurs influençant

Activité expérimentale

Objectif

Mise en évidence des facteurs liés à la solution et influençant sur la conductivité.

Doc.1 Conductimètre



Plus l'intensité du courant qu'une solution laisse passer est grande, plus que la solution est dite plus conductrice.

La conduction dépend de plusieurs facteurs comme la nature des ions, de leur encombrement et de leur agitation.

► **Quelle est l'influence de ces facteurs sur la conductance de la portion de solution comprise entre les deux plaques ?**

Matériel :

Conductimètre, solutions de chlorure de sodium de différentes concentrations, solutions différentes de mêmes concentrations, thermomètre, de quoi chauffer.

Manipulation 1 : Influence de la température

1. Introduire dans l'une des solutions la sonde d'un conductimètre ;
2. Déclencher le chauffage de cette solution ;
3. Repérer la température de la solution et relever au même instant la valeur de la conductance ;
4. Répéter la même mesure plusieurs fois.

Les résultats ressemblent à ceux du tableau suivant :

θ (°C)	G (mS)
25	1,70
30	1,95
35	2,25

Doc.2 Chauffage



Manipulation 2 : Influence de la concentration

- Mesurer, avec la même cellule de mesure, la conductance des différentes solutions de chlorure de sodium à la même température.

Les résultats ressemblent à ceux du tableau suivant :

G (mS)	1,84	3,68	7,36	14,72
C (mol.L ⁻¹)	10 ⁻³	2.10 ⁻³	4.10 ⁻³	8.10 ⁻³

Doc.3 Solutions de concentrations différentes



Manipulation 3 : Influence de la nature des ions

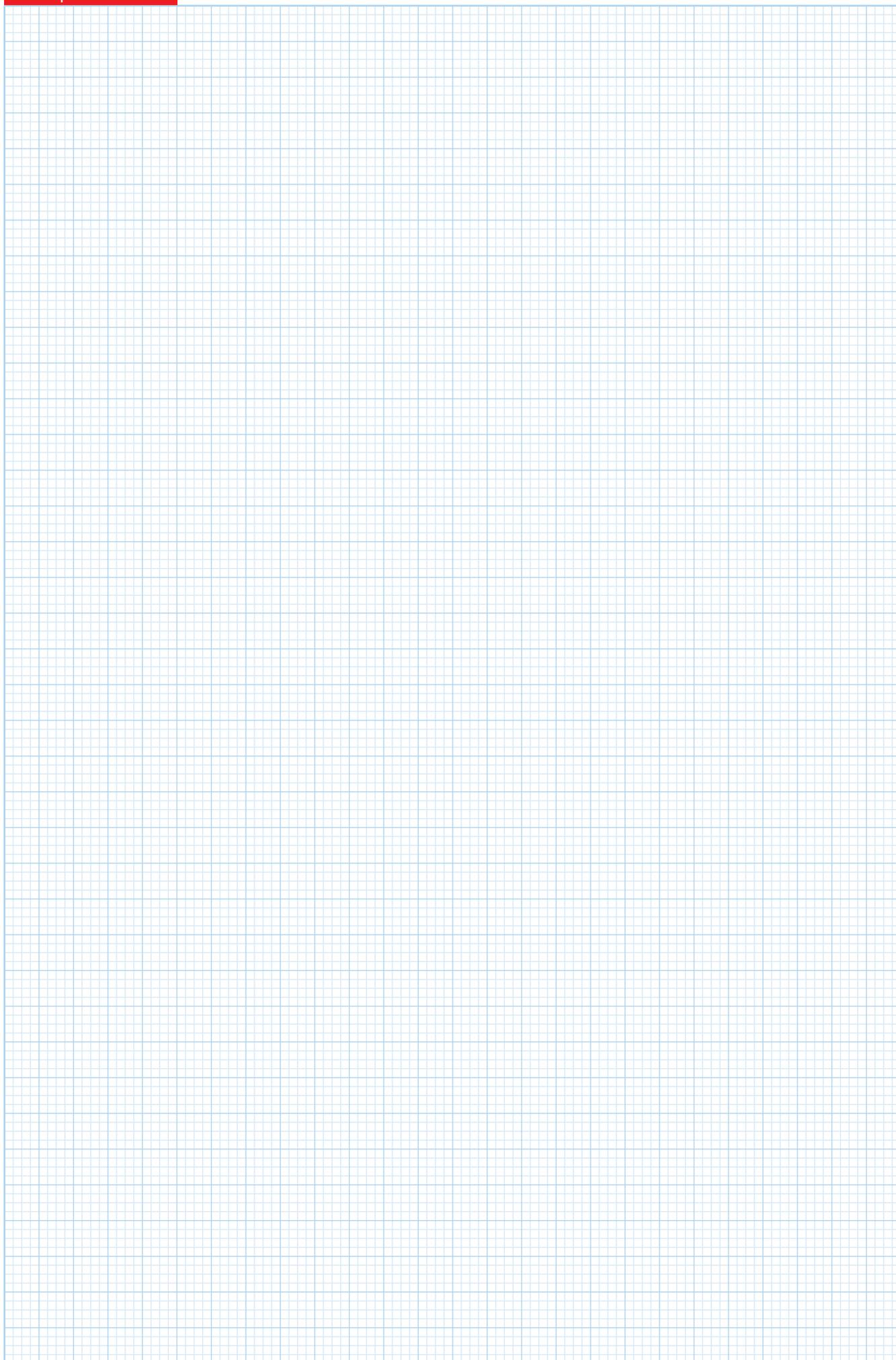
- Mesurer, avec la même cellule de mesure, la conductance de la même portion de différentes solutions de mêmes concentrations.

Les résultats obtenus ressemblent aux suivants :

Solutions	K ⁺ +Cl ⁻	Na ⁺ +Cl ⁻	H ⁺ +Cl ⁻	K ⁺ +HO ⁻	Na ⁺ +HO ⁻
G (mS)	2,52	2,16	7,30	4,56	4,20

Doc.3 Solutions différentes de même concentrations





Piste de travail :

1- Influence de la température :

Comment varie la conductance avec la température ?

.....
.....
.....

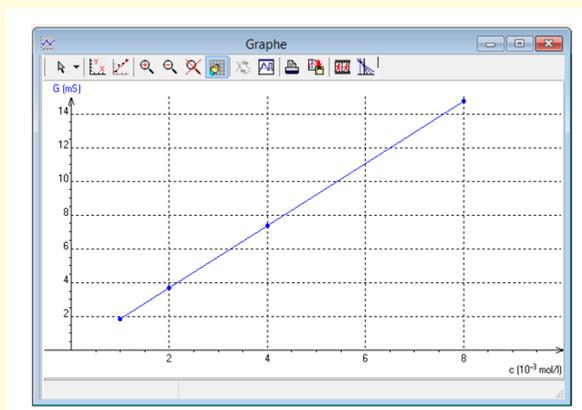
2- Influence de la concentration :

Le tracé de la courbe $G = f(C)$ correspondante aux mesures de la manipulation N°2, donne une courbe similaire à celle représentée sur la figure ci-contre.

2-1- Comment varie la conductance avec la concentration ?

2-2- Écrire l'équation de cette courbe.

2-3- Déterminer graphiquement la concentration d'une solution de chlorure de sodium dont la conductance mesurée par la même cellule est $G = 11$ mS.



.....
.....
.....

2-4- Cette courbe est appelée courbe d'étalonnage, Justifier cette appellation.

.....
.....
.....

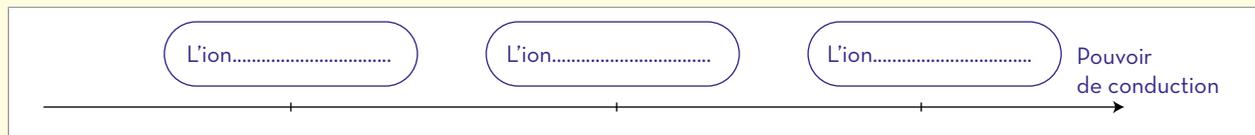
3- Influence de la nature des ions :

3-1- D'après les mesures de la manipulation N°3, la conductance dépend-elle de la nature des ions ?

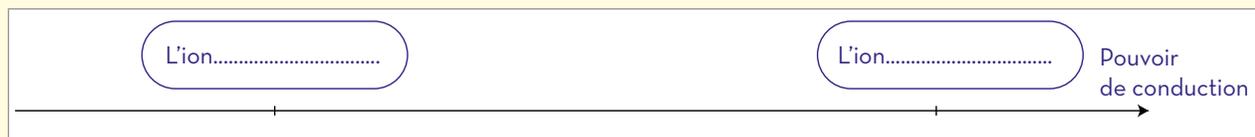
.....
.....
.....

3-2- Classifier les anions ainsi que les cations selon leur pouvoir conducteur.

• Classement des cations :



• Classement des anions :

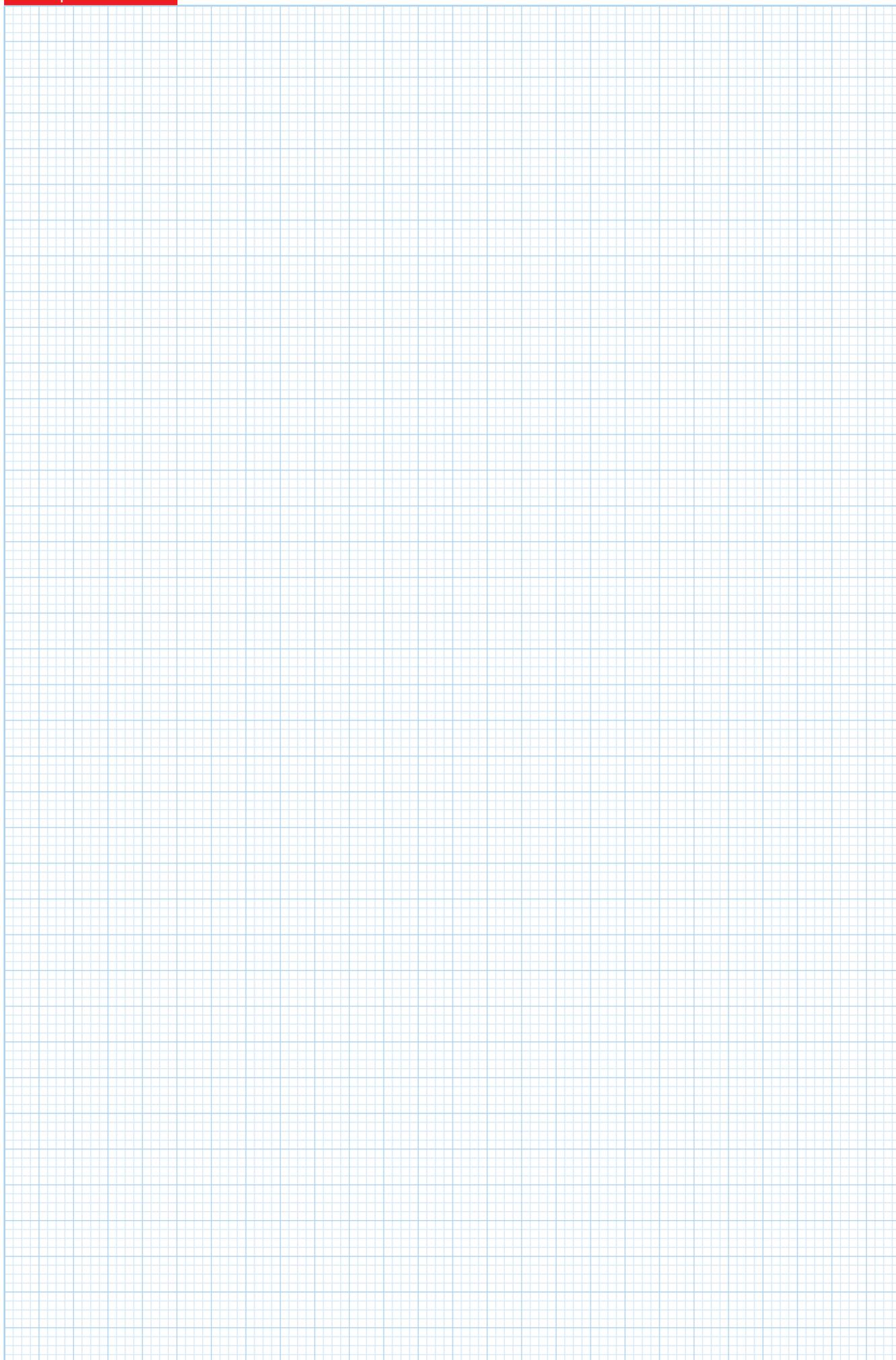


Ce qu'il faut savoir

- Rappeler la courbe d'étalonnage d'un ressort ;
- Les porteurs de charges et leur rôle.

Lexique

- **Conductance** : grandeur liée à une portion de solution.

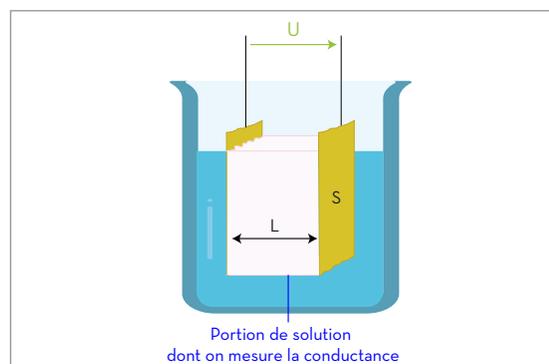


L'ESSENTIEL DU COURS

1. Conductance :

- La conductance d'une portion de solution électrolytique est égale à l'inverse de sa résistance.
- La conductance d'une portion de solution électrolytique entre deux électrodes peut être calculée à partir de mesures d'intensité efficace I du courant et de tension efficace U entre ces électrodes (loi d'Ohm) :

$$G = \frac{I}{U} \quad \left\{ \begin{array}{l} G \text{ en Siemens (S)} \\ I \text{ en Ampère (A)} \\ U \text{ en Volt (V)} \end{array} \right.$$



- La conductance dépend du système de mesure (état de surface des électrodes, surface S de leur partie immergée, distance L qui les sépare), de la température et de la solution aqueuse utilisée (nature des ions et concentration).

2. Conductivité :

- Lorsqu'elle mesurée avec des électrodes plane et parallèles, la conductance G s'exprime :

$$G = \sigma \cdot \frac{S}{L}$$

Conductance de la portion de solution en S

Surface des électrodes en m^2

Distance entre les électrodes en m

Conductivité de la solution en $S.m^{-1}$

- La conductivité σ d'une solution électrolytique ne dépend que des caractéristiques de la solution (concentration, nature des ions et température).
- Dans le cas d'une solution électrolytique peu concentrée et ne contenant que des ions monochargés, la conductivité σ de la solution s'exprime en fonction des conductivités molaires ioniques λ_i des ions présents :

$$\sigma = \sum_{i=1}^p \lambda_i [X_i]$$

Conductivité de la solution en $S.m^{-1}$

Somme sur les ions 1 à p

Concentration de l'ion i en $mol.m^{-3}$

Conductivité molaire de l'ion i en $S.m^2.mol^{-1}$

- La conductivité molaire ionique des ions H_3O^+ et HO^- est supérieure à celles des autres ions monochargés.

Cations			Anions		
Nom	Symbole	$\lambda^0(S.m^2.mol^{-1})$	Nom	Symbole	$\lambda^0(S.m^2.mol^{-1})$
Oxonium	$H_3O^+(aq)$	$349,8 \cdot 10^{-4}$	Hydroxide	$HO^-_{(aq)}$	$198,6 \cdot 10^{-4}$
Potassium	$K^+(aq)$	$73,5 \cdot 10^{-4}$	Bromure	$Br^-_{(aq)}$	$78,1 \cdot 10^{-4}$
Sodium	$Na^+(aq)$	$50,1 \cdot 10^{-4}$	Iodure	$I^-_{(aq)}$	$76,8 \cdot 10^{-4}$
Ammonium	$NH_4^+(aq)$	$73,5 \cdot 10^{-4}$	Chlorure	$Cl^-_{(aq)}$	$76,3 \cdot 10^{-4}$
lithium	$Li^+(aq)$	$38,7 \cdot 10^{-4}$	Fluorure	$F^-_{(aq)}$	$55,4 \cdot 10^{-4}$
Césium	$Cs^+(aq)$	$77,3 \cdot 10^{-4}$	Nitrate	$NH_3^-_{(aq)}$	$71,4 \cdot 10^{-4}$
Rubidium	$Rb^+(aq)$	$77,8 \cdot 10^{-4}$	Éthanoate	$CH_3COO^-_{(aq)}$	$40,9 \cdot 10^{-4}$
Argent	$Ag^+(aq)$	$61,9 \cdot 10^{-4}$	Benzoate	$C_6H_5COO^-_{(aq)}$	$32,3 \cdot 10^{-4}$

Doc. 12. Conductivité molaire ionique de quelques ions monochargés, en solution aqueuse à dilution infinie, à 25°C

EXERCICES D'APPLICATION

1 Résistance et conductance

On mesure la valeur de la tension électrique alternative U aux bornes d'électrodes plongées dans une solution ionique et la valeur de l'intensité I du courant électrique qui la traverse.

On obtient $U = 5,42 \text{ V}$ et $I = 2,74 \text{ mA}$.

1. Faire le schéma du montage électrique.
2. Pour quelle raison utilise-t-on une tension électrique alternative pour mesurer une conductance ?
3. Quelle est la définition de la résistance d'une portion de solution électrolytique ? Quelle est son unité ?
4. Calculer la résistance de la portion de solution.
5. Quelle est la définition de la conductance d'une portion de solution électrolytique ? Quelle est son unité ?
6. Calculer la conductance de la portion de solution.

2 Conductance et conductivité

Parmi la liste de paramètres physico-chimiques ci-dessous, quels sont les facteurs dont dépend la conductance d'une portion de solution électrolytique ?

- a. Concentration des ions de la solution électrolytique ;
- b. Volume total de solution électrolytique ;
- c. Volume de solution électrolytique entre les électrodes ;
- d. Surface immergée des électrodes ;
- e. Température de la solution électrolytique ;
- f. Distance entre les électrodes ;
- g. Intensité du courant électrique ;
- h. Nature des ions ;
- i. État de surface des électrodes ;
- j. Pression atmosphérique.

2. Quels sont les facteurs dont dépend la conductivité d'une solution ?
3. Pourquoi trouve-t-on des valeurs de conductivité et non de conductance dans les tables de données physico-chimiques ?

3 Vrai ou Faux

Répondre par vrai ou faux aux affirmations suivantes. Dans le cas d'une affirmation fautive, donner la bonne réponse.

1. On utilise une cellule de conductimétrie constituée d'électrodes planes et parallèles entre elles. Si on double la surface immergée dans une solution électrolytique,
 - a. la conductivité de la solution est doublée ;
 - b. la conductance de la portion de solution comprise entre les électrodes est divisée par deux.

2. On utilise une cellule de conductimétrie constituée d'électrodes planes et parallèles entre elles.

Si la distance qui sépare les électrodes immergées dans une solution électrolytique est doublée,

- a. la conductivité de la solution est doublée ;
- b. la conductance de la portion de solution comprise entre les électrodes est divisée par deux.

3. On plonge une cellule de conductimétrie dans une solution électrolytique.

Si la concentration de soluté apporté dans la solution est doublée,

- a. la conductivité de la solution est doublée ;
- b. la conductance de la portion de solution comprise entre les électrodes est divisée par deux.

4. La conductance d'une portion de solution électrolytique de conductivité égale à $12 \text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}$, comprise entre des électrodes de surface immergée $S = 1,0 \text{ cm}^2$, séparées d'une distance $L = 2,0 \text{ cm}$, est égale à $6,0 \text{ S}$.

4 QCM

Indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s) parmi les propositions données.

On dispose de 100 mL d'une solution aqueuse S_1 de chlorure de potassium et de 100 mL d'une solution aqueuse S_2 de nitrate de sodium. La concentration molaire de ces deux solutions est égale à $1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Leur température est de 25°C .

On mélange ces deux solutions pour obtenir une solution S .

1. Les conductivités des solutions S_1 et S_2 sont respectivement égales à :

- a. $1,87 \cdot 10^{-5} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$ et $1,52 \cdot 10^{-5} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$;
- b. $18,7 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}$ et $15,2 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}$;
- c. $1,87 \cdot 10^{-4} \text{ S}\cdot\text{cm}^{-1}$ et $1,52 \cdot 10^{-4} \text{ S}\cdot\text{cm}^{-1}$.

2. Les quantités de matière de chaque ion contenu dans la solution S :

- a. sont toutes égales à $2,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$;
- b. ne sont pas toutes égales ;
- c. sont toutes égales à $1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

3. Les concentrations molaires de chaque ion contenu dans la solution S :

- a. sont toutes égales à $1,25 \text{ mol}\cdot\text{m}^{-3}$;
- b. ne sont pas toutes égales ;
- c. sont toutes égales à $6,25 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{m}^{-3}$.

4. La valeur de la conductivité du mélange est :

- a. $1,70 \cdot 10^{-2} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$;
- b. $1,70 \cdot 10^{-5} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$;
- c. $3,39 \cdot 10^{-2} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$;
- d. $3,39 \cdot 10^{-5} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$.

5 Échelle relative des conductivités molaires ioniques

On mesure la conductance G de différentes solutions aqueuses à 25 °C, de concentration c égale à $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

Électrolyte	KF	KCl	KBr	KI	KNO ₃
G (mS)	128,9	149,8	151,6	150,3	144,9

- Détailler la méthode de mesure de la conductance.
- Établir une échelle des conductivités molaires ioniques des anions présents dans les solutions utilisées. Justifier votre réponse.
- La cellule de conductimétrie est formée de deux électrodes planes et parallèles de surface $S = 0,500 \text{ cm}^2$, séparées d'une distance $L = 5,00 \text{ mm}$. Calculer les conductivités molaires ioniques des anions composant les solutions utilisées.

Donnée : Conductivité molaire ionique à 25°C de l'ion potassium : $\lambda_{\text{K}^+(\text{aq})} = 73,5 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

6 Utilisation des conductivités molaires ioniques

On dispose d'une solution aqueuse à 25 °C, de volume $V = 250 \text{ mL}$, contenant $1,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions potassium, $1,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'ion sodium et des ions chlorure.

- Calculer la quantité de matière d'ions chlorure contenue dans la solution.
- Calculer les concentrations molaires des ions présents en solution.
- Exprimer ces concentrations en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$.
- Calculer la conductivité de la solution.
- Quelle serait la valeur de la conductance mesurée à l'aide d'électrodes de surface $S = 1,2 \text{ cm}^2$, distantes de $L = 9,5 \text{ mm}$?
- Les cations de la solution sont remplacés par des ions oxonium H_3O^+ .
 - Déterminer la concentration molaire c de la solution obtenue.
 - Exprimer la conductivité de cette solution en fonction de la concentration molaire c . Calculer sa valeur.
 - Déduire la valeur de la conductance, mesurée avec les électrodes de la question 5.
 - Comparer cette valeur avec celle obtenue à la question 5. Expliquer la différence.

7 Caractérisation d'une espèce ionique

On dispose, à 25°C, d'une solution électrolytique du type $\text{M}^+(\text{aq}) + \text{X}^-(\text{aq})$, de concentration molaire c égale à $8,86 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On cherche à déterminer la nature des ions de cette solution.

Pour cela, on introduit quelques millilitres de solution dans un tube à essai et on ajoute une solution de nitrate d'argent.

On observe alors une transformation chimique [fig. a].



Dans un second temps, on mesure la conductance de la solution au moyen d'une cellule de conductimétrie. Les électrodes sont distantes de $L = 1,00 \text{ cm}$ et leur surface S est égale à $1,00 \text{ cm}^2$. Pour une tension sinusoïdale imposée et de valeur efficace égale à 2,00 V, l'indication de l'ampèremètre est celle de la figure b.

- Quel ion a été mis en évidence grâce au test réalisé avec la solution de nitrate d'argent ?
 - D'après le tableau donné dans l'essentiel du cours, quelle est la conductivité molaire ionique de cet ion ?
- Quelle est la valeur de la conductance mesurée ?
 - Déduire la conductivité de la solution.
- Calculer la conductivité molaire ionique de l'ion de nature inconnue contenu dans la solution.
 - À l'aide du tableau donné dans l'essentiel du cours, déterminer la nature de cet ion. Quel est le nom de la solution utilisée ?
- Quel avantage présente la méthode de conductimétrie par rapport au test par précipitation ?

8 Deux cellules

On dispose de deux cellules de conductimétrie. La première est formée de deux électrodes de cuivre, planes et parallèles, de surface S_1 égale à $3,2 \text{ cm}^2$, distantes de $L_1 = 7,0 \text{ mm}$. La seconde est constituée de deux électrodes de cuivre, planes et parallèles également, de surface $S_2 = 1,7 \text{ cm}^2$ et distantes de $L_2 = 1,0 \text{ cm}$.

Des mesures de conductance réalisées avec ces deux cellules pour une solution de conductivité égale à $9,11 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$, à 20°C, donnent : $G_1 = 45 \text{ mS}$ et $G_2 = 12 \text{ mS}$ (les électrodes sont totalement immergées).

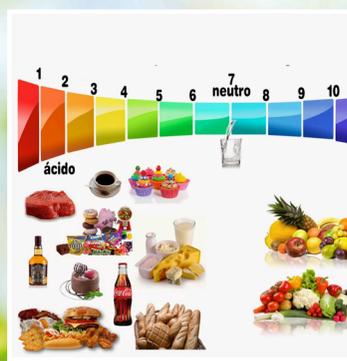
- Calculer les valeurs théoriques des conductances G_1 et G_2 . Comparer aux valeurs mesurées.
- Proposer deux explications possibles au fait que les valeurs mesurées ne sont pas identiques aux valeurs calculées.
- Peut-on réaliser une courbe d'étalonnage $G = f(c)$ (conductance en fonction de la concentration molaire de la solution électrolytique) en utilisant une cellule pour une partie des mesures et une autre cellule pour l'autre partie ?



CHIMIE

3

CHAPITRE



La forte présence de vitamine C de nature acide (acide ascorbique), rend le citron particulièrement bénéfique pour l'équilibre alimentaire à court et long termes.

DÉTERMINATION DES QUANTITÉS DE MATIÈRE EN SOLUTION À L'AIDE DE LA RÉACTION CHIMIQUE

Quels sont les types de réactions ? Comment les exploiter ?

Objectifs

1. Réactions acido-basiques :

- Exemples de réactions acido-basiques comme réactions impliquant des transferts de protons.
- Émergence de la définition d'un acide et d'une base selon Bronsted, à partir de l'écriture des équations des réactions précédentes.

2. Réactions d'oxydoréduction :

- Exemples de réactions d'oxydoréduction comme réactions impliquant des transferts d'électrons.
- Illustration de la définition d'un oxydant et d'un réducteur, à partir de l'écriture des équations des réactions précédentes.

3. Dosages (ou titrages) directs :

- Équivalence lors d'un dosage.

Acide et base selon Bronsted

Objectif

Savoir la définition d'un acide et d'une base selon Bronsted.

Activité documentaire

Doc.1 Repas complet



La notion d'acide et base a beaucoup évolué dans le temps, de nombreuses définitions ont été adoptées par les chimistes. Dans ce programme on s'intéressera uniquement à la chimie selon Bronsted.

- Comment les notions des acides et des bases ont-elle évoluées au cours des siècles ?
- Et quelle est la définition de Bronsted ?

Doc.2 Chronologie des définitions des acides et des bases



a. Robert BOYLE

- Un **acide** a un goût aigre, il corrode les métaux..., et devient moins acide lorsqu'il est mélangé à une base.
- Une **base** est visqueuse..., et devient moins basique lorsqu'elle est mélangé à un acide.

1650

XVII^{ème} siècle

XVIII^{ème} siècle

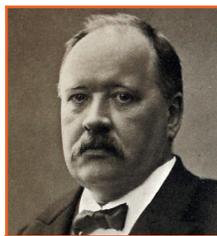


b. Johannes BRONSTED

- Un **acide** est une espèce chimique susceptible de un proton H⁺
- Une **base** est une espèce chimique susceptible de un proton H⁺

1923

XX^{ème} siècle

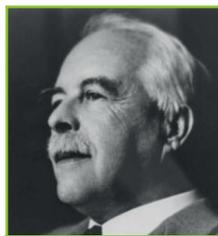


c. August ARRHENIUS

- Un **acide** est une espèce chimique susceptible de fournir des ions H⁺.
- Une **base** est une espèce chimique susceptible de fournir des ions OH⁻.

1887

1923



d. Gilbert Newton LEWIS

- Une **base** partage un de ses doublets d'électrons pour se lier à un acide.
- Un **acide** partage un doublet d'électrons d'une base pour se lier à elle.

Piste de travail :

On considère les réactions chimiques modélisées par les équations de réactions suivantes :



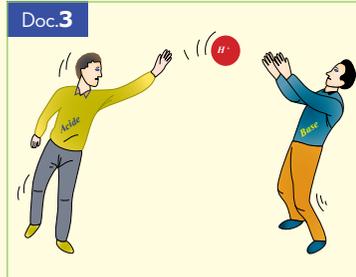
1- Quel changement a subit chacun des réactifs ?

.....

2- En se basant sur ses changements, et la convention de la photo Doc. 3, compléter les définitions de Bronsted du Doc. 2.b.

.....

Doc.3

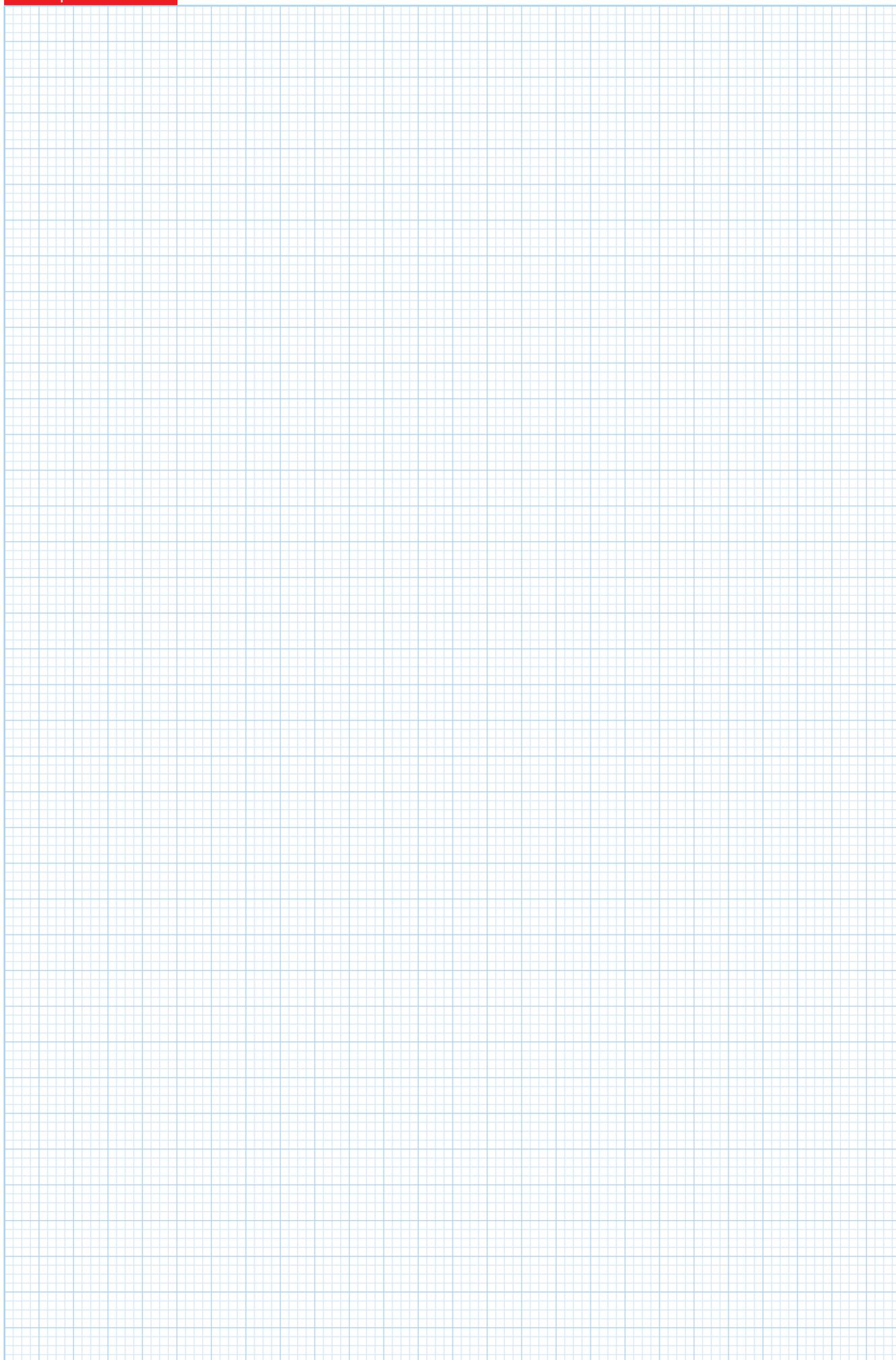


Ce qu'il faut savoir

- H⁺ est un noyau contenant seulement un seul proton ;
- Une perte de charge positive, provoque une addition d'une charge négative.

Lexique

- **Aigre** : acide.
- **Corrode** : gratte.
- **Visqueuse** : huileuse.



Mesure du pH d'une solution - Indicateur coloré

Activité expérimentale

Objectif

Savoir mesurer le pH d'une solution.

Doc.1 Hortensias



Les Hortensias sont originaires de Chine, Hormis pour les variétés à fleurs blanches, la couleur des fleurs dépend de l'acidité du sol dans lequel la plante est installée.

Le pH (potentiel hydrogène), est un paramètre servant à définir si un milieu est acide ou basique, ce terme a été utilisé pour la première fois en 1909 par le chimiste Danois Sørensen.

► Quelles sont les caractéristiques d'un acide et celles d'une base ?

Matériel :

pH mètre, indicateurs colorés, quelques solutions, verrerie, papier pH.

A Utilisation d'un pH mètre :

Manipulation :

1. Etalonner le pH mètre à l'aide d'une solution **tampon** (Doc. 2).

2. Mesurer le pH de quelques solutions familières :

Eau pure ; vinaigre ; eau de javel...



▲ pH = 3



▲ pH = 7



▲ pH = 12

3. Diluer chacune des solutions et mesurer à nouveau le pH des solutions diluées.

Doc.2 Etalonnage du pH mètre



Piste de travail :

1- Que veut dire une solution tampon ?

.....

.....

2- Quelle est l'influence de la dilution des solutions sur la valeur de leurs pH ?

.....

.....

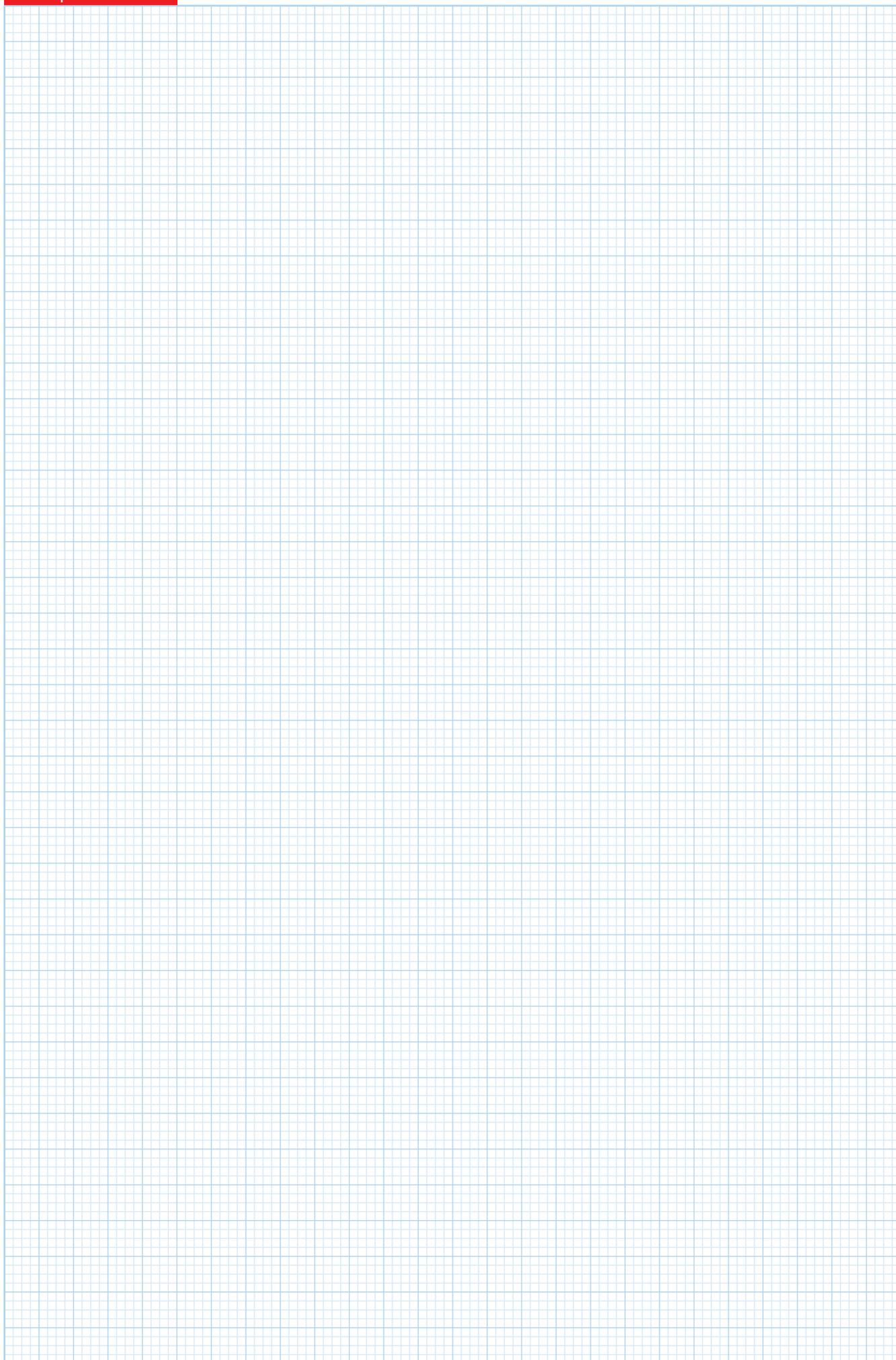
B Utilisation d'un indicateur coloré :

Le liquide extrait de la chou rouge peut changer de couleur sous l'action d'un acide ou d'une base. C'est un **indicateur coloré**.

Doc.3 Couleurs de la chou rouge



Verre 1 Jus de chou rouge et vinaigre
Verre 2 Jus de chou rouge et eau
Verre 3 Jus de chou rouge et eau de javel



Manipulation :

- Le **Doc. 5** présente les différentes couleurs de trois indicateurs colorés les plus utilisés, et qui correspondent aux zones de virages suivantes :

	Zone de virage	Couleur acide	Couleur basique
Hélianthine	3,2 - 4,4	Rouge	Jaune
Bleu de bromothymol	6,2 - 7,6	Jaune	Bleu
Phénolphtaléine	8 - 10	Incolore	Violette

- Le mélange** : bleu de thymol - rouge de méthyle - bleu de bromothymol - phénolphtaléine, est un indicateur universel courant. Il permet d'évaluer le pH d'une solution s'il est compris entre 4 et 10. (**Doc. 6**)

Doc.4 Indicateurs colorés



Doc.5 Couleurs d'un indicateur



Piste de travail :

- 1- Identifier sur le **Doc. 5**, chacun des trois indicateurs.
- 2- L'indicateur coloré permet-il d'évaluer la valeur du pH d'une solution ?
- 3- L'indicateur coloré permet-il de déterminer la nature d'une solution ?
- 4- Encadrer la valeur du pH d'une solution qui donne une coloration jaune avec le BBT et la même couleur jaune avec l'hélianthine.
- 5- L'indicateur universel permet-il d'évaluer la valeur du pH d'une solution ?

Doc.6 indicateur universel



C Utilisation d'un papier pH :

Le papier pH (**Doc. 7**), est un papier absorbant imbibé d'un indicateur universel. Il permet la détermination approximative du pH d'une solution.

Manipulation :

1. Verser une goutte du jus de citron sur un morceau du papier pH ;
2. Comparer la couleur obtenue aux couleurs du boîtier.

Piste de travail :

- 1- Quelle est la valeur indiquée du pH du citron ?
- 2- Cette mesure est-elle précise ou non ?

Doc.7 Papier pH

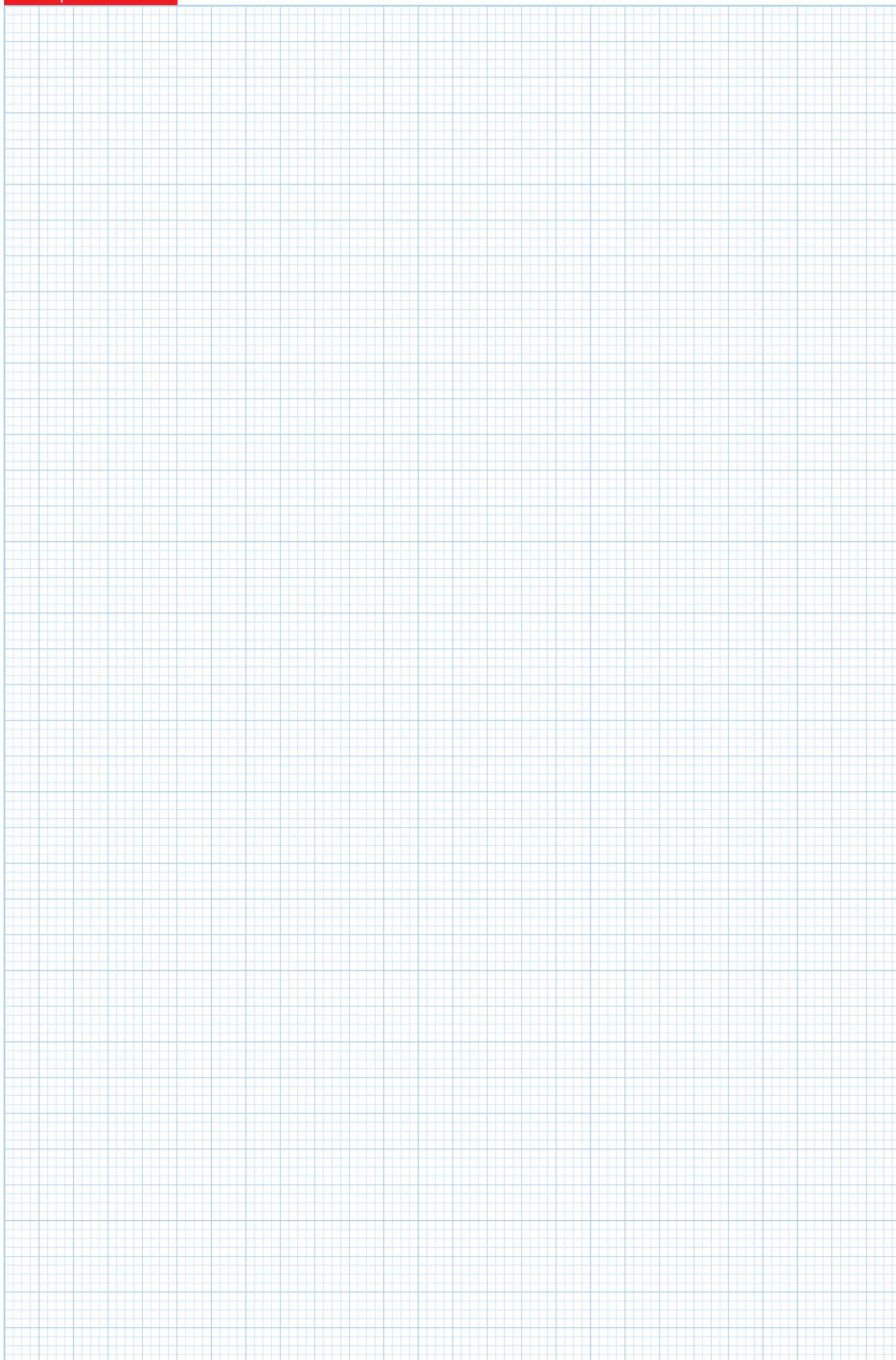


Ce qu'il faut savoir

- Un indicateur coloré est constitué par un acide et sa base conjuguée, chacun d'eux est caractérisé par sa couleur propre à lui.

Lexique

- **Évaluer** : donner une valeur.
- **Universel** : général ou global.



Réaction d'oxydoréduction

Activité expérimentale

Objectif

Illustration de la définition d'un oxydant et d'un réducteur.

Doc.1 La rouille



Les réactions d'oxydo-réduction sont omniprésentes ! Le corps humain les utilise pour convertir la nourriture et l'oxygène en énergie, en eau et aussi en gaz carbonique qu'on expire.

Le fonctionnement des batteries des appareils électroniques, La formation de la rouille sur le fer... Représentent aussi sur des réactions d'oxydoréductions.

► **Qu'arrive-t-il aux réactifs au cours de ce type de réactions ?**

Doc.2 Réaction entre Fe et Cu²⁺

Matériel :

Lame de fer, solution de sulfate de cuivre II.

Manipulation :

1. Verser la solution de sulfate de cuivre II dans un bécher ;
2. Introduire la lame de fer ;
3. Observer les changements de couleurs.

NB : Chaque ion est caractérisé par une couleur, le **Doc. 3** présente quelques précipités obtenus avec de la soude.



Doc.3 Couleurs des ions



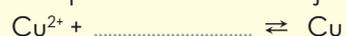
Cu²⁺ Fe²⁺ Fe³⁺

Piste de travail :

1- Décrire les transformations ayant lieu sur les réactifs (**Doc. 2**).

2- Sachant qu'il s'agit d'un échange d'électrons entre ces réactifs :

2-1- Compléter les demi-équations suivantes en ajoutant des électrons (e⁻);



2-2- Dédurre l'équation bilan modélisant cette réaction.

3- Réduire un ion métallique, c'est le fait de le transformer en métal sous l'action d'un réducteur convenable. Indiquer parmi les réactifs précédents le réducteur et l'oxydant, et en proposer une définition « électronique » pour chacun d'eux.

4- Sachant qu'un réducteur est oxydé et un oxydant est réduit. Indiquer parmi les demi-équations précédentes celle qui modélise la réduction et l'autre qui modélise l'oxydation, et en proposer une définition « électronique » pour chacune d'elles.

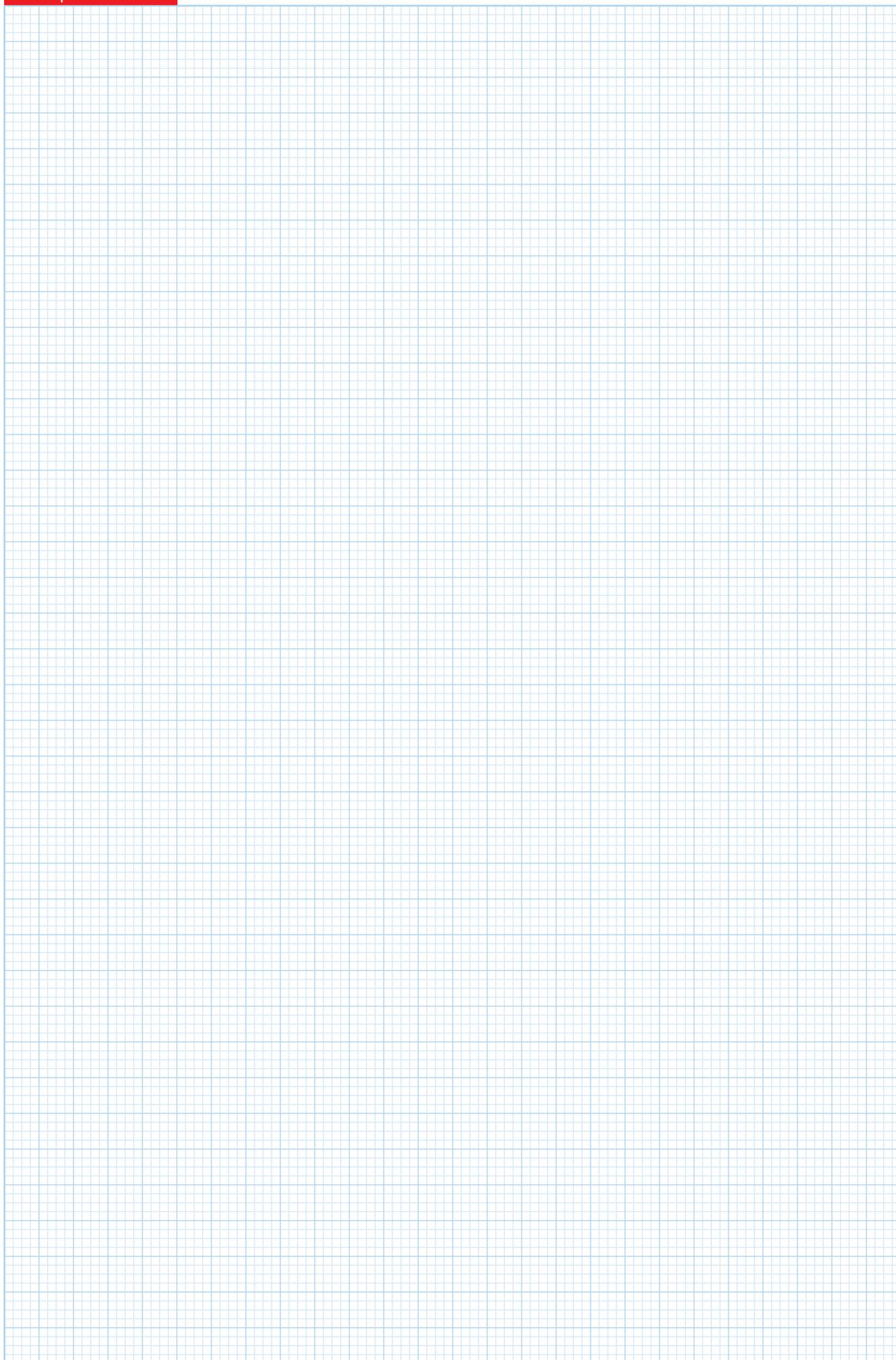
Ce qu'il faut savoir

- Au cours d'une réaction chimique il y a conservation des éléments chimiques en genre et en nombre et aussi la charge totale des ions.

Lexique

- **Omniprésent** : Présent en tout lieu.

- **Expier** : Contraire de respirer.



Titrage acido-basique et oxydoréduction

Activité expérimentale

Objectif

Savoir repérer l'équivalence et le modéliser par une relation.

Doc.1 Pigeons à neutraliser par des balles



Doser ou titrer une espèce chimique en solution c'est déterminer sa quantité de matière en la neutralisant par une autre espèce dite titrante, de quantité connue.

► Quelle quantité d'espèce titrante faut-il utiliser pour neutraliser toute la quantité de l'espèce à titrer présente initialement ? Et quelle relation relie ces deux quantités ?

1. Dosage acide-base :

Matériel :

Solution d'acide chlorhydrique $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$, solution d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ de concentration.

$C_B = 3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, burette, bécher, bleu de bromothymol, agitateur magnétique.

Manipulation :

- Mettre dans le bécher une quantité d'acide chlorhydrique de volume $V_A = 10 \text{ mL}$ et de concentration molaire C_A ;
- Remplir la burette avec la solution de soude ;
- Verser progressivement la solution de soude jusqu'à ce que le BBT vire du jaune au vert (équivalence) ;
- Noter la valeur V_{B_e} du volume de soude versé ressemble à celle représentée sur la figure (Doc. 2) suivante.

Doc.2 Titrage d'un acide par une base



Piste de travail :

1- Écrire l'équation de réaction ayant lieu entre les ions oxonium H_3O^+ et les ions hydroxydes OH^- . (Les ions Na^+ et Cl^- sont spectateurs)

2- Compléter le tableau d'avancement suivant :

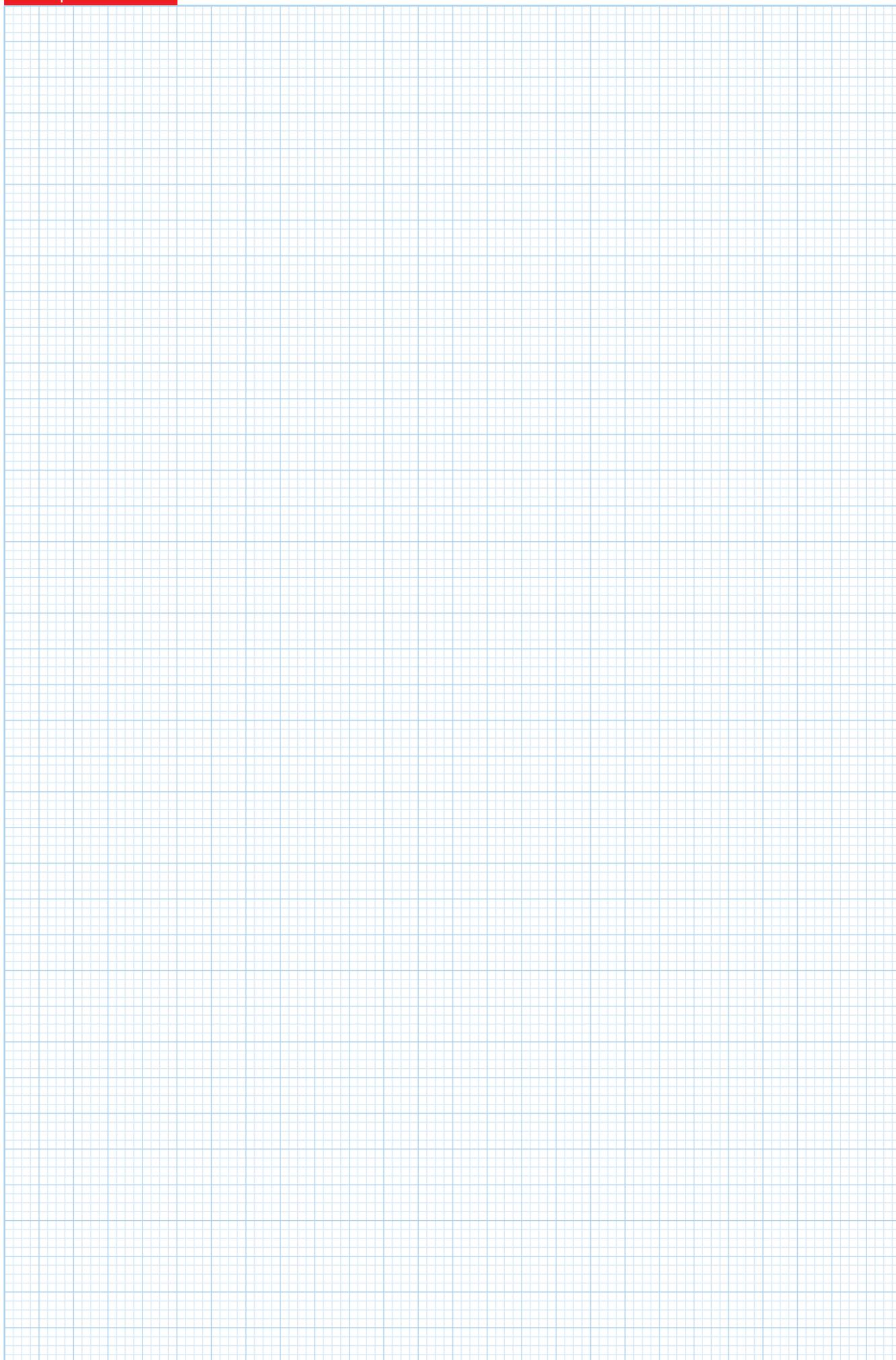
Équation de réaction		→			
État	Avancement	Quantités de matières (en)			
Initial	0
Équivalence	$x_{\text{éq}}$

NB : (On peut considérer que la quantité de soude versée progressivement jusqu'à l'équivalence, comme si elle a été versée d'un seul coup au départ).

3- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans le mélange à l'équivalence ?

4- Dédurre la relation liant C_A , V_A , C_B et $V_{B,\text{éq}}$ (appelée relation d'équivalence).

5- Le résultat obtenu avec une expérience similaire est $V_{B,\text{éq}} = 10,5 \text{ mL}$. Calculer la valeur de C_A .



2. Dosage d'oxydo-réduction :

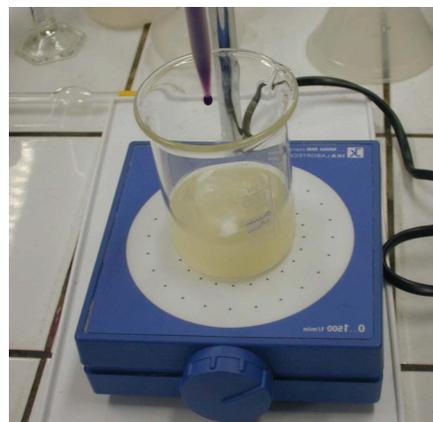
Matériel :

Solution de sulfate de fer II ($\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$), solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de concentration $C_o = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, burette, bécher, agitateur magnétique.

Manipulation :

1. Mettre dans le bécher une quantité de la solution de sulfate de fer II de volume $V_r = 10 \text{ mL}$ et de concentration molaire C_r ;
2. Remplir la burette avec la solution de permanganate de potassium ;
3. Verser progressivement la solution titrante jusqu'à ce que la couleur de la dernière goutte versée persiste (équivalence) ;
4. Noter la valeur $V_{o, \text{éq}}$ du volume de la solution de permanganate de potassium versé.

Doc.3 Titration d'un réducteur par un oxydant



Piste de travail :

- 1- Écrire l'équation de réaction ayant lieu entre les ions fer II Fe^{2+} et les ions permanganate MnO_4^- . (Les ions K^+ et SO_4^{2-} sont spectateurs).

.....

.....

.....

- 2- Compléter le tableau d'avancement suivant :

Équation de réaction		→			
État	Avancement	Quantités de matières (en)			
Initial	0
Équivalence	$x_{\text{éq}}$

NB : (On peut considérer que la quantité de la solution de permanganate de potassium versée progressivement jusqu'à l'équivalence, comme si elle a été versée d'un seul coup au départ).

- 3- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans le mélange à l'équivalence ?

.....

.....

.....

- 4- Dédire la relation liant C_r , V_r , C_o et $V_{o, \text{éq}}$ (appelée relation d'équivalence).

.....

.....

.....

- 5- Le résultat obtenu avec une expérience similaire est $V_{o, \text{éq}} = 10 \text{ mL}$. Calculer la valeur de C_r .

.....

.....

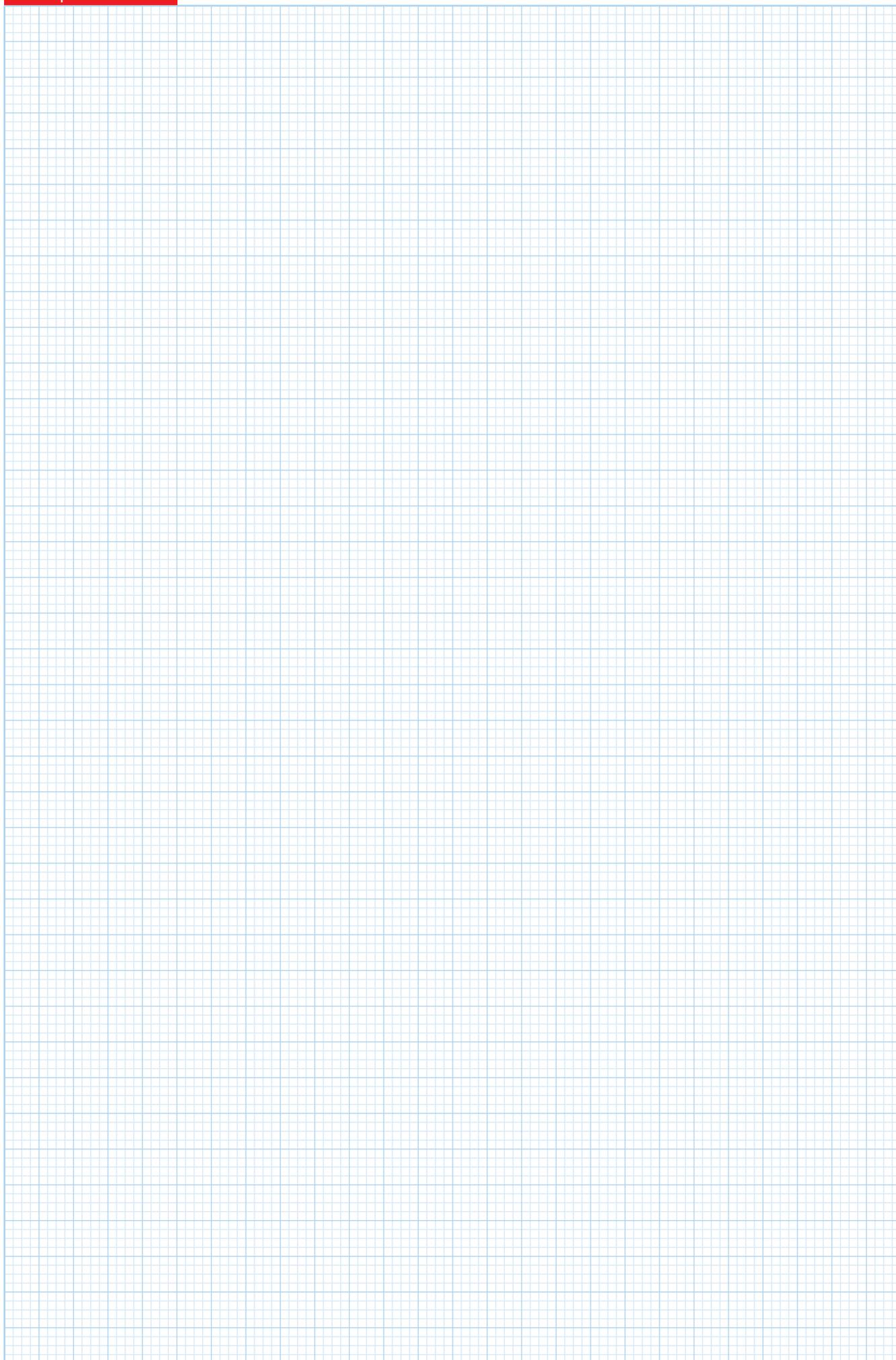
.....

Ce qu'il faut savoir

- À l'équivalence les deux réactifs sont limitant ;
- La quantité de matière d'une espèce $A^{k+}_{(aq)}$ dans une solution $hA^{k+}_{(aq)} + kB^{h-}_{(aq)}$ de concentration C est $n = h.C.V$.

Lexique

- **Neutraliser** : Tuer.
- **Vire** : change de couleur.
- **Persiste** : ne disparaît pas.



Titration par mesure conductimétrique

Activité expérimentale

Objectif

Savoir repérer graphiquement l'équivalence.

La détection du point d'équivalence se fait en suivant sur une courbe de titrage l'évolution, au cours du titrage, d'une grandeur physique en fonction de la quantité de titrant versée. Le point d'équivalence correspond au point d'inflexion de cette courbe.

► Pourquoi ce point d'inflexion représente-t-il le point d'équivalence ?

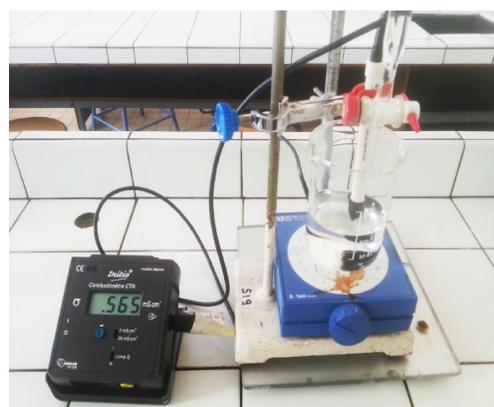
Matériel :

Solution d'acide chlorhydrique $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$, solution de soude $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ de concentration $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, burette, bécher, conductimètre, agitateur magnétique.

Manipulation :

- Mettre dans le bécher une quantité d'acide chlorhydrique de volume $V_A = 10 \text{ mL}$ et de concentration molaire C_A ;
 - Remplir la burette avec la solution de soude ;
 - Immerger la sonde du conductimètre ;
- NB :** Il faut garder la sonde à une hauteur loin de l'agitateur.
- Verser progressivement la solution de soude et noter la valeur de conductivité σ indiquée par le conductimètre ;
 - Remplir le tableau suivant :

Doc.3 Titration d'un réducteur par un oxydant



$\sigma \text{ (mS.cm}^{-1}\text{)}$
$V_B \text{ (mL)}$

Piste de travail :

Des résultats similaires à ceux du tableau précédent ont permis de tracer la courbe modélisée ci-contre.

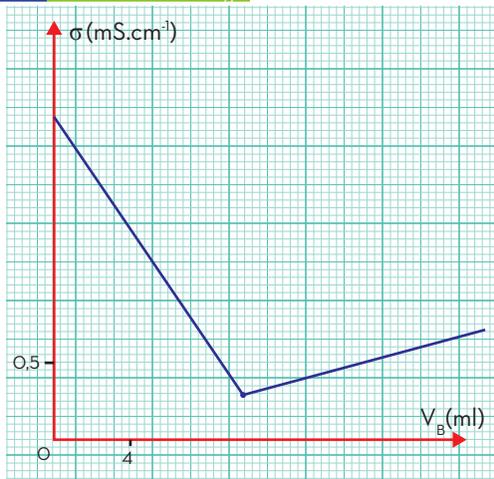
1- Faire l'inventaire des ions présents dans le mélange : avant, à et après l'équivalence.

Avant l'équivalence	Avant l'équivalence	après l'équivalence
.....

2- Justifier les variations de la conductivité du mélange en utilisant les conductivités molaires ioniques des ions présents à chaque étape.

L'ion	H_3O^+	Na^+	OH^-	Cl^-
$\lambda \text{ (mS.m}^2\text{.mol}^{-1}\text{)}$	35	5	20	7,6

Doc.3 courbe $\sigma = f(V_B)$



2- Repérer sur la courbe le point d'équivalence E, et noter ses coordonnées.

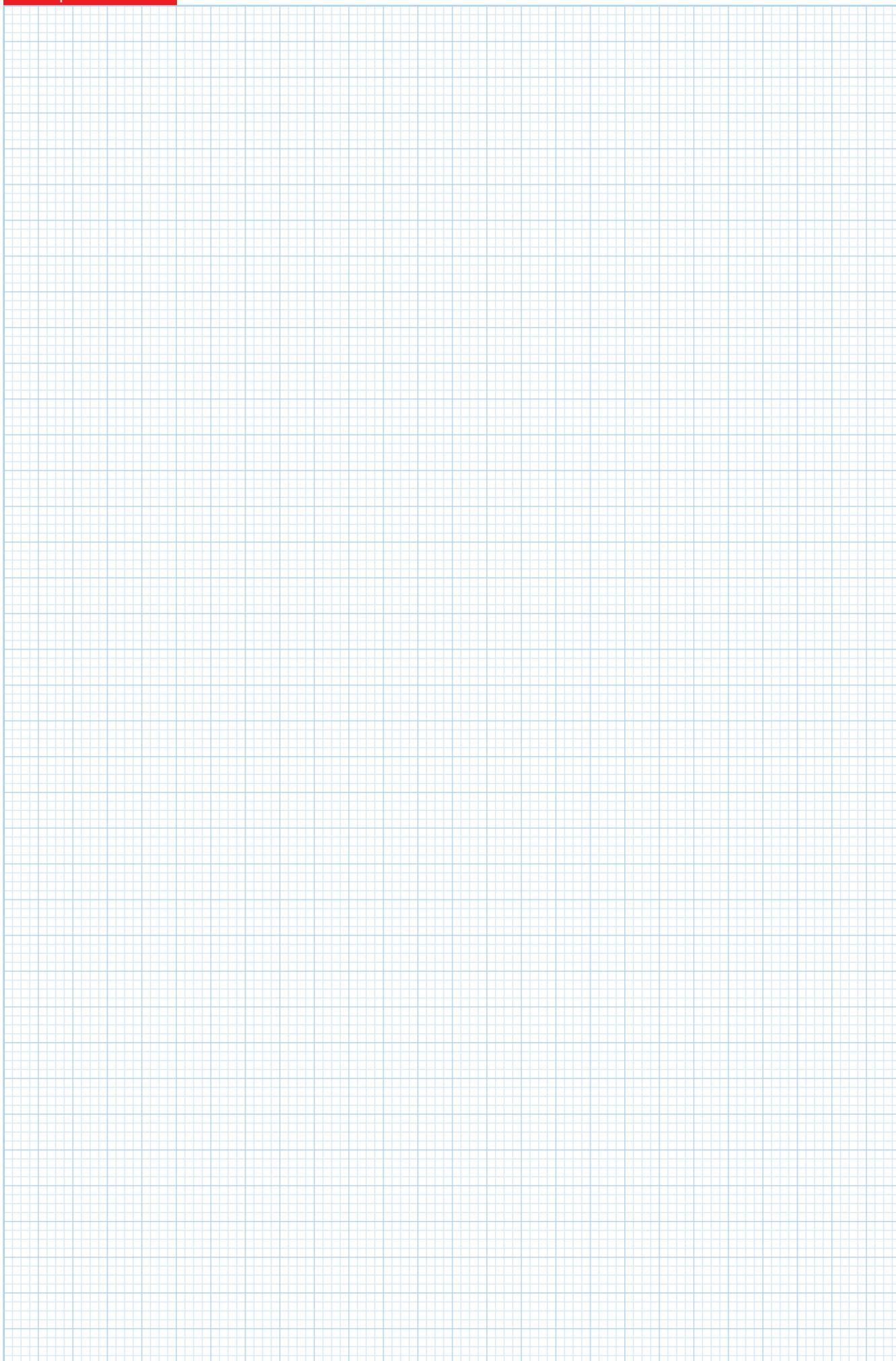
3- Calculer, en utilisant la relation d'équivalence, la concentration C_A de la solution d'acide chlorhydrique.

Ce qu'il faut savoir

- $1 \text{ mol.m}^{-3} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;
- $\sigma = \sum \lambda_i [X_i]$.

Lexique

- **Inflexion** : changement d'accentuation.
- **Immerger** : Introduire dans un liquide.



L'ESSENTIEL DU COURS

1. Acides et bases selon Bronsted :

• **Acide** : C'est toute espèce chimique susceptible de libérer un proton H^+ .

• **Base** : C'est toute espèce chimique susceptible de capturer un proton H^+ .

Remarque : Toute substance pouvant jouer le rôle d'acide et de base est un ampholyte ou amphotère.

• **Couple acide - base** : Noté (acide/base)

À chaque couple (acide/base) est associée une demi-équation protonique : $\text{acide} \rightleftharpoons \text{base} + H^+$.

• **Réaction acide - base** :

Une réaction acide-base est une réaction au cours de laquelle se produit un transfert de protons entre un acide d'un couple et la base d'un autre couple : $\text{acide 1} + \text{base 2} \rightarrow \text{acide 2} + \text{base 1}$.

• **Indicateurs colorés** :

C'est une solution composée d'un acide et de sa base conjuguée dont la couleur de l'acide est nettement distincte de celle de sa base conjuguée.

Un indicateur coloré ne permet pas de déterminer la valeur du pH.

2. Réactions d'oxydo-réduction :

• **Oxydant et Réducteur** :

Un oxydant est toute espèce chimique susceptible de capter un électron ou plus.

Un réducteur est toute espèce chimique susceptible de libérer un électron ou plus.

• **Oxydation et Réduction** :

Une oxydation est une transformation qui produit un oxydant, c'est donc une perte d'électrons.

Une réduction est une transformation qui produit un réducteur, c'est donc un gain d'électrons.

• **Couple oxydant-réducteur** : Noté (Ox/Red).

A chaque couple (oxydant/réducteur) est associée une demi-équation électronique : $Ox + ne^- \rightleftharpoons Red$

• **Réaction d'oxydo-réduction** :

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction au cours de laquelle se produit un transfert d'électrons entre deux couples.

• **Réduction** : $\alpha_r(Ox_1 + \alpha_o e^- \rightleftharpoons red_1)$

• **Oxydation** : $\alpha_o(red_2 \rightleftharpoons Ox_2 + \alpha_r e^-)$ α_o et α_r non multiples l'un de l'autre.

• **Équation bilan** : $\alpha_r Ox_1 + \alpha_o red_2 \rightleftharpoons \alpha_r red_1 + \alpha_o Ox_2$

3. Dosage direct :

3.1. Définition du dosage :

Doser, ou titrer, une espèce chimique en solution c'est déterminer sa concentration molaire (sa quantité de matière) dans la solution à partir d'une réaction chimique totale, rapide et spontanée.

3.2. L'équivalence :

À l'équivalence le mélange réactionnel est stœchiométrique (les espèces titrante et titrée disparaissent entièrement)

Pour reconnaître l'équivalence on procède à :

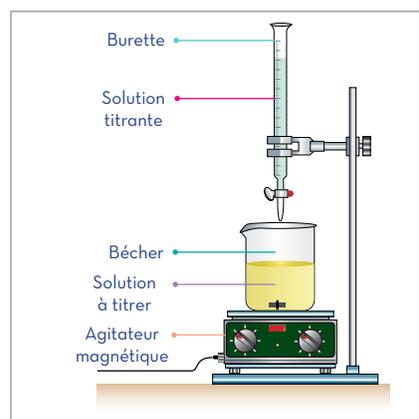
• **Dosage colorimétrique** :

Cette méthode est adoptée lorsqu'au moins l'un des réactifs est coloré pour le cas d'un dosage qui a comme réaction support une réaction d'oxydoréduction ; dans le cas d'une réaction acido-basique il faut utiliser un indicateur coloré adéquat.

• **Dosage conductimétrique** :

A l'équivalence la courbe $\sigma = f(V)$ subit un brusque changement de direction en un point dont les coordonnées sont celles du point d'équivalence.

Remarque : La relation d'équivalence est déduite du tableau descriptif.

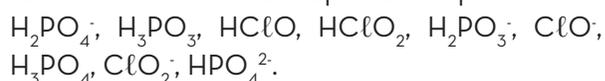


EXERCICES D'APPLICATION

Acides et bases

1 Acide ou Base

1. Reconnaître l'acide et la base parmi les espèces suivantes et écrire les couples correspondants.



2. Quelle est la propriété de l'ion H_2PO_4^- ?

2 Eau de javel

L'ion hypochlorite ClO^- , constituant principal de l'eau de javel (hypochlorite de sodium), peut réagir avec l'acide chlorhydrique selon une réaction acide-base.

1. Écrire l'équation modélisant cette réaction chimique.

2. On mélange un volume $V_1 = 20$ mL d'eau de javel, de concentration molaire $C_1 = 0,5$ mol/L, avec un volume $V_2 = 5$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_2 = 1$ mol/L.

2.1. Construire le tableau d'avancement.

2.2. Donner le bilan de la matière à l'état final.

3 Réaction entre ion ammonium et ion hydroxyde

1. On prépare un volume $V_A = 100$ mL d'une solution (A), par dissolution d'un échantillon de chlorure d'ammonium NH_4Cl de masse $m = 0,27$ g dans l'eau pure.

1.1. Écrire l'équation de cette dissolution.

1.2. Calculer la concentration molaire de cette solution.

2. On prépare un volume $V_B = 100$ mL d'une solution (B) d'hydroxyde de sodium (soude) NaOH de concentration $C_B = 0,2$ mol/L.

2.1. Écrire l'équation de réaction de NaOH avec l'eau.

2.2. Calculer la masse m de NaOH à utiliser pour préparer la solution (B).

3. On mélange un volume $V'_A = 20$ mL de la solution (A) avec un volume $V'_B = 20$ mL de la solution (B).

3.1. Écrire l'équation modélisant la réaction qui se produit dans le mélange.

3.2. Calculer les concentrations molaires effectives des espèces présentes à la fin de la réaction.

On donne : $M(\text{NaOH}) = 40$ g/mol, $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5$ g/mol.

4 La solution d'ammoniac

On introduit $5 \cdot 10^{-4}$ mol d'ammoniac NH_3 dans 100 mL d'une solution d'acide éthanoïque CH_3COOH de concentration molaire C (le volume ne varie pas). La mesure de la conductivité de la solution obtenue a donné : $\sigma = 228,8 \cdot 10^{-4} \text{Sm}^{-1}$.

1. Écrire l'équation modélisant la réaction entre CH_3COOH et NH_3 .

2. Déterminer les quantités de matière des ions

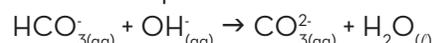
CH_3COO^- et NH_4^+ résultant à la fin de la réaction ayant lieu.

Déduire la concentration C .

On donne (en $\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$) : $\lambda_{\text{NH}_4^+} = 7,35$; $\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 4,09$

5 Réaction d'oxydoréduction

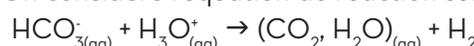
1. On considère l'équation de réaction suivante :



1.1. Identifier l'acide et la base parmi les réactifs.

1.2. Écrire les couples intervenant dans la réaction.

2. On considère l'équation de réaction suivante :



2.1. Identifier l'acide et la base parmi les réactifs.

2.2. Écrire les couples intervenant dans la réaction.

2.3. De quelle propriété l'ion $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ est-il caractérisé ?

Oxydo-réduction

6 Récupérer de l'argent

Soit l'équation de réaction suivante :



1. Identifier l'oxydant et le réducteur parmi les réactifs.

2. Identifier l'espèce qui a subi l'oxydation et celle qui a subi la réduction.

3. Calculer la masse d'Argent Ag qui se dépose lorsqu'on utilise du cuivre Cu en excès, et un volume $V = 100$ mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration molaire $c = 10^{-2}$ mol/L.

On donne : $M(\text{Ag}) = 107,9$ g/mol.

7 Quand l'or recouvre l'argent

Lorsqu'on plonge une plaque d'argent Ag dans une solution de chlorure d'or $\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$, elle se couvre d'une couche mince d'or Au et se libèrent des ions Ag^+ dans la solution.

1. Identifier les couples intervenant dans cette transformation.

2. Écrire les demi-équations électroniques correspondantes et en déduire l'équation bilan de la réaction chimique.

3. Calculer la masse d'or formé à la disparition de 10 g d'argent.

On donne : $M(\text{Ag}) = 107,9$ g/mol, $M(\text{Au}) = 197$ g/mol.

8 Mélange de deux solutions

On désire réaliser la réaction des ions thiosulfates $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ et le diiode I_2 .

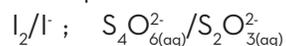
Pour cela on verse dans un récipient, une solution (S_1) de diiode de volume $V_1 = 10$ mL et de concentration molaire $C_1 = 1,85$ mmol/L, puis on y ajoute progressivement une solution

(S₂) de thiosulfate de Sodium $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ de concentration molaire $C_2 = 2,12 \text{ mmol/L}$.

On observe la disparition progressive de la couleur caractérisant le diiode dans la solution (S₁).

1. Expliquer la décoloration du mélange réactionnel.
2. Écrire les deux équations électroniques et en déduire l'équation bilan de la réaction qui se produit dans le mélange.

On donne : Les couples intervenant :



3. Quel volume minimal $V_{2(\text{min})}$ de la solution (S₂) qu'on doit verser pour avoir une décoloration totale du mélange ?

9 Oxydation de l'eau oxygénée

On veut réaliser la réaction entre les ions permanganate MnO_4^- et l'eau oxygénée H_2O_2 en milieu acide.

On mélange dans un bécher les deux solutions suivantes :

- un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution de permanganate de Potassium $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$ de concentration $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ acidifiée par quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.
- un volume $V_2 = 15 \text{ mL}$ d'une solution d'eau oxygénée de concentration $C_2 = 10^{-2} \text{ mol/L}$.

On donne :

Les couples intervenants : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$.

Le volume molaire des gaz : $V_m = 24 \text{ L/mol}$.

1. Écrire les deux demi-équations Redox et en déduire l'équation bilan.
2. Calculer la valeur du volume de dioxygène formé à l'état final.

10 Réaction de deux acides avec le même métal

On mélange dans un bécher les deux solutions suivantes :

- Une solution d'acide chlorhydrique $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ de volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ et de concentration $C_1 = 0,5 \text{ mol/L}$.
- Une solution d'acide sulfurique $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ de volume $V_2 = 10 \text{ mL}$ et de concentration $C_2 = 1 \text{ mol/L}$.

On introduit dans la solution (S) obtenue dans le bécher, un échantillon de zinc de masse 4 g . On observe sa disparition progressive et dégagement du gaz dihydrogène H_2 .

On donne : Zn^{2+}/Zn et H^+/H_2 ,

le volume molaire : $V_m = 24 \text{ L/mol}$, la masse molaire du zinc : $M(\text{Zn}) 65 \text{ g/mol}$.

1. Écrire les deux demi-équations Redox et en déduire l'équation bilan.
2. Calculer la quantité de matière des ions H^+ initialement dans le bécher avant introduction du zinc.
3. Calculer à l'état final : la concentration des ions

Zn^{2+} et le volume de dihydrogène qui s'est dégagé.

Dosages directs

11 Titrage du vinaigre

Le vinaigre contient de l'acide éthanoïque CH_3COOH . Pour déterminer la concentration C_0 de cet acide dans une solution commerciale du vinaigre, on la dilue 100 fois et on neutralise 10 cm^3 de cette solution diluée par une solution de soude $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ de concentration molaire $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le volume nécessaire pour atteindre l'équivalence est $9,7 \text{ mL}$.

1. Faire un schéma complet de ce titrage.
2. Préciser les couples intervenants et écrire l'équation bilan.
3. Construire le tableau descriptif, et déduire la valeur de C_0 .

12 L'Aspirine

La masse molaire de l'aspirine (ou acide acétylsalicylique) de formule simplifiée A-COOH , est : $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$.

L'étiquette d'un produit commercial porte l'indication 500 mg , pour savoir la signification de cette indication :

On dissout un comprimé d'Aspirine dans l'eau pure pour obtenir 500 mL d'une solution (S).

On neutralise 20 mL de cette solution en présence d'un indicateur coloré convenable, par une solution de soude de concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'indicateur coloré vire lorsqu'on a ajouté $10,9 \text{ mL}$ de la solution titrante.

1. Écrire l'équation modélisant la réaction au cours du dosage.
2. Calculer la concentration C_0 de la solution d'aspirine.
3. Déduire la masse d'acide acétylsalicylique contenue dans un comprimé d'aspirine.
4. Comparer avec l'indication du producteur, et déduire la signification de cette indication.

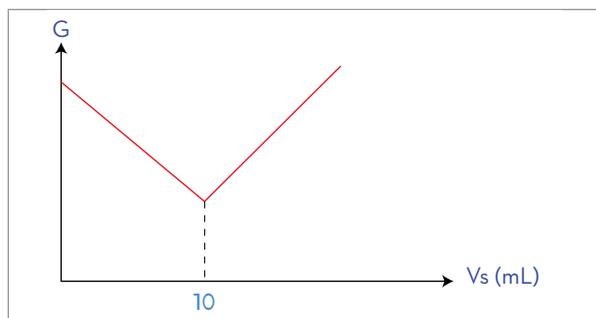
13 Dosage conductimétrique

On verse 10 mL de solution d'acide chlorhydrique dans un bécher et on y ajoute progressivement, à l'aide d'une burette une solution d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ de concentration molaire $C_S = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

La mesure de conductance G dans le mélange à chaque ajout, a permis de tracer la courbe de variation de G avec le volume V_S de la solution titrante.

1. Écrire l'équation modélisant la réaction au cours du dosage.

2. Construire le tableau descriptif.
3. Déduire la concentration molaire C de la solution titrée.



14 Retrouver une indication

L'étiquette d'une solution commerciale (S) d'acide chlorhydrique porte les indications suivantes : « HCl ; $d = 1,22$; $p = \dots\%$ (pourcentage en masse) ; $M = 36,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ »

On donne : la masse volumique de l'eau : $\rho_e = 1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

1. Quelle est la signification de chaque indication ?
2. Donner l'expression de la concentration molaire C_A de la solution (S) en fonction de : p , d , ρ_e et M .
3. On dilue 100 fois la solution (S) et on effectue le dosage d'un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ de la solution diluée par une solution de soude de concentration molaire $C_B = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Il a fallu verser 25 mL pour atteindre l'équivalence.

- 3.1. Calculer la concentration C_A de la solution (S).
- 3.2. Déduire la valeur de p manquante sur l'étiquette.

15 L'ibuprofène, un médicament

L'ibuprofène est un acide carboxylique de formule $C_{13}H_{18}O_2$ qu'on peut simplifier la notation par RCOOH.

Il est utilisé en médecine comme un anti-inflammatoire, un calmant et abaisseur de température.

On commercialise en pharmacie un de ses produits cosmétiques dans des sachets qui portent l'indication 200 mg.

On donne : $M(\text{RCOOH}) = 206 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

On verse dans un récipient $V_B = 60 \text{ mL}$ d'une solution (S_B) de soude de concentration molaire $C_B = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, on y ajoute le contenu d'un sachet d'ibuprofène, on obtient une solution (S).

On admet que le volume de la solution (S) reste égal à V_B et que HO^- est en excès.

1. Écrire l'équation modélisant la réaction (supposée totale) entre RCOOH et OH^- .

2. Pour doser les ions OH^- restants dans la solution (S), on verse un volume $V = 20 \text{ mL}$ de cette solution et on y ajoute progressivement une solution (S_A) d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

On atteint l'équivalence lorsqu'on verse un volume $V_{AE} = 27,2 \text{ mL}$ de (S_A).

On admet que les ions HO^- restants réagissent seulement avec les ions oxoniums H_3O^+ provenant de la solution titrante (S_A).

2.1. Écrire l'équation modélisant la réaction ayant lieu au cours du dosage.

2.2. Calculer la masse m d'ibuprofène contenue dans un sachet.

2.3. Comparer avec l'indication que porte le sachet. Conclure.

16 Degré d'acidité du vinaigre

Le vinaigre commercial est une solution d'acide éthanoïque CH_3COOH . On le caractérise par son degré d'acidité noté (X°) qui signifie la masse X (en grammes) d'acide contenue dans 100 g de vinaigre.

On donne :

Masse molaire de l'acide : $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Masse volumique du vinaigre : $\rho = 1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Une solution commerciale (S_0) de vinaigre de concentration C_0 en acide, porte l'indication (7°). On prélève de cette solution un volume $V_0 = 1 \text{ mL}$ qu'on met dans une fiole jaugée de capacité 100 mL et on ajoute de l'eau pure jusqu'au trait de jauge. On obtient une solution diluée notée (S) de concentration C_S .

On neutralise un volume $V_A = 20 \text{ mL}$ de la solution (S) à l'aide d'une solution de soude de concentration.

$C_B = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, le volume nécessaire pour atteindre l'équivalence est $V_{BE} = 15,7 \text{ mL}$.

1. Calculer C_S .

2. Déduire le degré d'acidité du vinaigre, et comparer avec l'indication donnée.

16 Neutralisation d'un acide

Une solution aqueuse d'acide nitrique est préparée à partir d'acide nitrique commercial portant les indications suivantes :

« $d = 1,52$; $p = 100\%$; $M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. »

1. L'acide nitrique commercial est-il de l'acide nitrique pur ou une solution aqueuse d'acide nitrique? Justifier votre réponse.

2. Calculer sa concentration molaire C .

3. Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'acide nitrique et l'eau. Préciser l'acide et la base. Comment s'appelle la solution obtenue ?

4. À l'aide d'une pipette jaugée, on prélève un volume $v = 10,0 \text{ mL}$ d'acide nitrique commercial, que l'on verse progressivement dans une fiole jaugée de volume $v' = 100 \text{ mL}$, contenant environ 50 mL d'eau distillée. On ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on agite pour homogénéiser la solution.

Comment s'appelle cette manipulation? La solution

obtenue contient un acide. Lequel?

5. Dresser le tableau décrivant la transformation entre l'acide nitrique et l'eau. En considérant que l'acide nitrique est le réactif limitant, déterminer la concentration de l'acide trouvé en 4.

6. On mélange un volume $V_1 = 20,0$ mL de la solution d'acide nitrique avec un volume V de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, de concentration $c = 1,0$ mol.L⁻¹.

a. Donner la formule de la solution d'hydroxyde de sodium et écrire l'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium solide dans l'eau.

b. En déduire la concentration des ions hydroxyde dans la solution. Quelle est la nature de ces ions?

c. Donner les couples acide/base des espèces qui réagissent lors du mélange.

d. Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui se produit lors du mélange.

e. Calculer le volume V de solution d'hydroxyde de sodium à apporter pour consommer tous les ions oxonium de la solution d'acide nitrique.

17 Acide sulfurique et ammoniac

L'acide sulfurique est l'acide le plus employé dans l'industrie.

On prépare un volume $V = 1,0$ L de solution S d'acide sulfurique, en diluant un volume $v = 1,0$ ml de solution commerciale :

($p = 98\%$, $d = 1,84$, $M = 98$ g.mol⁻¹).

On prépare également une solution aqueuse d'ammoniac, de concentration $c_b = 2,00 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

1. Donner la formule de l'acide sulfurique et écrire l'équation de sa réaction acido-basique avec l'eau. Quel acide la solution S contient-elle? Donner sa formule et son nom.

2. Calculer la concentration c_a de soluté apporté de la solution S , puis celles des espèces ioniques présentes.

3. Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui se produit quand on mélange une solution d'acide sulfurique et une solution d'ammoniac.

4. On mélange un volume $V_b = 20,0$ mL d'ammoniac avec un volume $V_a = 20,0$ mL de solution S .

Faire un bilan de matière à l'état final.

18 Détermination d'un nombre de molécules d'eau

La formule du sulfate de fer (II) hydraté est $\text{FeSO}_4 \cdot y \text{H}_2\text{O}_{(s)}$. On se propose de déterminer la valeur du nombre entier y . On dispose d'une solution aqueuse de sulfate de fer (II), obtenue en dissolvant 27,8 g de sulfate de fer (II) hydraté dans 1,00 L d'eau. On réalise alors le titrage des ions fer (II) dans un volume $V_1 = 10,0$ mL de cette solution. La burette contient une solution oxydante de permanganate de potassium,

de concentration molaire $c_2 = 1,25 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ est nécessaire de verser un volume $V_2 = 16,0$ mL de solution pour une oxydation complète.

1. Écrire l'équation de la réaction chimique du titrage.

2. Déterminer la quantité de matière initiale d'ions fer (II) $n(\text{Fe}^{2+})_i$, dans la prise d'essai.

3. Calculer la concentration molaire $[\text{Fe}^{2+}]$ en ions fer (II) dans la solution titrée.

4. En déduire la valeur de y .

19 Dosage de la vitamine C

Le jus de citron contient de la vitamine C, un composé organique connu sous le nom d'acide ascorbique et de formule $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}$. Elle s'oxyde rapidement à l'air. Pour étudier cela lors d'un titrage, on fait tout d'abord réagir la vitamine C avec un excès de diiode $\text{I}_{2(aq)}$. On additionne quelques gouttes d'empois d'amidon. Le diiode forme avec l'amidon un complexe donnant à la solution une coloration bleu foncé. On titre alors le diiode restant par une solution thiosulfate de sodium. Cette méthode de dosage est appelée dosage par différence.

On presse un citron et on filtre le jus sur du coton, on mesure le volume obtenu, soit $V_a = 40,0$ mL.

À un volume $V_1 = 10,0$ mL de ce jus, on ajoute un volume $V_2 = 10,0$ mL d'une solution de diiode, de concentration molaire $c_2 = 5,00 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ et quelques gouttes d'empois d'amidon. L'excès de diiode est titré par une solution de thiosulfate de sodium, $2 \text{Na}^+_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_4^{2-}_{(aq)}$, de concentration molaire $c_3 = 5,00 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹. Pour décolorer la solution, il faut verser un volume $V_{\text{équiv}} = 5,00$ mL de solution de thiosulfate de sodium.

1. Écrire l'équation chimique modélisant l'action du diiode sur la vitamine C.

2. Écrire l'équation chimique modélisant l'action des ions thiosulfate sur le diiode.

3. Déterminer la quantité de matière $n(\text{I}_2)$ restant de diiode restant dans le bêcher après oxydation de la vitamine C.

4. En déduire la quantité de matière $n(\text{I}_2)$ consommé ayant réagi avec la vitamine C.

5. Quelle est alors la concentration en acide ascorbique dans le jus de citron filtré ?

6. Pourquoi parle-t-on de dosage par différence ?

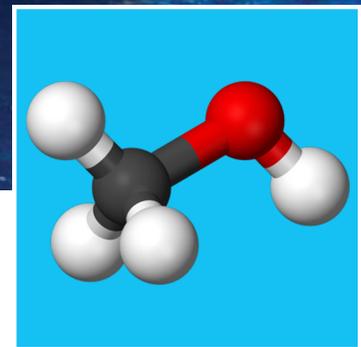
Données. Couples oxydant/réducteur;



CHIMIE

CHAPITRE

4



Une plate-forme pétrolière, le pétrole est un mélange de composés organiques. C'est une matière première pour plusieurs produits de synthèse.

LA CHIMIE ORGANIQUE

**Quel est le domaine d'étude de la chimie organique ?
Que regroupe-t-on sous ce terme « organique » ?**

Objectifs 1. Qu'est-ce que la chimie organique ?

- Savoir que les molécules de la chimie organique sont constituées principalement des éléments C et H.

2. Le carbone élément de base de la chimie organique :

- À l'aide des règles du "duet" et de l'octet, décrire les liaisons que peut établir un atome de carbone avec ses atomes voisins.

Carbone, élément de base de la chimie organique

Activité documentaire

Doc.1 Le carbone source de vie sur terre



« La chimie organique est la chimie des composés du carbone d'origine naturelle ou produits par synthèse ».

► **Le carbone est omniprésent dans les composés organiques, comment peut-on représenter donc une molécule organique ?**

Objectif

- Savoir que les molécules de la chimie organique sont constituées principalement des éléments C et H.
- A l'aide des règles de duet et de l'octet, décrire les liaisons que peut établir un atome de carbone avec ces atomes voisins.

Piste de travail :

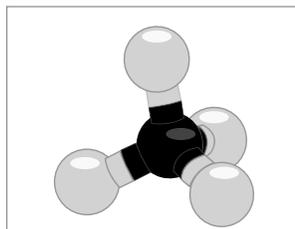
Le symbole du noyau de l'atome de carbone est : ${}^{12}_6\text{C}$

1- Donner la structure électronique du carbone

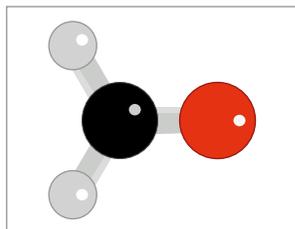
2- En respectant la règle de l'octet, trouver le nombre de liaisons covalentes que l'atome de carbone peut faire.

3- Le Doc. 2 présente des modèles moléculaires de quelques composés contenant l'élément carbone et autres. On dit que le carbone est tétragonal si ces liaisons sont dirigées dans l'espace, il est trigonal si elles sont dans le même plan et enfin diagonal si elles sont alignées.

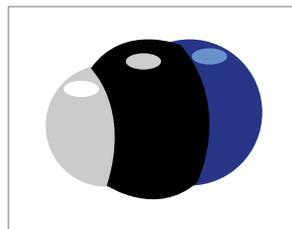
Doc.2 Quelques modèles moléculaires



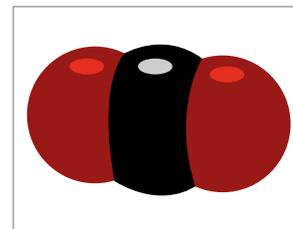
a- Méthane



b- Méthanal



c- Cyanure d'hydrogène



d- Dioxyde de carbone

Piste de travail :

On utilise le code de couleur suivant :

Noir = carbone ; **Blanc** = hydrogène ; **Rouge** = oxygène ; **Bleu** = azote ; **Vert** = chlore.

Compléter le tableau suivant :

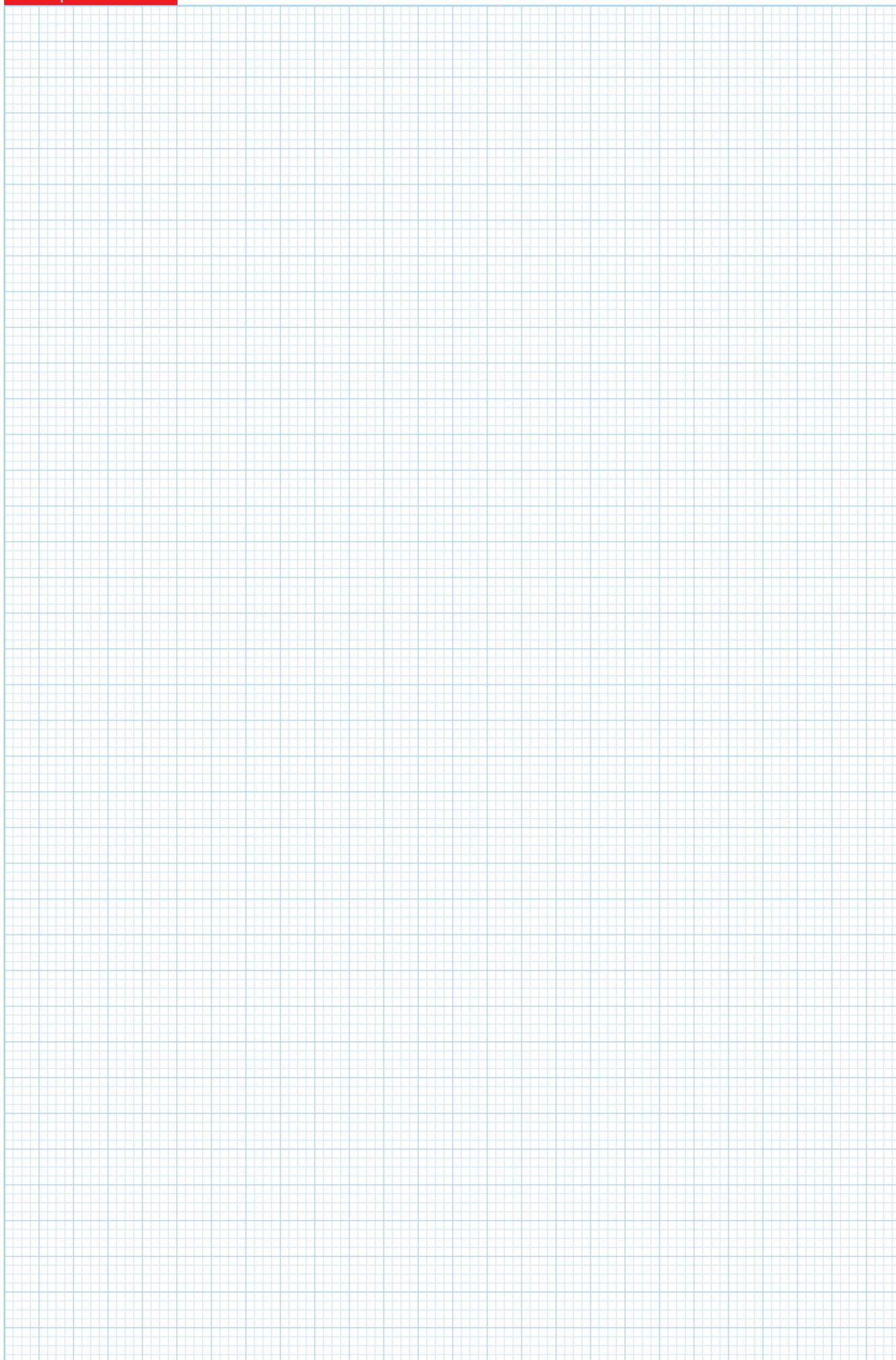
	Carbone tétragonal	Carbone diagonal	Carbone trigonal
Le composé
Formule du composé

Ce qu'il faut savoir

- La structure électronique du carbone ;
- La géométrie de quelques molécules simples.

Lexique

- **Tétragonal ou tétraédrique** : 4 directions.
- **Modèle** : une forme connue bien définit.



Squelette carboné

Activité documentaire

Une chaîne carbonée ou squelette carboné est l'enchaînement des atomes de carbone constituant la molécule organique considérée.

- Comment peut-on écrire une formule chimique d'une molécule organique ?
- Comment procède-t-on pour donner un nom à un composé organique ?

- Le squelette est linéaire s'il est formé d'un enchaînement de CH_2 terminé à chaque extrémité par un CH_3 .

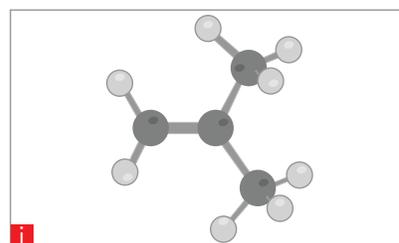
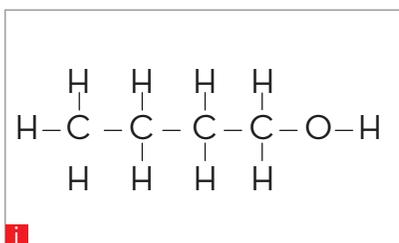
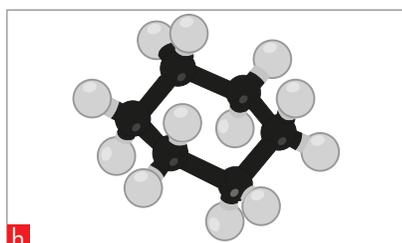
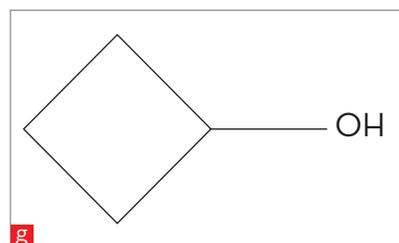
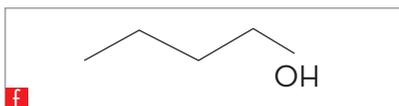
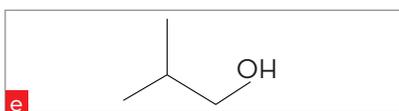
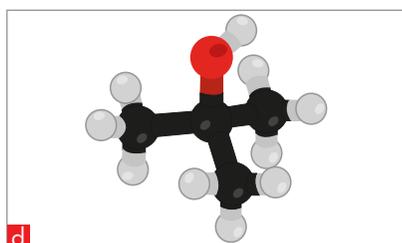
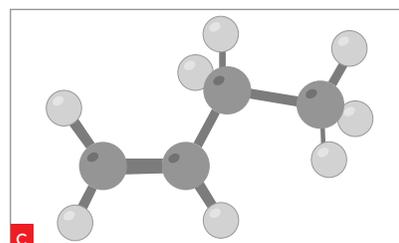
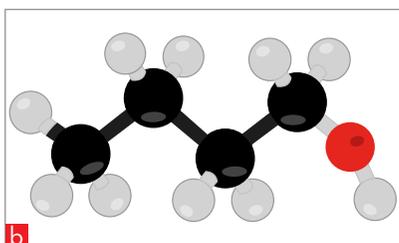
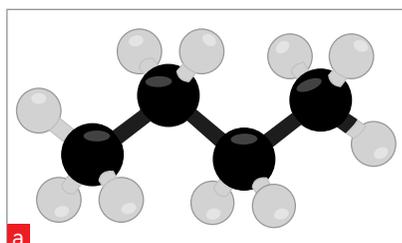
- Une chaîne est saturée s'il n'y a que des liaisons simples entre les atomes de carbone.

- Un composé est cyclique si la chaîne carbonique de sa molécule est fermée.

Objectif

- Reconnaître une chaîne carbonée saturée linéaire ou non.
- Donner le nom des alcanes.
- Reconnaître la présence d'une liaison double sur une chaîne carbonée (alcènes et dérivés éthyléniques).
- Donner les formules brute et semi-développée d'une molécule simple.
- Prévoir les isomères de constitution d'une molécule à partir de sa formule brute.
- À partir d'un monomère $\text{CH}_2=\text{CHA}$, écrire le motif du polymère obtenu par polyaddition.

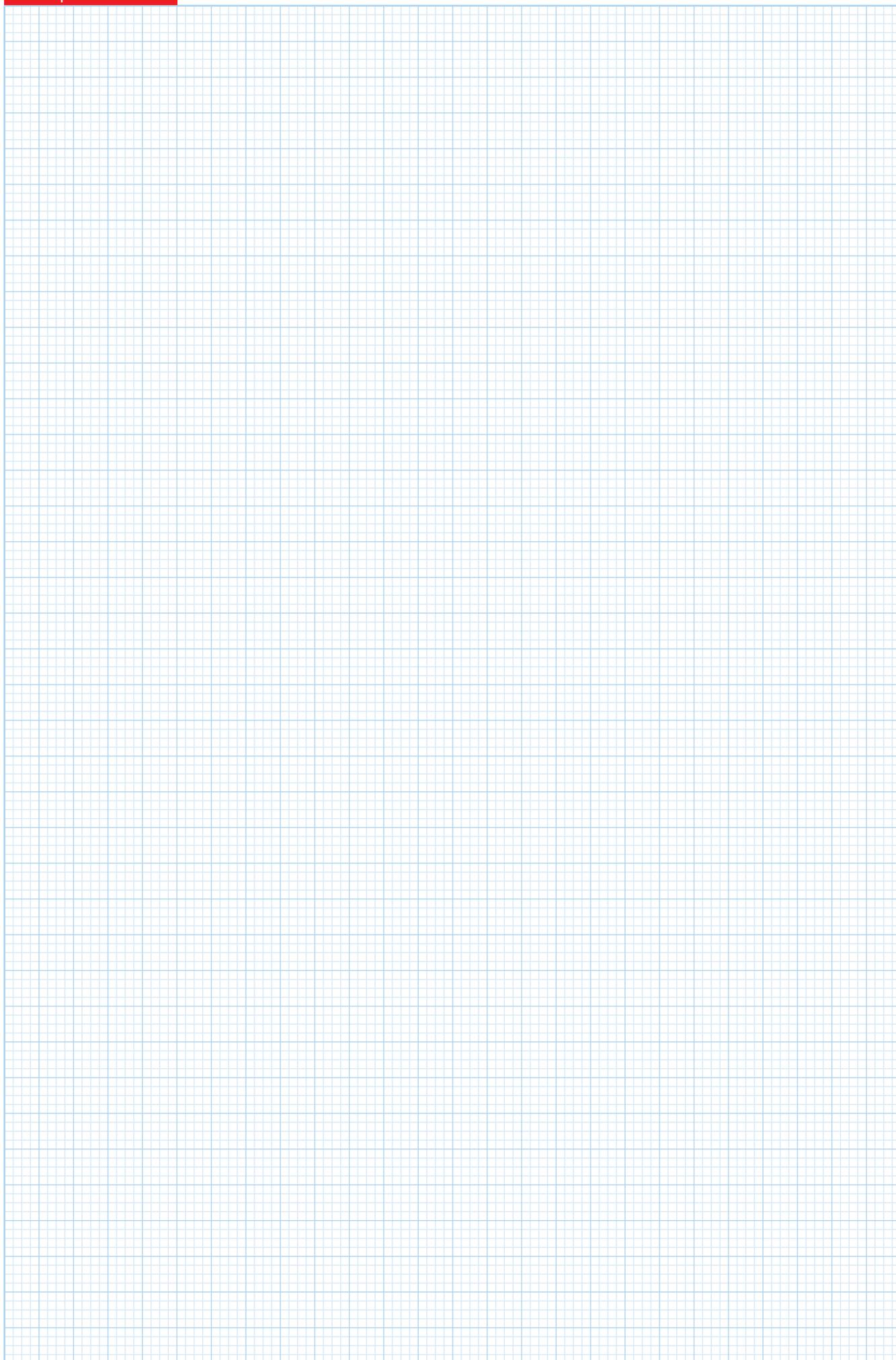
Doc.1 Quelques molécules de composés organiques



Piste de travail :

1- En analysant le Doc. 1 ci-dessus qui présente différentes écritures et représentation de molécules organiques, compléter le tableau suivant :

Écriture	Molécules
Semi-développée(s)
Développée(s)
Chaîne(s) ramifiée(s) (non linéaire(s))
Chaîne(s) linéaire(s)
Chaîne(s) cyclique(s)
Chaîne(s) saturée(s)
Chaîne(s) insaturée(s)
Isomères
Topologique(s)



2- Donner toutes les différentes formules brutes de toutes les molécules présentes dans le **Doc. 1**.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3- Un hydrocarbure est un composé constitué uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène, relever tous les hydrocarbures donnés dans le **Doc. 1** et dire s'ils sont saturés ou non.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3- Les hydrocarbures saturés non cycliques forment une famille dite « Alcane » de formule générale $C_n H_{2n+2}$, avec $n \in \mathbb{N}^*$.

Pour nommer un alcane on cherche la chaîne carbonée la plus longue.

On place en préfixe le nom du groupe alkyle ramifié avec sa position puis on complète par le nom de la chaîne carbonée principale :

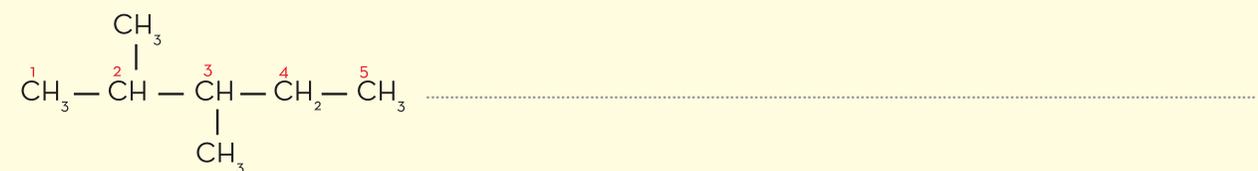
Exemple :



Remarque :

Si un groupe alkyl est présent dans plusieurs positions, on utilise les préfixes di, tri.

a. Donner le nom de cet alcane :



b. Donner toutes les formules semi-développées ainsi que les noms correspondants du pentane C_5H_{12} .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

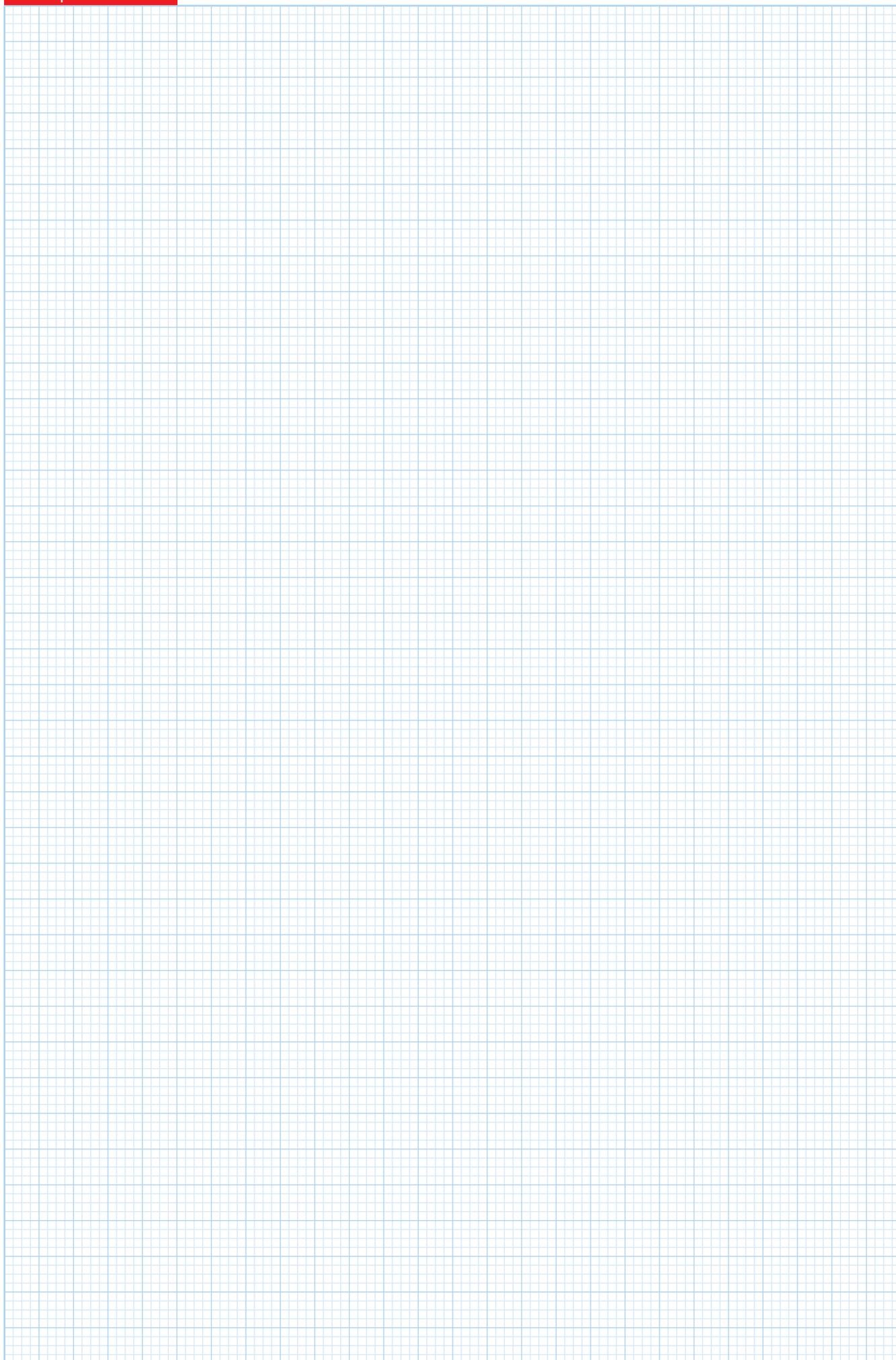
.....

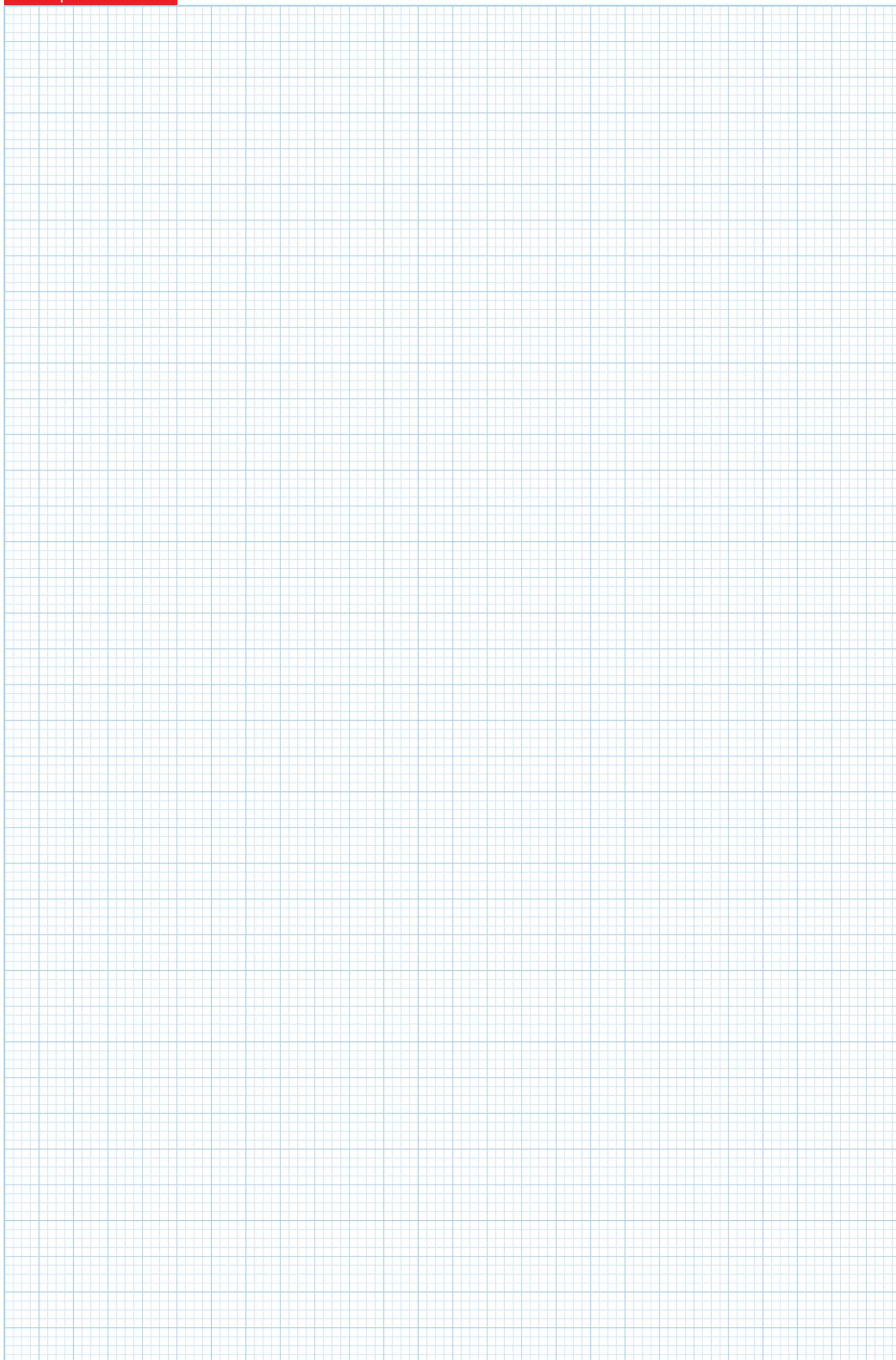
.....

.....

4- Les alcènes sont des hydrocarbures insaturés, c'est à dire, possédant une double liaison C=C. Ils ont pour formule brute $C_n H_{2n}$.

Pour nommer les alcènes, on remplace le suffixe -ane du nom de l'alcane comportant le même nombre d'atomes de carbones par le suffixe -ène, précédé de plus petit indice indiquant la position du premier carbone de la double liaison rencontré.

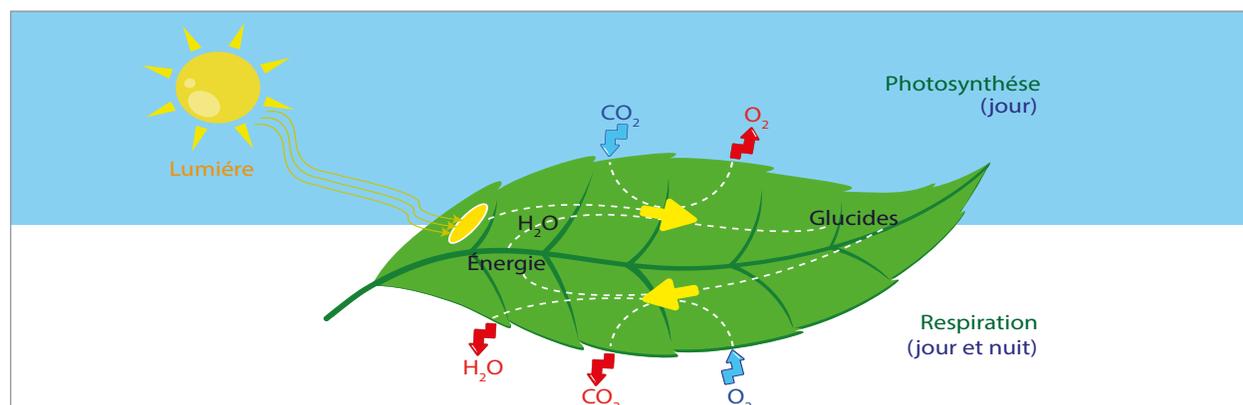




L'ESSENTIEL DU COURS

1. La chimie organique

• Le **carbone** est l'élément essentiel des **espèces chimiques organiques**. La **chimie organique** est la chimie des **composés du carbone**, que ceux-ci soient naturels ou de synthèse.



• Les espèces organiques naturelles sont élaborées par **photosynthèse** et **synthèse biochimiques**.

Les **hydrocarbures fossiles**, le pétrole, constituent la première source mondiale et une matière première pour la chimie organique de synthèse.

Formation du glucose :



2. Géométrie autour d'un atome de carbone

• La géométrie autour d'un atome de carbone peut être de trois types selon les liaisons dans lesquelles l'atome est engagé.

Elle est **tétraédrique** s'il est engagé dans quatre liaisons simples ; **plane** lorsqu'il y a deux liaisons simples et une double liaison ; **linéaire** lorsqu'il y a une liaison simple et une triple ou deux doubles liaisons.

3. Familles de composés organiques

• Les composés organiques peuvent être regroupés en **familles**.

Les composés appartenant à une même famille ont des propriétés chimiques analogues.

Ils sont caractérisés par un **groupe caractéristique** ou la présence d'une liaison multiple dans leur **squelette carboné**.

• **Alcanes** et **alcènes** sont les familles les plus simples d'**hydrocarbures**.

• Les **alcanes** sont des hydrocarbures dont la formule brute est $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, avec n entier supérieur ou égal à 1. Leur chaîne carbonée est saturée.

• La chaîne carbonée des **alcènes** comporte une liaison double $\text{C}=\text{C}$. L'absence de rotation possible autour de la liaison $\text{C}=\text{C}$ est à l'origine de l'**isomérisation Z/E**.

4. Chaînes carbonées

• Il existe plusieurs types de chaînes carbonées : **linéaire**, **ramifiée**, **cyclique**. Ces chaînes peuvent en outre être **saturées** ou **insaturées**. La constitution et la longueur de la chaîne carbonée a une influence sur les propriétés physiques des composés organiques : la **température d'ébullition**, la **densité**, la **solubilité**.

• Les différences de températures d'ébullition sont mises à profit dans la distillation fractionnée des pétroles.

EXERCICES D'APPLICATION

1 Géométrie autour de l'atome de carbone

- Quelle est la géométrie d'un atome de carbone présentant une triple liaison et une simple liaison? Dessiner cet arrangement.
- Quelle est la géométrie d'un atome de carbone présentant deux doubles liaisons? Dessiner cet arrangement.

2 Formules semi-développées

- À partir de la formule brute C_2H_6O , combien peut-on construire de molécules? On utilisera les règles du « duet » et de l'octet pour déterminer les formules semi-développées.
- Comment appelle-t-on ces molécules de même formule brute?
- Donner la géométrie autour de chaque atome de carbone.

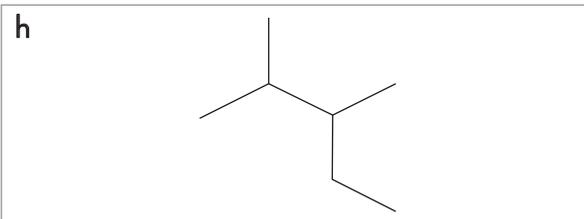
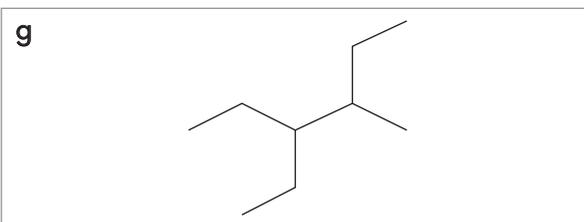
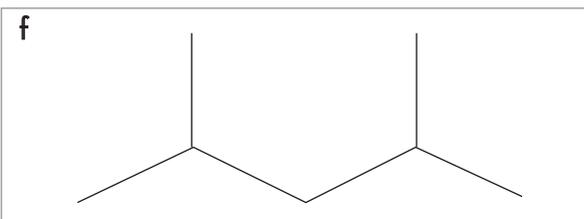
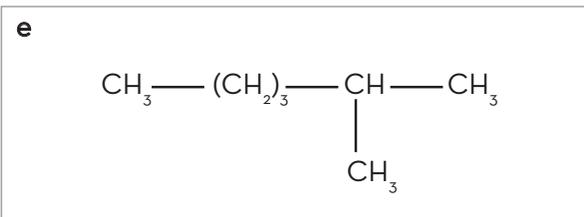
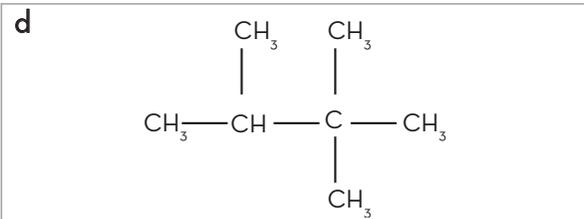
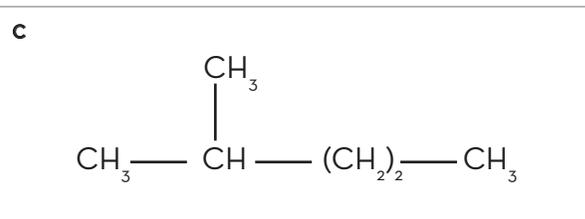
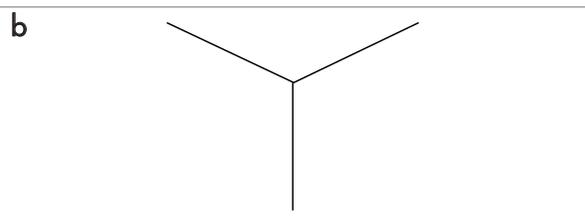
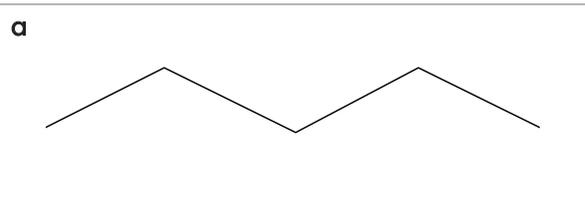
3 Organique ou non ?

Parmi les composés suivants, indiquer ceux qui sont organiques et ceux qui sont minéraux.

NH_3	CH_3CN	$Ca(OH)_2$	HCl	$CuSO_4$
C_2H_4	HNO_3	$C_6H_{12}O_6$	$AgNO_3$	C_6H_6
Fe_2O_3	$C_{36}H_{74}$	CH_3NO	H_2SO_4	$MgCl_2$
$C_{55}H_{72}N_4O_5Mg$				

4 Nomenclature

Voici quelques formules semi-développées et topologiques d'alcane. Donner leurs noms.



5 Le chloroforme

Le trichlorométhane ou chloroforme est un solvant organique de formule brute $CHCl_3$. À l'heure actuelle, ce produit est proscrié des laboratoires de lycée car nocif.

- Donner la formule de Lewis de la molécule de trichlorométhane, après avoir justifié par les règles du « duet » et de l'octet sa formule semi-développée.
- Donner sa représentation de Cram.
- Quelle indication doit obligatoirement porter un flacon renfermant ce produit? Chercher le pictogramme correspondant.

6 Au goût de banane

L'acétate d'isoamyle est un aromatisant alimentaire de synthèse, au goût de banane, que l'on rencontre à l'état naturel dans certaines plantes comme l'eucalyptus, le jasmin, la bergamote et la banane.

La formule brute de l'acétate d'isoamyle est $C_7H_{14}O_2$.

1. Déterminer la masse molaire de l'acétate d'isoamyle.
2. Déterminer la composition centésimale ou pourcentage en masse de chaque élément de cette espèce chimique.

7 Stéarine constituant des bougies

La stéarine, constituant de base des bougies, est une espèce chimique organique de formule brute $C_{57}H_{110}O_6$.

1. Déterminer la masse molaire de la stéarine.
2. Déterminer les pourcentages en masse de chaque élément dans ce composé.

8 Le glucose

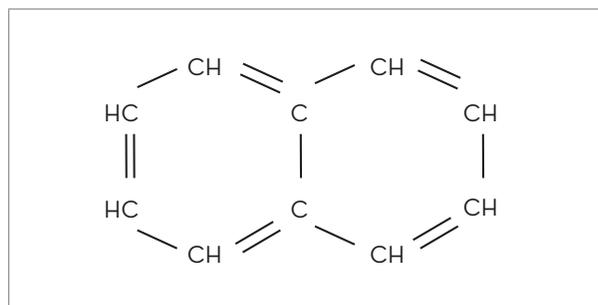
Le glucose est un sucre contenant l'élément carbone, l'élément hydrogène et l'élément oxygène. Une analyse centésimale conduit aux pourcentages en masse suivants : %C : 40,0 ; %H : 6,7 ; %O : 53,3.

Sachant que la masse molaire du glucose est de $180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, déterminer la formule brute du glucose.

9 Le naphthalène

Le naphthalène est le produit de base de la fabrication des colorants.

Ce fut la matière première utilisée par Karl Heumann dans la synthèse de l'indigo en 1897. La formule semi-développée du naphthalène est donnée ci-contre.



1. Donner la formule brute du naphthalène.
2. Déterminer sa composition centésimale.

10 Combustion complète

Une recharge de camping-gaz contient 90 g de butane, de formule brute $C_4H_{10(g)}$. Au cours d'une randonnée, un campeur utilise les deux tiers du contenu de sa car-touche pour la cuisson de ses repas.

1. Calculer le nombre de moles de butane utilisé par le campeur.
2. Quel type de réaction chimique subit le butane lors de la cuisson des aliments ?
3. Nommer les produits de la réaction, sachant que la combustion est complète.

4. Calculer les quantités de matière de produits formés.

11 Photosynthèse

La photosynthèse est à la base de la fabrication naturelle de composés organiques appelés glucides. La transformation peut être modélisée ainsi : le dioxyde de carbone réagit avec l'eau pour donner un glucide et du dioxygène.

Le glucose, de formule brute $C_6H_{12}O_6$, est un exemple de glucide.

1. En écrivant la formule du glucose sous une autre forme, Justifier l'ancienne dénomination des glucides : « hydrates de carbone ».
2. Que signifie le terme photosynthèse ?
3. Écrire l'équation chimique de la réaction de photosynthèse.
4. Quelle quantité de matière de dioxyde de carbone est nécessaire pour synthétiser 0,30 mg de glucose ?

12 Le magnésium dans la salade

La salade contient de la chlorophylle, de formule brute $C_{55}H_{72}N_4O_5Mg$.

1. Calculer les pourcentages en masse de chacun des éléments.
2. Un individu mange 3 feuilles d'environ 10 g chacune. Sachant que 1 kg de salade contient 1,8 g de chlorophylle, calculer la masse de magnésium absorbée.

13 Analyse élémentaire

L'analyse élémentaire d'une espèce chimique organique s'effectue par combustion dans le dioxygène. Le carbone et l'hydrogène qu'elle contient se combinent avec l'oxygène pour former du dioxyde de carbone et de l'eau.

La mesure des quantités de CO_2 et de H_2O formées permet de déterminer la formule brute de l'espèce. Une espèce chimique organique gazeuse a pour formule brute C_uH_v .

On réalise la combustion de 10 mL de cette espèce dans une quantité suffisante de dioxygène.

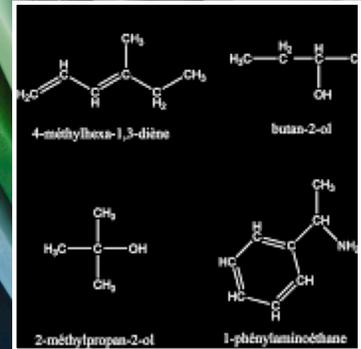
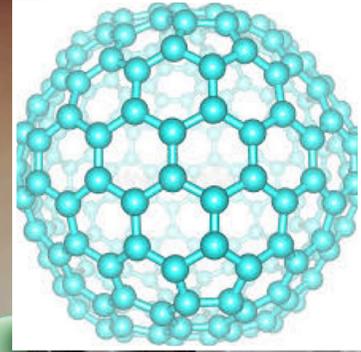
On obtient 30 mL de dioxyde de carbone et 40 mL d'eau dans les mêmes conditions de température et de pression.

1. Sachant que le volume molaire est de $25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ dans les conditions de l'expérience, déterminer la quantité de matière de chacun des produits formés.
2. Écrire l'équation de la réaction.
3. Quel est l'avancement maximal ?
4. Déterminer u, v et déduire la formule brute de l'espèce chimique étudiée.
5. Écrire sa formule de Lewis.

CHIMIE

CHAPITRE

5



La matière plastique utilisée qu'on utilise dans notre vie quotidienne est préparée industriellement à partir de matières organiques.
Comment peut-on modifier une molécule pour produire une ou d'autres ?

MODIFICATIONS DU SQUELETTE CARBONÉ ET COMPOSÉS OXYGÉNÉS

Quelles sont les modifications qu'on peut faire aux molécules d'hydrocarbures ?

Objectifs

- Modification du squelette carboné : Allonger, raccourcir, ramifier, cycliser, ou déshydrogéner.
- Au vu de la formule développée plane d'une molécule, reconnaître les familles de composés suivantes : Amine, composé halogéné, alcool, aldéhyde, cétone et acide carboxylique.

Modifications du squelette carboné

Activité documentaire

Doc.1 station de raffinage de pétrole



La pétrochimie est la chimie des dérivés du pétrole. Elle transforme les pétroles bruts en produits adaptés à la demande des consommateurs.

L'ensemble de toutes des opérations industrielles constitue le raffinage du pétrole.

Après la distillation fractionnée du pétrole, il faut procéder à des transformations des molécules.

► **Comment peut-on réaliser ces modifications à ces molécules ?**

Objectif

► Reconnaître une modification de chaîne.
► Déterminer la catégorie d'une réaction (substitution, addition, élimination) à partir de l'examen de la nature des réactifs et des produits.

► À partir d'un monomère $\text{CH}_2=\text{CHA}$, écrire le motif du polymère obtenu par polyaddition : $-(\text{CH}_2-\text{CHA})-n-$

Doc.2 Quelques définitions

Les modifications qu'on peut apporter à un squelette carboné sont :

1- Raccourcir une chaîne carbonée :

a. par craquage thermique :

Consiste à chauffer (300 à 850°C), sous pression élevée, des molécules d'alcanes: le squelette se brise et on forme des molécules plus petites. Il est favorable à la production d'alcènes.

b. par hydrocraquage :

C'est un craquage effectué en présence du dihydrogène qui favorise la production d'alcanes ramifiés sans production d'alcènes.

c. par vapocraquage :

Il se produit en présence de la vapeur d'eau (800°C, 1bar), il y a production essentiellement des alcènes et du dihydrogène.

2- Réarranger le squelette sans modifier le nombre d'atomes de carbone :

a. Par déshydrogénation :

Enlever, à deux atomes de carbone liés par une liaison simple, deux atomes d'hydrogènes créant ainsi une liaison double.

b. Par ramification :

Cette réaction permet d'améliorer l'indice d'octane d'alcanes linéaires en créant des alcanes ramifiés. L'indice d'octane « mesure » la vitesse de combustion des essences.

c. Par cyclisation :

Les conditions sont pratiquement similaires aux précédentes pour obtenir un alcane cyclique.

3- Allonger la chaîne carbonée :

a. Par alkylation :

On remplace un atome d'hydrogène d'une chaîne carbonée par un groupe alkyl.

On peut par exemple effectuer la réaction inverse d'un craquage en combinant un alcane léger avec un alcène léger pour obtenir un alcane lourd.

b. Par polyaddition :

Consiste en l'addition d'un très grand nombre de **molécules identiques appelées monomères**.

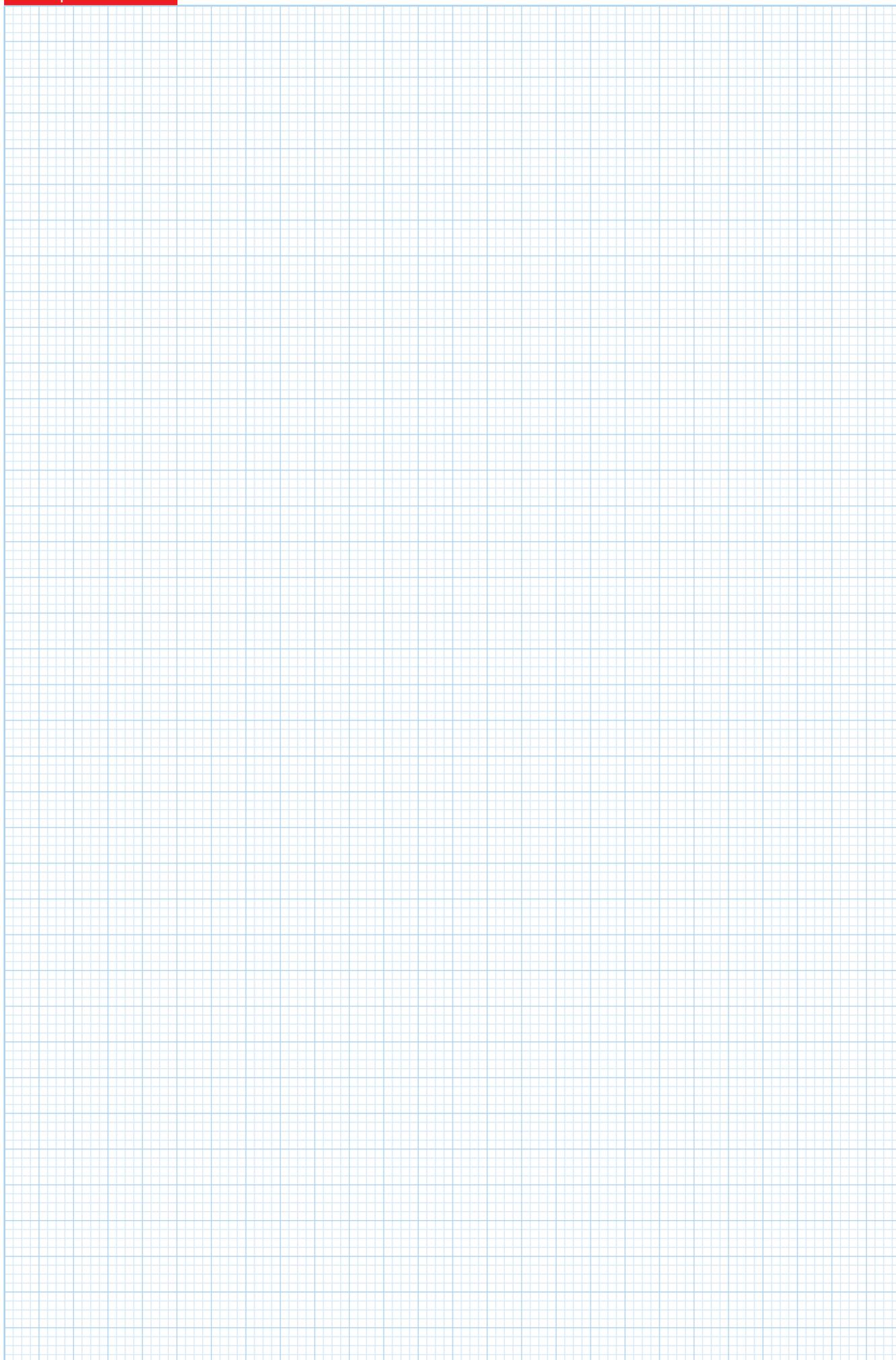
Les monomères comportent toujours une double liaison $\text{C}=\text{C}$.

Lors de la polyaddition, il y a **ouverture des doubles liaisons** $\text{C}=\text{C}$ et **formation de liaisons simples** $\text{C}-\text{C}$.

Piste de travail :

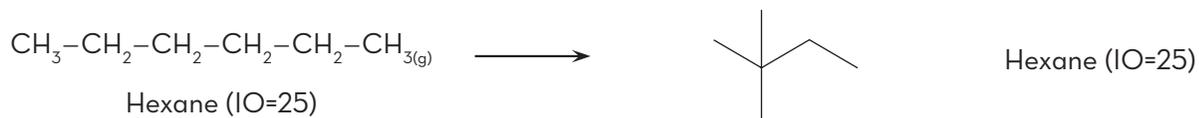
On propose ci-dessous (Doc. 3), pour chaque définition citée ci-dessus (Doc. 2), un exemple d'équation chimique qui modélise la transformation donnée.

Attribuer à chaque exemple le nom de la transformation correspondante, ainsi donner les noms de tous les composés organiques intervenants.



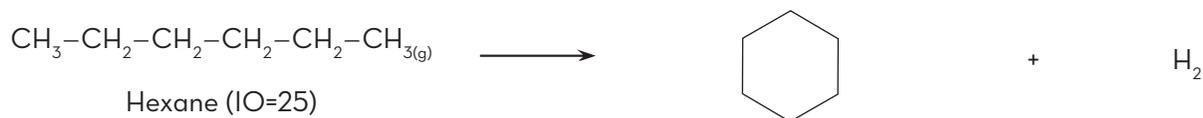
Exemple 1 :

La modification est :



Exemple 2 :

La modification est :



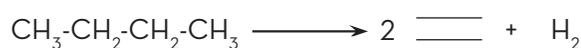
Exemple 3 :

La modification est :



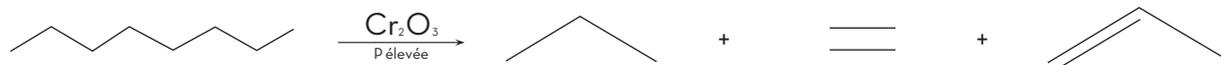
Exemple 4 :

La modification est :



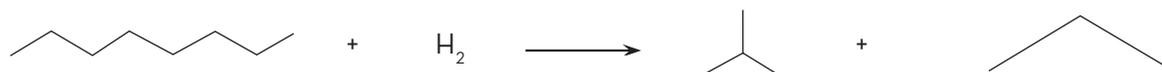
Exemple 5 :

La modification est :



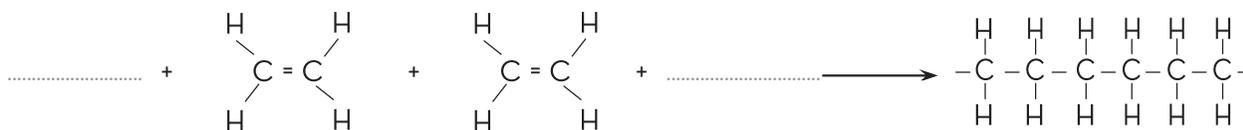
Exemple 6 :

La modification est :



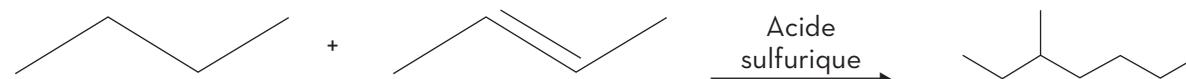
Exemple 7 :

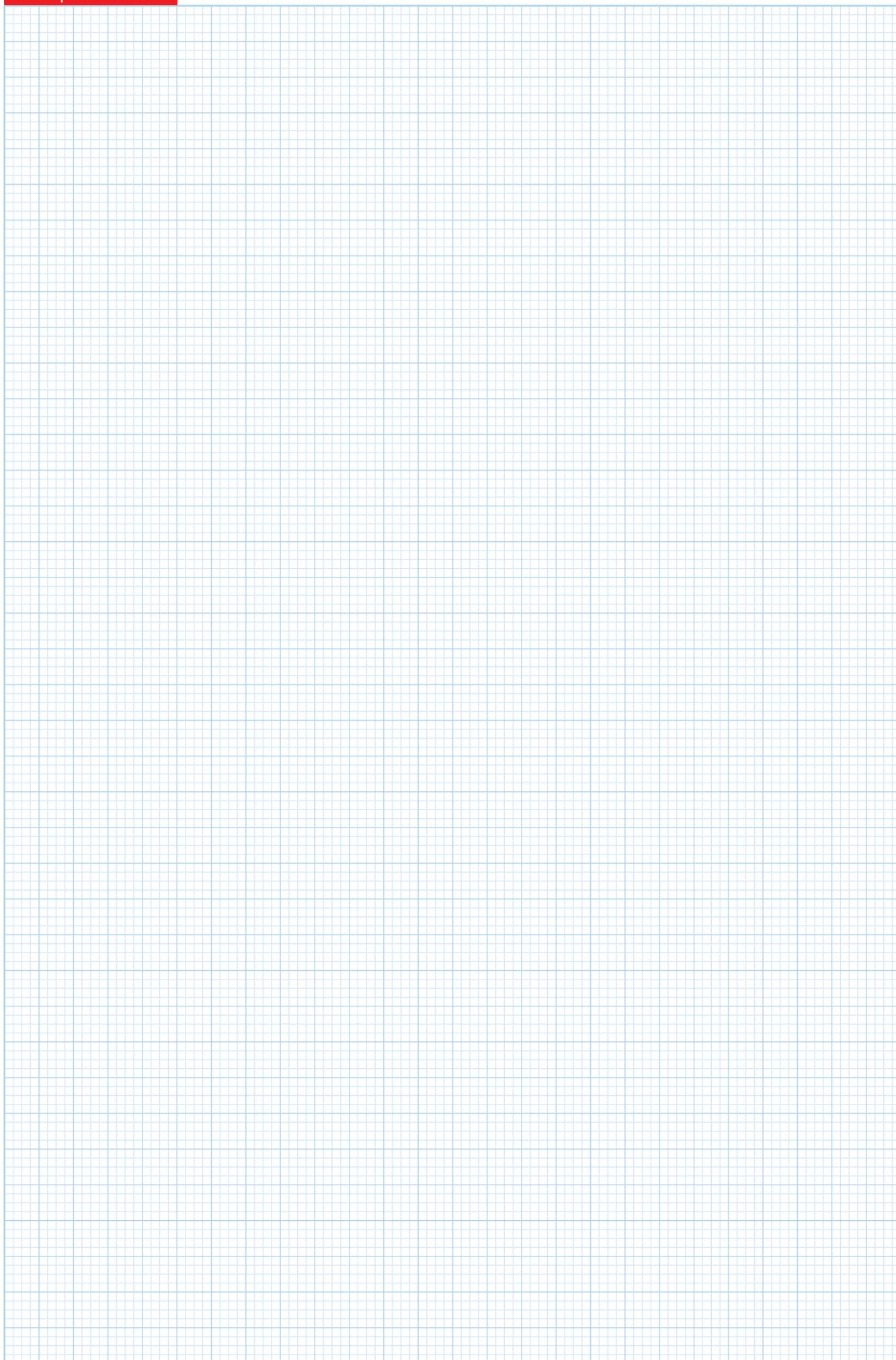
La modification est :



Exemple 8 :

La modification est :





Groupes caractéristiques et familles organiques

Activité documentaire

En chimie organique les molécules peuvent renfermer des atomes autres que le carbone et l'hydrogène, par exemple **l'oxygène ; l'azote ; le chlore ; le brome ; ...**

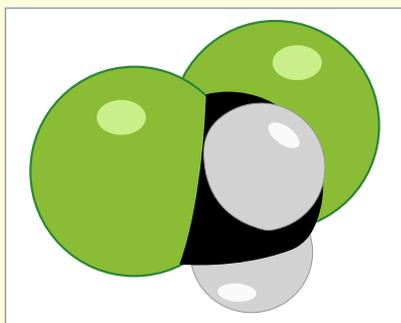
► Pour des raisons chimiques on a pensé de regrouper les composés organiques en familles, alors comment peut-on reconnaître ces familles et par quoi elles sont caractérisées ?

Objectif

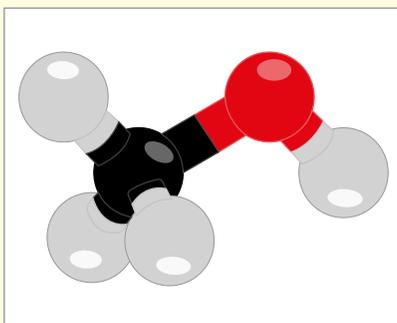
Au vu de la formule développée plane d'une molécule, reconnaître les familles de composés suivantes : amine, composé halogéné, alcool, aldéhyde, cétone et acide carboxylique.

Piste de travail :

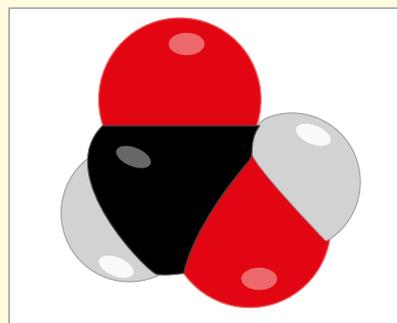
1- On propose ci-dessous quelques molécules de composés organiques, écrire en dessous de chaque cas la formule développée correspondante.



A



B



C

.....

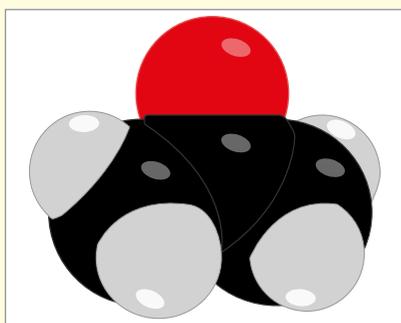
.....

.....

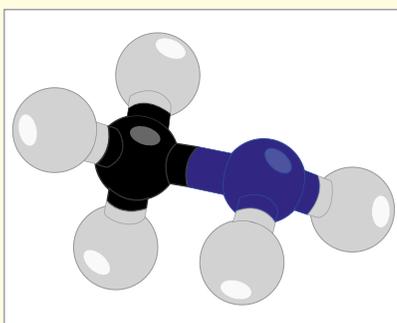
.....

.....

.....



D



E



F

.....

.....

.....

.....

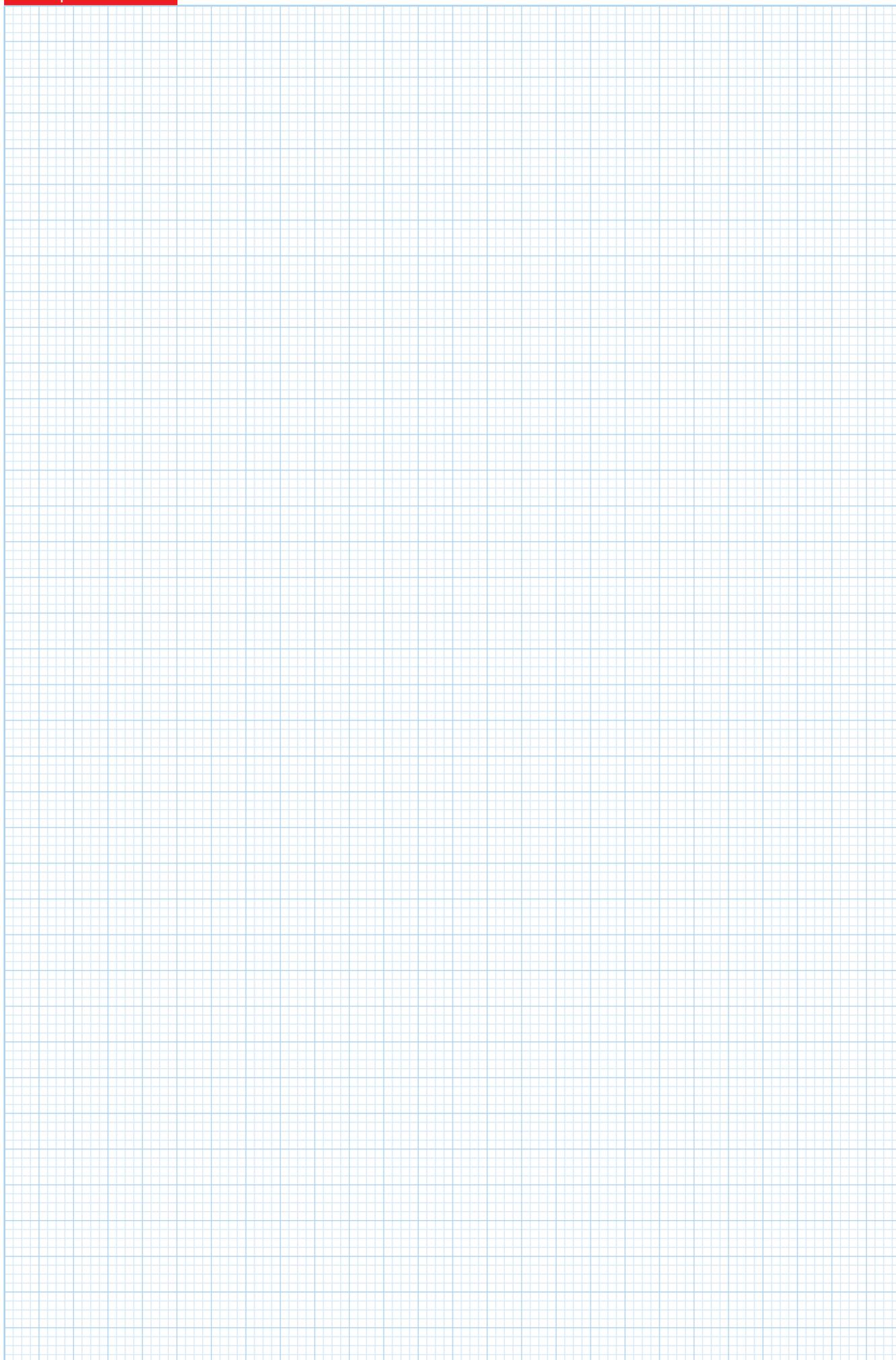
.....

.....

Remarque : Les groupes d'atomes que renferment ces molécules (A, B, C, D et E) sont différents, ils sont appelés groupes caractéristiques.

2- Un groupe caractéristique est un groupe d'atome qui, présent dans une molécule, lui confère des propriétés particulières.

L'ensemble de molécules qui renferment le même groupe caractéristique forme une famille organique. Le tableau ci-dessous donne le nom de famille qui correspond à chaque groupe caractéristique ainsi un exemple pour chaque cas.



a. Compléter le tableau en reportant dans la 5^{ème} colonne la formule semi-développée du composé organique correspondant parmi ceux donnés ci-dessus.

Groupe fonctionnel	Famille	Terminaison	Exemples	
	Acide carboxylique	-oïque	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{OH} \end{array}$ Acide Éthanoïque
	Aldéhyde	-al	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$ Éthanal
	Composé halogéné X = F, Cl, Br, I	Préfixe : Fluoro- Chloro- ...	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{F}$ Fluoroéthane
			$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{I}$ Iodoéthane
	Alcool	-ol	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2-méthylpropan-1-ol
	Amine	-amine	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ Propan-1-amine
	Cétone	-one	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{O} \end{array}$ Pentan-2-one

b. En se basant sur les exemples donnés dans le tableau, donner les noms des molécules A, B, C, D, E et F.

A : ; B :

C : ; D :

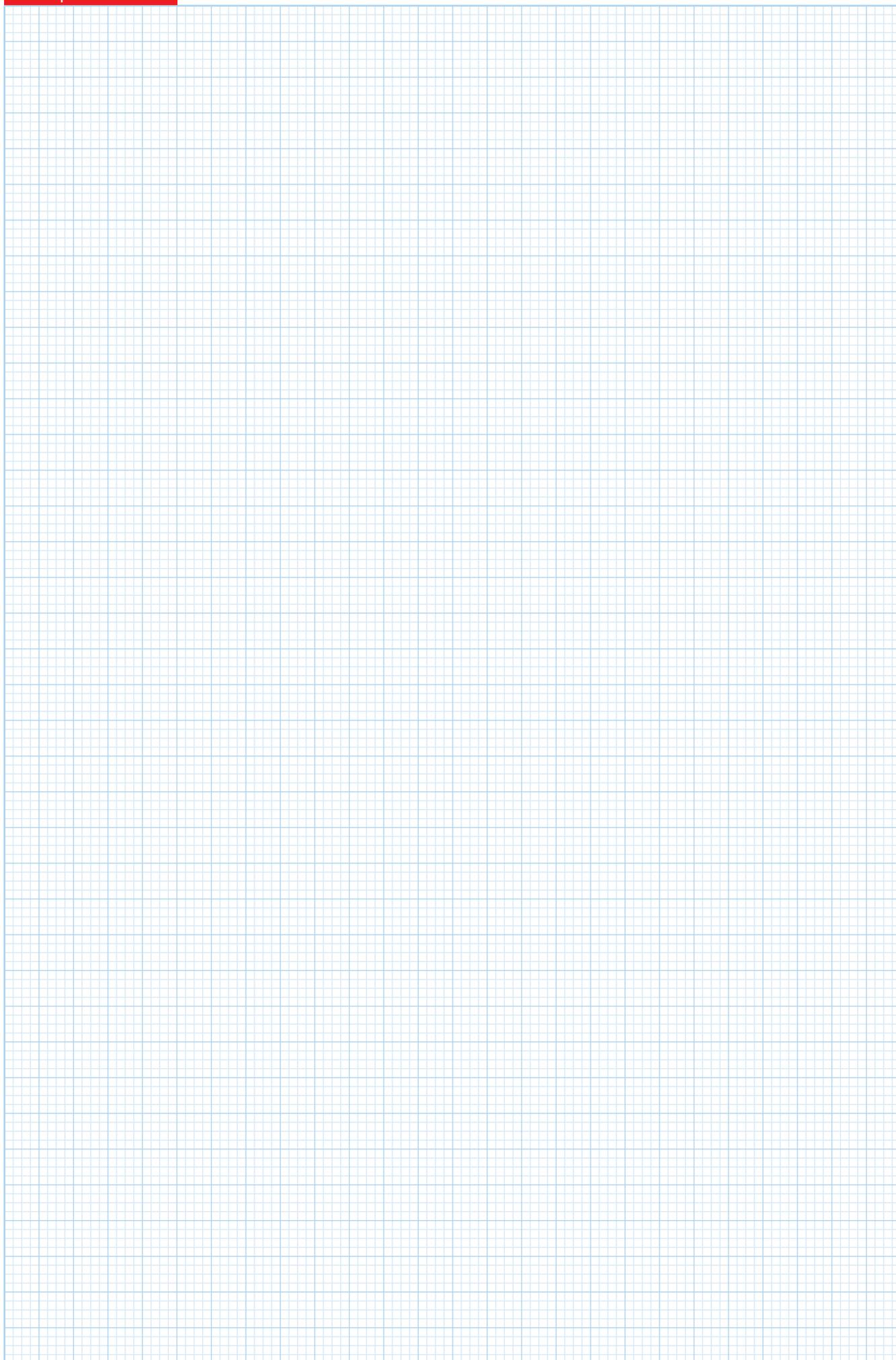
E : ; F :

Ce qu'il faut savoir

- Donner la nomenclature des hydrocarbures ;
- Reconnaître la molécule d'un composé organique.

Lexique

- **Préfixe** : au début d'un mot.
- **Qui confère** : qui donne.



L'ESSENTIEL DU COURS

• Le craquage :

Le craquage est un procédé qui permet de casser une molécule en différentes molécules à chaînes plus courtes.

• Le reformage :

Le reformage est un procédé qui permet d'isomériser, de cycliser une molécule ou de former des alcènes.

• Réaction d'addition :

Lors d'une réaction d'addition, les atomes d'une molécule se fixent sur les atomes de carbone engagés dans la double liaison d'un alcène.

• Une polyaddition :

Une polyaddition permet d'allonger une molécule. C'est une réaction au cours de laquelle de petites molécules, appelées monomères, s'additionnent successivement les unes sur les autres. On obtient une molécule de longue chaîne carbonée appelée polymère.

Familles de composés :

famille de composés	Alcools	Composés halogénés	Aldéhydes	Cétones	Acides carboxyliques	Amines
Nom générique	alcanol	halogéno- -alcane	alcanal	alcanone	acide alcanoïque	alcanamine
Groupe caractéristique	hydroxyle -OH	halogéno -X	carbonyle -CHO	carbonyle -CO-	carboxyle -COOH	amino -NH ₂
formule générale	R-OH	R-X	$\text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{H}$	$\text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{R}'$	$\text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{OH}$	R-NH ₂

• Les acides carboxyliques R-COOH appartiennent aux couples acide/base **acide carboxylique/ion carboxylate R-COOH/R-COO⁻**.

• Les amines R-NH₂ sont des bases.

Elles appartiennent aux couples acide/base **R-NH₃⁺/R-NH₂**.

EXERCICES D'APPLICATION

1 Craquage catalytique

Lors du craquage catalytique de l'octane on obtient :

- du butane ;
- du butène ;
- de l'hexane ;
- de l'éthylène.

1. Écrire les formules développées des produits de craquage.
2. Écrire les équations chimiques des deux réactions de craquage possibles.

2 Craquage du butane

Lors d'un craquage, le butane peut être transformé :

- en méthane et en propane ;
- en éthylène et en éthane ;
- en dihydrogène et en butane.

1. Écrire les équations correspondant à ces transformations.
2. Sachant que 46,0 % des molécules de butane sont transformées en éthylène et en éthane, calculer la masse d'éthylène obtenue à partir de 1 000 kg de butane.
3. Quel serait le volume d'éthylène obtenu à 25 °C et sous pression atmosphérique ?

Données :

- $M(\text{butane}) = 58,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$;
- $M(\text{éthylène}) = 28,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$;
- Volume molaire à 25 °C et sous pression atmosphérique : $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$.

3 Reformage

Les naphas sont riches en heptane linéaire (de formule brute C_7H_{16}).

L'indice d'octane de l'heptane est 0.

Pour améliorer l'indice d'octane, on procède à un reformage en 2,4-diméthylpentane, dont l'indice d'octane est 93.

1. Écrire l'équation chimique du reformage.
2. S'agit-il d'une cyclisation, d'une isomérisation ?
3. Quelle serait la composition du mélange de 2,2,4-triméthylpentane et d'heptane ayant un indice d'octane de 93 ?

4 Préparation du toluène

Le toluène, de formule $C_6H_5-CH_3$, est un solvant liquide très utilisé en chimie organique.



Il est préparé par déshydrocyclisation de l'heptane (alcane linéaire, de formule brute C_7H_{16}). Sa formule topologique est représentée ci-dessus.

1. Écrire l'équation chimique de ce reformage.
2. Justifier le nom de déshydrocyclisation.
3. En supposant que l'heptane est entièrement transformé en toluène (rendement de 100 %), calculer la masse m_{heptane} d'heptane consommée lors de la formation de $V_f = 1,00 \text{ L}$ de toluène.
4. Quel est le volume de dihydrogène dégagé à 25 °C et sous pression atmosphérique ?

Données

- $M(\text{heptane}) = 100 \text{ g.mol.L}^{-1}$;
- $M(\text{toluène}) = 92,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$;
- densité du toluène : $d(\text{toluène}) = 0,870$;
- masse volumique de l'eau : $\rho(\text{eau}) = 1,00 \cdot 10^3 \text{ g.L}^{-1}$;
- volume molaire à 25 °C et sous pression atmosphérique : $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$.

5 Synthèse du chlorure de vinyle

La synthèse du chlorure de vinyle se déroule en plusieurs étapes :

- on fait réagir du dichlore sur l'éthylène en phase liquide, à 50 °C et sous une pression de $5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$;
- le composé X obtenu est ensuite chauffé vers 600 °C, sous une pression de $25 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, en présence de nickel et de chrome.

On obtient du chlorure de vinyle et un gaz Y d'odeur piquante très soluble dans l'eau ;

- pour identifier ce gaz, on procède à sa dissolution dans l'eau. La solution obtenue est Jaune en présence de BBT et on obtient un précipité blanc noircissant à la lumière par ajout d'une solution aqueuse de nitrate d'argent.

1. Écrire l'équation associée à l'addition de dichlore sur l'éthylène. Quel est le nom de X ?
2. Donner la formule de la solution aqueuse de nitrate d'argent. Quel est l'ion mis en évidence par la formation du précipité ?
3. Quelle est l'indication donnée par la couleur du BBT ?
4. Quelle est la formule de Y ? Écrire l'équation de sa dissolution dans l'eau. De quel type de réaction s'agit-il ?
5. Écrire l'équation associée à la transformation de X en chlorure de vinyle.
6. En déduire la formule du chlorure de vinyle.
7. Le chlorure de vinyle est ensuite polymérisé par poly-addition. Écrire l'équation correspondante. Quel est le nom du polymère obtenu ?

6 Test à l'eau de brome

Afin de déterminer la formule brute d'un alcène X, on mesure la quantité de dibrome consommée par réaction d'addition. On observe que 2,1 g d'alcène décolorent complètement une solution contenant 8,0 g de dibrome.

1. Donner la formule générale d'un alcène non cyclique.
2. Écrire l'équation associée à la réaction d'addition.
3. La transformation a lieu dans des proportions stœchiométriques.

En déduire la quantité de matière d'alcène introduit, puis sa masse molaire.

4. Donner la formule brute de X.

Données :

- $M(\text{Br}_2) = 160 \text{ g.mol.L}^{-1}$;
- $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$;
- $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$.

7 Hydrogénation

L'hydrogénation catalytique de 2,8 g d'un alcène X non cyclique nécessite 1,2 L de dihydrogène.

Dans les conditions de température et de pression de l'expérience, le volume molaire des gaz est $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

1. Donner la formule générale d'un alcène non cyclique.
2. Écrire l'équation de la réaction d'hydrogénation de l'alcène. À quelle famille appartient le produit de la réaction ?
3. Calculer la quantité de matière de dihydrogène consommée par cette transformation.
4. En déduire la quantité de matière de X consommée et la masse molaire de X.
5. Déterminer la formule brute de l'alcène.
6. Sachant que X possède deux isomères Z/E, donner sa formule.

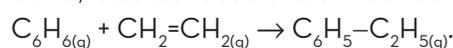
Données :

- $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$;
- $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$.

8 Synthèse et polymérisation du styrène

Le styrène est synthétisé à partir de benzène et d'éthylène.

Le benzène est un composé cyclique de formule C_6H_6 . Il peut être obtenu par reformage de l'hexane. L'éthylène est produit par vapocraquage du butane. Par action de l'éthylène sous pression modérée, vers 80°C , le benzène se transforme en éthylbenzène :



L'éthylbenzène est ensuite transformé en styrène en présence d'oxydes de fer et d'oxyde de chrome :



1. Écrire l'équation associée au reformage de l'hexane. De quel type de modification s'agit-il ?

2. Écrire l'équation associée au vapocraquage du butane.

3. Comment s'appelle la transformation d'éthylbenzène en styrène ?

4. Le styrène est ensuite polymérisé.

Écrire l'équation de polyaddition du styrène.

5. Calculer la masse molaire d'un polystyrène de degré de polymérisation n.

6. Calculer la quantité de matière de polystyrène nécessaire pour fabriquer un pot de yaourt de masse $m = 3,00 \text{ g}$.

Données :

- $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$;
- $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$.

9 Production d'éthanol

En Europe, 46% de l'éthanol est fabriqué par addition d'eau sur l'éthylène.

Un des procédés utilisés est l'hydratation directe. Elle se produit en phase gazeuse à 300°C et sous 70.10^5 Pa , en présence d'un catalyseur acide.

1. Donner les formules semi-développées de l'éthylène et de l'éthanol.

2. Écrire l'équation de la transformation chimique permettant de synthétiser l'éthanol.

3. Lors de la réaction d'addition, y a-t-il augmentation ou diminution du volume gazeux ?

Justifier la réponse à l'aide de la loi d'Avogadro-Ampère.

4. À l'aide de l'équation d'état des gaz parfaits, déterminer le volume molaire d'un gaz dans les conditions de température et de pression de l'expérience.

5. Calculer le volume d'éthanol gazeux que l'on obtient par hydratation de : 1000 kg d'éthylène.

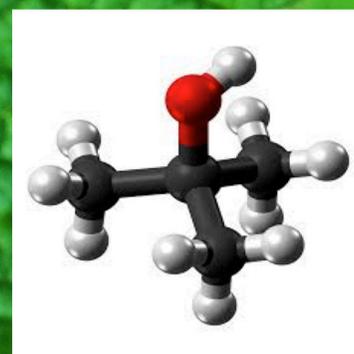
Données :

- $M(\text{C}_2\text{H}_4) = 28,0 \text{ g.mol.L}^{-1}$;
- Constante des gaz parfaits ; $R = 8,3 \text{ Pa.m}^3.\text{K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$;
- Si T est la température absolue (en K) et θ la température en degrés Celsius ($^\circ\text{C}$),

$$T = \theta + 273$$

CHIMIE

CHAPITRE 6



Le menthol et la menthone sont les principaux arômes de l'huile essentielle de menthe.
Quelle est la différence entre ces deux molécules ?
Peut-on passer de l'une à l'autre par une transformation chimique ?

RÉACTIVITÉ DES ALCOOLS

Comme tous les composés organiques les alcools participent aux réactions chimiques, Est-ce qu'ils réagissent tous de la même façon ?

- Objectifs**
- Lors de la réaction d'un alcool, reconnaître s'il s'agit d'une réaction d'oxydation, de déshydratation (élimination) ou de substitution.
 - Connaître les familles de composés obtenus par oxydation ménagée d'un alcool.
 - Écrire la réaction d'oxydation d'un alcool par les ions permanganate en milieu acide.
 - Déterminer la valeur du rendement d'une synthèse.

Oxydation d'un alcool

Activité expérimentale

Doc.1 Le fil reste rouge dans les vapeurs



Objectif

- ▶ Lors de la réaction d'un alcool, reconnaître s'il s'agit d'une réaction d'oxydation, de déshydratation (élimination) ou de substitution.
- ▶ Connaître les familles de composés obtenus par oxydation ménagée d'un alcool.
- ▶ Écrire la réaction d'oxydation d'un alcool par les ions permanganate en milieu acide.

Lorsqu'une matière prend feu chimiquement on parle d'une oxydation (combustion complète ou non complète), c'est le cas pour les alcools.

▶ Cette oxydation conduit à une destruction totale de la molécule, y a-t-il un autre type d'oxydation ?

Matériel :

- Éthanol, bécher ;
- Fil de platine ou de cuivre ;
- Bec bunsen ;
- Réactif de Schiff, papier pH et 2,4-DNPH.

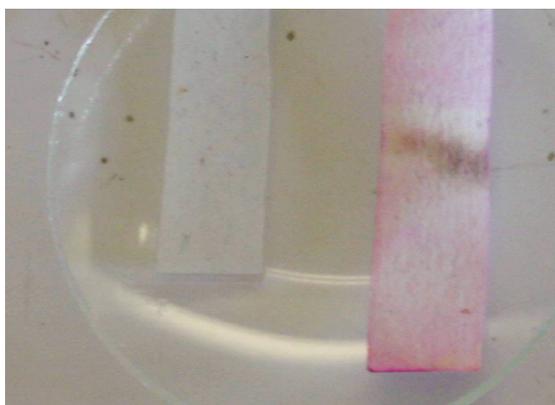
Manipulation :

- On chauffe préalablement un bécher qui contient de l'éthanol et qu'on recouvre par un couvercle, puis on porte à incandescence un fil de platine ou de cuivre et on l'introduit dans le bécher (Doc. 1).
- L'intérieur du bécher est humecté de 2,4-DNPH.
- Un papier filtre imprégné de réactif de Schiff est posé sur le bord du bécher.

Doc.2 Image prise en cours de la réaction



Doc.3 Le papier filtre imbibé de réactif de Schiff rosit



Doc.4 Le papier pH passe du bleu au rouge



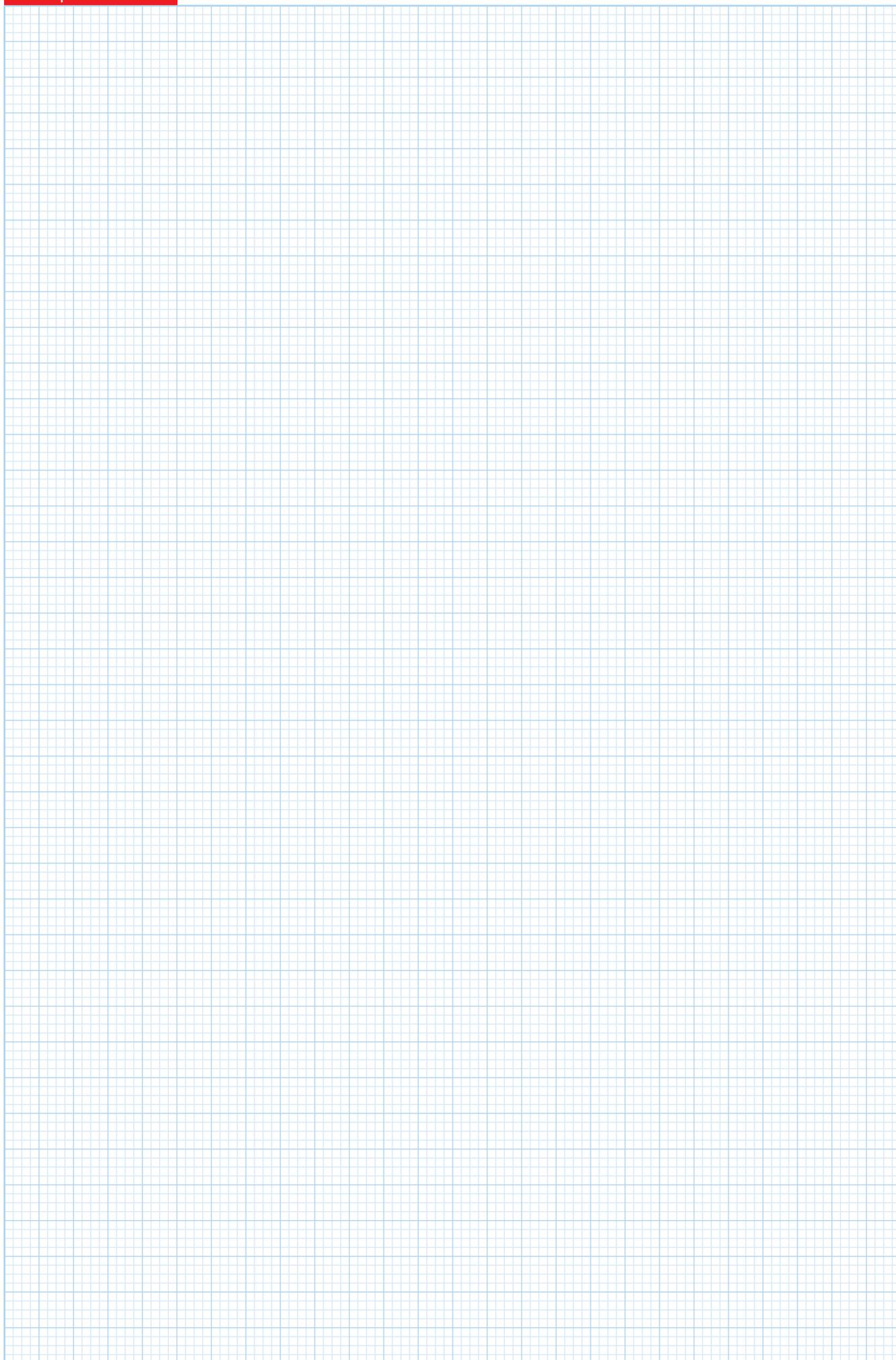
Piste de travail :

1- Le (Doc. 4) montre qu'il y a formation d'un acide carboxylique (papier pH rougit) et le (Doc. 2) indique la formation d'une cétone ou aldéhyde (précipité jaune en présence du 2,4-DNPH), mais le (Doc. 3) prouve la formation d'un aldéhyde, ce qui veut dire que l'éthanol est oxydé en aldéhyde puis en acide carboxylique.

a. Quel réactif présent dans le bécher qui a oxydé l'éthanol ?

.....
.....
.....
.....

b. Écrire l'équation de la réaction d'oxydation d'éthanol en aldéhyde ou cétone formé(e) :

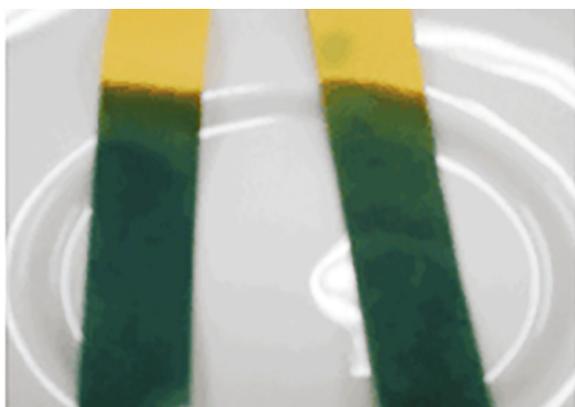


c. L'acide obtenu est l'acide éthanoïque :

- Écrire l'équation de la réaction si cet acide est obtenu par oxydation de l'aldéhyde formé d'odeur de pomme :

- Écrire l'équation de la réaction si cet acide est obtenu par oxydation de l'alcool directement :

Doc.5 Le papier pH ne change pas de couleur



Doc.6 Le papier imbibé de réactif de Schiff ne rosit pas



2- Avec l'alcool propan-2-ol de formule semi-développée, $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$. Le papier filtre imprégné de réactif de Schiff ne rosit pas (Doc. 6), tandis que le papier pH ne change pas de couleur (Doc. 5), par contre le 2,4-DNPH donne toujours un précipité jaune sur la paroi. Il y a formation uniquement d'une cétone.

- a. Écrire l'équation de la réaction d'oxydation du propan-2-ol qui conduit à la formation de la cétone :

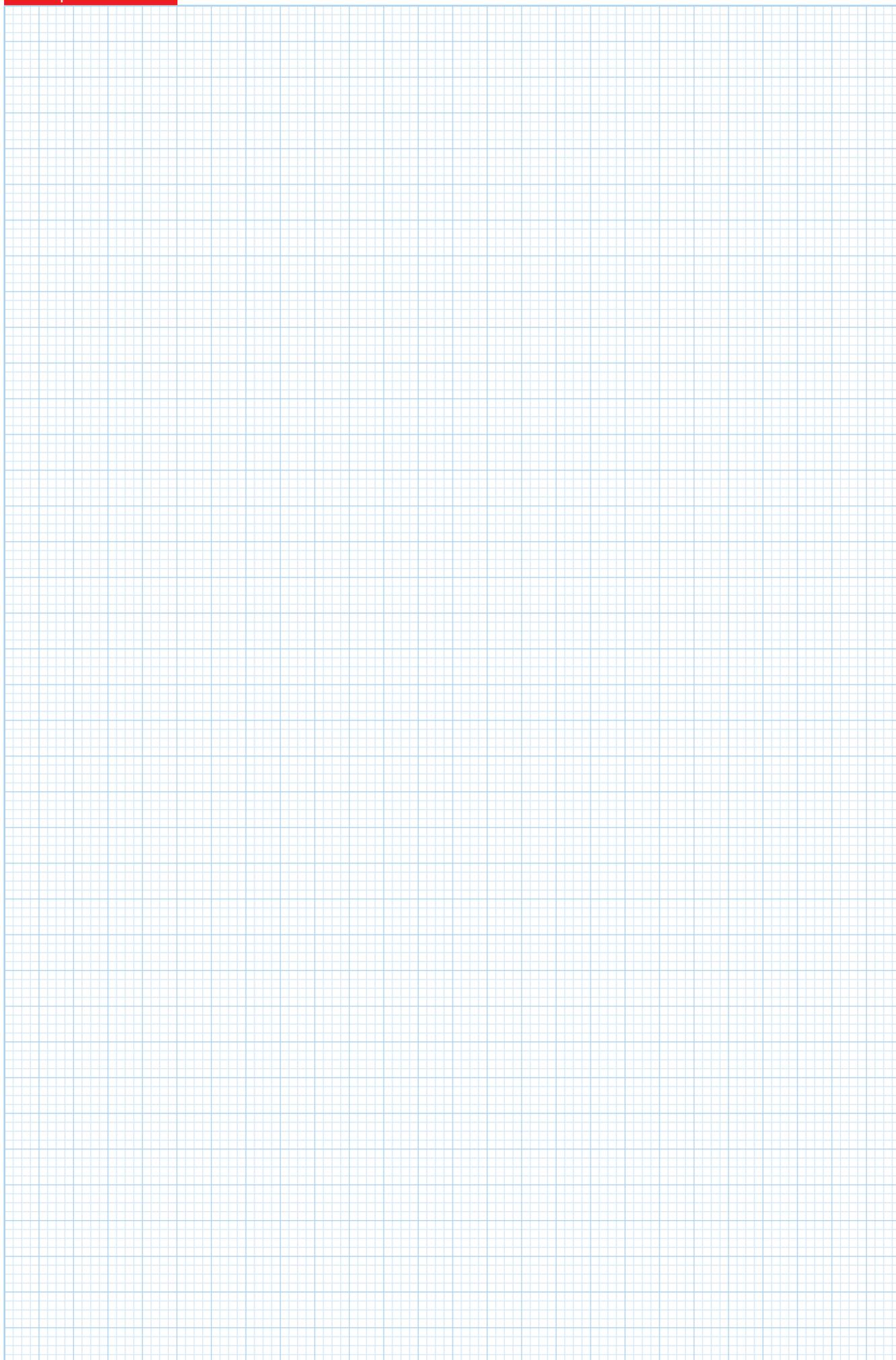
- b. Cette oxydation dite ménagée peut se faire en milieu aqueux par des ions permanganate $\text{MnO}_4^{-(\text{aq})}$, écrire l'équation de réaction d'éthanol par ces ions :

Ce qu'il faut savoir

- Écriture d'équation d'oxydation par oxygène ;
- Écriture des demi-équations électroniques en milieu acide.

Lexique

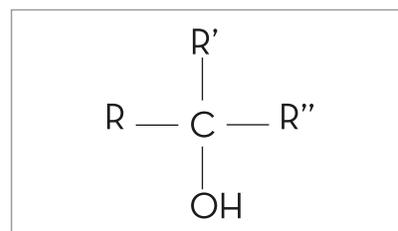
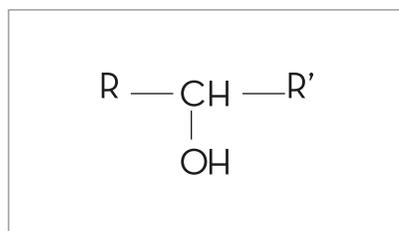
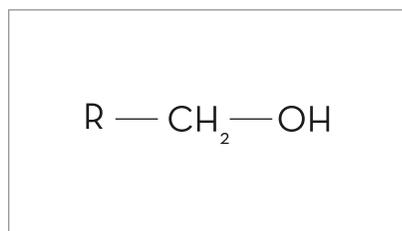
- *Humecté* : mouillé ;
- *Incandescence* : porté au rouge ;
- *Imbibé* : trompé.



L'ESSENTIEL DU COURS

Réactivité des alcools :

• Les alcools peuvent être regroupés en trois **classes**, définies selon le nombre d'atomes de carbone liés au groupe fonctionnel :



▲ Alcool primaire (I)

▲ Alcool secondaire (II)

▲ Alcool tertiaire (III)

• Par **oxydation ménagée**, les alcools primaires se transforment en aldéhydes si l'oxydant est introduit en défaut ; ils se transforment en acide carboxylique si l'oxydant est en excès.

Les couples oxydant/réducteur intervenant dans ces réactions sont :

R-CHO/R-CH₂OH et R-COOH/R-CH₂OH.

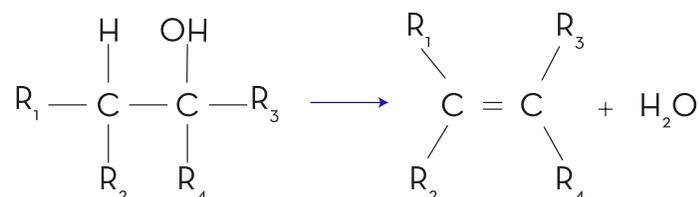
• Par oxydation ménagée, les alcools secondaires se transforment en cétones.

Le couple **oxydant/réducteur** en jeu est **R-CO-R'/R-CHOH-R'.**

Les alcools tertiaires ne réagissent pas.

• La **déshydratation** d'un alcool conduit à la formation d'un alcène.

Cette réaction correspond à l'**élimination** d'une molécule d'eau :



• On peut passer d'un alcool à un composé halogéné par une réaction de **substitution** :



Identification des produits de l'oxydation ménagée :

Pour déterminer la classe d'un alcool, on l'oxyde par un composé oxygéné, et on identifie le produit de l'oxydation par un test.

Test	Résultat en cas de réaction
Liqueur de Fehling	Précipité rouge brique
Réactif de Tollens	Miroir d'argent
Réactif de Schiff	Coloration rose
2,4-DNPH	Précipité jaune

• L'aldéhyde réagit avec tous les tests

• La cétone réagit seulement avec DNPH.

EXERCICES D'APPLICATION

1 Familles et formules de composés

1. Écrire la formule semi-développée des composés suivants :

a. éthanol ; acide méthanoïque ; éthanamine ; butanal ; chloroéthane ; 1,2-dichloropropane.

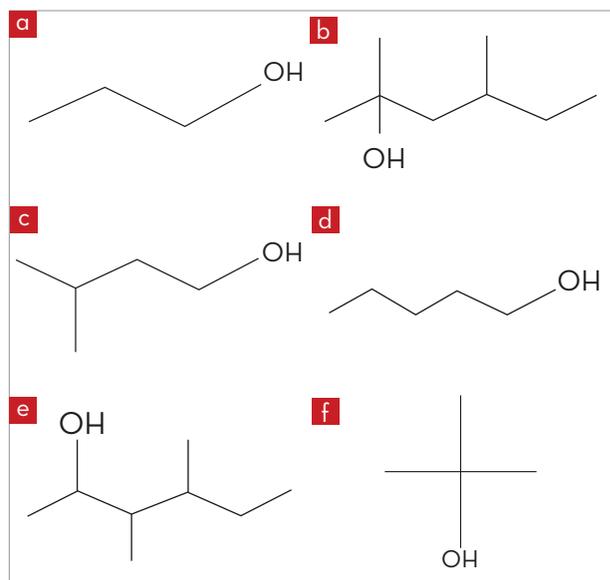
b. acide éthanoïque ; propan-2-ol ; butanone ; méthanal ; propan-1-amine ; dichlorométhane ; 2-chloropropène ; acide hexanoïque.

c. trichloroéthène ; 1,3-dibromobutane ; éthanamine ; acide butanoïque ; propan-1,2,3-triol ; 3-méthylbutan-1-ol ; pentan-3-one.

2. Regrouper les composés ci-dessus en famille dont en précisera le nom.

2 Classes et noms

Indiquer la classe et le nom des alcools suivants :



3 Champ de réactivité des alcools

1. Quelle est la différence entre une oxydation ménagée et une combustion ?

2. En quel produit se transforme le butan-1-ol par action d'un oxydant introduit en défaut ?

3. En quel produit se transforme le butan-1-ol par action d'un oxydant introduit en excès ?

4. En quel produit se transforme le butan-2-ol par action d'un oxydant introduit en défaut ?

5. En quel produit se transforme le butan-2-ol par action d'un oxydant introduit en excès ?

6. En quel produit se transforme le 2-méthylbutan-2-ol par action d'un oxydant introduit en défaut ?

4 Expérience de la lampe sans flamme

On fait passer, sur du cuivre préalablement porté au rouge, un mélange d'air et de vapeurs d'éthanol.

Le mélange gazeux passe ensuite dans un condenseur. L'analyse des 60,0 g de liquide recueilli (condensat) donne la composition suivante :

$m_1 = 12,6$ g d'eau, $m_2 = 26,4$ g d'éthanal, $m_3 = 15,0$ g d'éthanol et une masse m_4 d'un composé A.

1. Quelles sont la nature et la masse m_4 du quatrième constituant A du mélange ?

2. Quelle quantité n_0 d'éthanol a été initialement introduite dans le système ?

3. Quelle quantité de dioxygène a été consommée dans cette opération ?

4. À l'aide de quels tests caractéristiques peut-on mettre en évidence la présence d'éthanal dans le condensat ? Quelle masse maximale d'argent peut-on obtenir, si la totalité de l'éthanal réagit avec un excès d'ions diammineargent (I) ?

Donnée :

- L'ion diammineargent (I) est : $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+_{(\text{aq})}$;
- Le milieu est basique.

5 Oxydation d'un alcool

On réalise l'oxydation ménagée de l'éthanol afin de produire de l'éthanal.

1. Comment doit-on procéder ?

2. Quels seraient les résultats des tests à la 2,4-DNPH, au réactif de Tollens ?

3. Écrire l'équation chimique de la transformation si on utilise le permanganate de potassium en milieu aqueux acide.

4. Quelles sont les proportions stœchiométriques de l'oxydant et du réducteur dans cette transformation ?

Donnée :

dans la réaction, le couple oxydant/réducteur $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ intervient.

6 Identification de divers $\text{C}_3\text{H}_x\text{O}_y$

On dispose de 5 flacons contenant des liquides inconnus tous différents notés a, b, c, d et e.

On sait que :

- Chaque liquide est un composé organique pur à trois atomes de carbone et une seule fonction oxygénée ;
- La chaîne carbonée de ces composés ne contient ni double liaison ni cycle ;
- Parmi ces cinq produits, il y a deux alcools.

Quand on réalise une oxydation ménagée de a et b par une solution de permanganate de potassium acidifiée, on obtient c ou d à partir de a et uniquement e à partir de b.

1. Cette expérience est-elle suffisante pour identifier les cinq produits ?

Justifier votre réponse.

2. Si l'on utilise le réactif de Tollens, on constate que c réagit, alors que d ne réagit pas.

Décrire l'expérience, équilibrer l'équation-bilan avec c.

3. Identifier les cinq produits ; les nommer.

7 Le vinaigre

Le vinaigre est une solution aqueuse d'acide éthanoïque.

Le vinaigre blanc est fabriqué industriellement par oxydation ménagée d'une solution aqueuse d'éthanol par le dioxygène de l'air.

Cette transformation est effectuée en milieu acide.

Le degré d'un vinaigre est égal à la masse, exprimée en gramme, d'acide éthanoïque, présente dans 100 g de vinaigre.

1. Donner les formules développées de l'éthanol et de l'acide éthanoïque.

2. Les couples qui interviennent dans cette réaction sont $O_{2(aq)}/H_2O_{(l)}$ et $CH_3COOH_{(aq)}/CH_3CH_2OH_{(aq)}$. Écrire les demi-équations correspondantes et l'équation chimique de la transformation.

3. Quelle est la masse d'acide éthanoïque présente dans 1,00 L de vinaigre à 8°, de masse volumique 1,02 g.mL⁻¹ ?

Calculer la quantité de matière correspondante.

4. En déduire la quantité de matière d'éthanol nécessaire à la fabrication de 1 L de vinaigre.

Donnée :

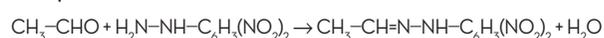
$M(CH_3COOH) = 60,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

8 Composition d'un mélange

Un mélange d'éthanol et d'éthanal a été obtenu par condensation, après déshydrogénation catalytique, d'éthanol gazeux en l'absence de dioxygène.

Le volume total du mélange liquide recueilli est de 12,0 mL.

Afin de déterminer la composition de ce mélange, on en verse 1,0 mL dans un excès de solution de 2,4 D.N.P.H il se produit lors la réaction d'équation-bilan :



2,4-D.N.P.H. précipité jaune V

Le précipité jaune est filtré, rincé, séché, puis pesé ; la masse de solide obtenu est de 1,40 g.

1. Faire un schéma annoté du montage qui n permis l'obtention du mélange. Pourquoi tout l'éthanol n'a-t-il pas été déshydrogéné ?

2. Décrire les opérations de filtration, rinçage,

séchage et pesée du précipité.

Dessiner et nommer le matériel utilisé.

3. Déterminer la quantité d'éthanol présent dans le millilitre de mélange prélevé.

4. Déterminer le volume, puis la quantité d'éthanol présent dans la totalité du liquide recueilli.

5. Quel pourcentage de l'éthanol initial a été déshydrogéné ?

Données :

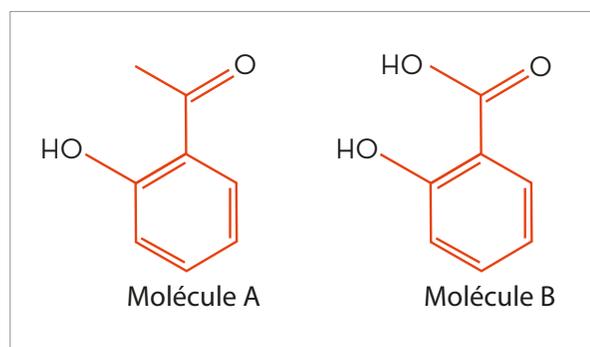
Les masses volumiques de l'éthanol et de l'éthanal sont respectivement de 790 et 793 kg.m⁻³.

9 Précurseurs de l'aspirine

Des préparations à partir de la reine-des-prés étaient utilisées au Moyen Age pour lutter contre la fièvre.

La molécule A a été extraite de cette fleur par le pharmacien suisse F. Pagenstecher en 1831.

Le chimiste suisse K. Löwig l'a transformé et obtenu la molécule B.



1. Quels sont les groupes caractéristiques présents dans la molécule A ?

Quels sont les résultats des tests à la liqueur de Fehling et à la 2,4-DNPH sur cette espèce chimique ?

2. Quels sont les groupes caractéristiques présents dans la molécule B ?

Quels sont les résultats des tests à la liqueur de Fehling et à la 2,4-DNPH sur cette espèce chimique ?

3. Les deux molécules comportent une partie commune que l'on représente par X.

Écrire les deux formules en faisant intervenir X.

À quelles familles appartiennent les deux composés ?

4. Les deux molécules A et B forment un couple oxydant/réducteur. Lequel ?

Écrire la demi-équation correspondante.

5. Comment s'appelle la réaction chimique permettant de passer de A à B ?

6. Quelle est la base conjuguée de B ?

Écrire le couple acide/base correspondant.

DS

DEVOIRS SURVEILLÉS

D.S 1	84
D.S 2	86
D.S 3	88
D.S 4	90
D.S 5	92
D.S 6	94

Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 1

Note :

..... /

CHIMIE : (7 pts)

Exercice 1

Identification d'un composé chimique dans des roches calcaires

Données :

On donne la masse molaire atomique de quelques éléments chimiques :

- $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ - $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$
- $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ - $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$

La constante des gaz parfaits : $R = 8,314(\text{SI})$;
 $T(^{\circ}\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273$.

Les roches calcaires sont principalement formées de carbonate de calcium $\text{CaCO}_{3(s)}$.

Pour identifier ce composant on utilise un test à l'aide d'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ liquide de masse volumique $\rho = 1,05 \text{ g.cm}^{-3}$.

On réalise l'action de l'acide éthanóique sur une roche calcaire de masse $m = 40 \text{ g}$ où le pourcentage massique en carbonate de calcium est de 1,70%. On obtient un dégagement de dioxyde de carbone en plus d'une solution aqueuse.

Le gaz dégagé est recueilli dans une éprouvette graduée. Le volume d'acide éthanóique utilisé est $V = 100 \text{ mL}$.

1. Calculer $m(\text{CaCO}_3)$ la masse du carbonate de calcium présent dans la roche calcaire. (0,5pt)

2. Déduire la quantité de matière $n_0(\text{CaCO}_3)$. (0,75pt)

3. Montrer que la quantité de matière initiale d'acide éthanóique utilisée est $n_1 = 1,75 \text{ mol}$. (1 pt)

4. Le volume du dioxyde de carbone gazeux ($\text{CO}_{2(g)}$) obtenu est $v = 164 \text{ mL}$. Cette mesure s'est faite dans les conditions suivantes :

Température : $\theta = 20^{\circ}\text{C}$; Pression : $P = 1013 \text{ hPa}$; CO_2 est considéré comme gaz parfait.

4.1. Montrer que le volume molaire dans ces conditions est $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$. (0,75 pt)

4.2. Déduire la quantité de matière formée du dioxyde de carbone gazeux. (0,75 pt)

5. L'équation de la réaction étudiée s'écrit :



5.1. Dresser le tableau d'avancement de la réaction. (0,75 pt)

5.2. Déterminer la quantité de matière de $\text{CO}_{2(g)}$ obtenue à la fin de la réaction, comparer avec la quantité recueillie et déduire. (0,5 pt)

5.3. Donner la formule ionique de la solution aqueuse obtenue. (0,5 pt)

Exercice 2

Action de l'aluminium solide sur la soude

On fait réagir 10 mL de solution d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$ de concentration $C = 2 \text{ mol.L}^{-1}$ avec 0,55 g d'aluminium solide $\text{Al}_{(s)}$ qui se transforme totalement en ions aluminium $\text{Al}^{3+}_{(aq)}$ afin de réagir avec les ions hydroxydes pour donner des ions aluminates $\text{Al}(\text{HO})^-_{4(aq)}$.

Dresser le tableau d'avancement de la réaction considérée et trouvez la composition de l'état final.

Vous indiquerez soigneusement comment vous avez trouvé l'avancement maximal X_{max} et préciserez quel est le réactif limitant dans cette réaction. (1,5 pt)

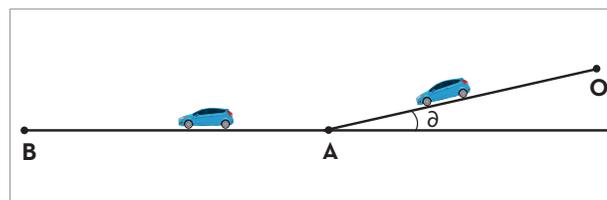
Données : en g/mol : $M(\text{Na}) = 23$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{Al}) = 27$.

PHYSIQUE : (13 pts)

Exercice 1

Un automobiliste laisse son véhicule en stationnement au sommet O d'une côte de longueur $l = \text{OA} = 500 \text{ m}$ et qui fait avec l'horizontale un angle α de 4° .

Malheureusement le frein en main de la voiture se desserre partiellement; celle-ci descend alors et parvient au bas de la côte (point A) avec une vitesse $v_A = 9 \text{ km.h}^{-1}$.



1. La masse de la voiture est $m = 800 \text{ kg}$ et l'intensité de la pesanteur vaut $g = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$.

Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 1 (suite)

Note :

..... /

Calculer, en la supposant constante, l'intensité f de la force de freinage qui s'exerce sur la voiture.

Cette force de freinage \vec{f} est parallèle à la route et en sens inverse du mouvement. (1,5 pt)

2. Parvenu en A au bas de la côte la voiture continue son mouvement en ralentissant jusqu'en B où elle s'immobilise.

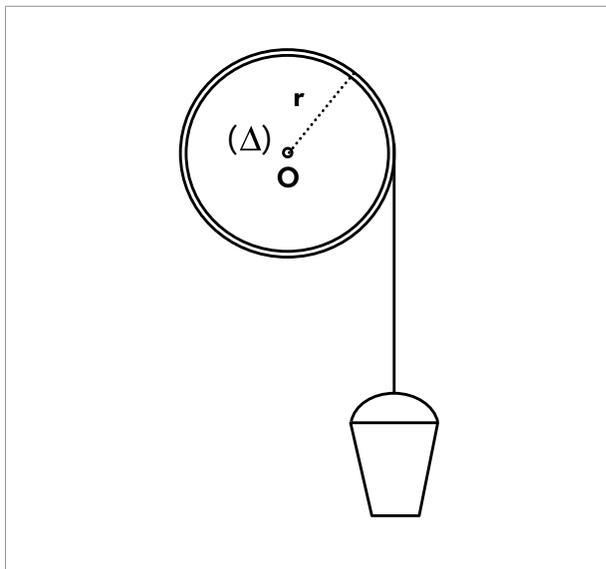
En supposant que l'intensité de f la force de freinage demeure constante, quelle distance $L = AB$ la voiture parcourt-elle avant de s'arrêter ? (1,5 pt)

3. Déterminer la nature du mouvement de la voiture depuis son départ du point O jusqu'à son arrivée au point B, sachant que sa trajectoire est rectiligne. (1 pt)

Exercice 2

Un seau plein d'eau, de masse $m = 15 \text{ kg}$, suspendu à un treuil de rayon $r = 10 \text{ cm}$ et de moment d'inertie $J_{\Delta} = 0,5 \text{ kg.m}^2$ par rapport à son axe horizontal (Δ) passant par le centre O (voir fig.), est abandonné sans vitesse initiale à l'instant $t_0 = 0 \text{ s}$ au dessus d'un puits.

Le seau acquiert à l'instant t_1 la vitesse V_1 après une chute de longueur ℓ_1 .



On admet que la tension du fil est constante le long du fil et au cours du mouvement.

1. Appliquer le théorème de l'énergie cinétique au seau et en déduire le travail $W(\vec{T})$ de la tension \vec{T} du fil pour un parcours de longueur ℓ_1 en fonction de V_1 et ℓ_1 . (1 pt)

2. Appliquer le théorème de l'énergie cinétique au treuil et en déduire le travail $W(\vec{T}')$ de la tension \vec{T}' du fil au niveau du treuil en fonction de la vitesse angulaire ω_1 du treuil

(lorsque le seau a la vitesse V_1). (1 pt)

3. Sachant que $W(\vec{T}) = -W(\vec{T}')$ déduire la formule donnant V_1 en fonction de la hauteur de chute ℓ_1 . (1 pt)

4. Application numérique : Calculer v_1 lorsque le seau arrive au fond du puits, 10 m plus bas. (1 pt)

On donne :

intensité de la pesanteur : $g = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$.

5. À l'instant t_1 le fil se détache du treuil et ce dernier se trouve soumis à l'action d'un couple de forces de frottement de moment M constant, sachant que le treuil effectue n tours avant de s'arrêter ; trouver l'expression du moment M en fonction des données nécessaires.

6. Calculer M si $n = 7$ tours. (0,75 pt)

Exercice 3

À l'arrivée d'une course cycliste, deux coureurs Chadi et Jamal se disputent la victoire.

Jamal est à 500 m de l'arrivée et roule avec une vitesse constante $V_1 = 50 \text{ km.h}^{-1}$.

Chadi se trouve à 70 m derrière Jamal.

1. À quelle vitesse de valeur constante devrait rouler Chadi pour battre Jamal ? (1,5 pt)

2. En réalité, Chadi roule à la vitesse de $V_2 = 60 \text{ km.h}^{-1}$.

Quelle durée sépare les deux coureurs lors de leurs passages respectifs sur la ligne d'arrivée ? (1,5 pt)



Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 2

Note :

..... /

CHIMIE : (7 pts)

Exercice 1

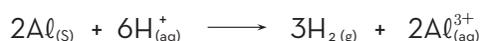
Solution commerciale d'un acide

On peut lire sur l'étiquette d'une solution commerciale (S₀) d'acide chlorhydrique $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ les informations suivantes :

« La Masse molaire $M = 36,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, la densité d et le pourcentage massique $p = 29\%$. »

On dilue la solution commerciale 1000 fois pour obtenir une solution (S₁) de concentration C_1 .

Dans un ballon on mélange le volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ de la solution (S₁) avec une masse m d'aluminium considérée en excès, il se produit la réaction suivante :



À la fin de la réaction on mesure la conductivité de la solution on obtient : $\sigma = 1,2 \text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}$.

Données :

$\lambda_{Al^{3+}} = 18,3 \text{ mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$, $\lambda_{Cl^-} = 7,63 \text{ mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$,
 $\rho_o = 1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

1. Dresser le tableau d'avancement de la réaction. (0,75 pt)
2. Exprimer la concentration de chaque ion présent dans la solution, à l'état finale, en fonction de C_1 . (0,5 pt)
3. Calculer les valeurs de ces concentrations. (0,5 pt)
4. En déduire la concentration C_0 de la solution commerciale. (1 pt)
5. Donner le mode opératoire pour préparer le volume $V_f = 2 \text{ L}$ de la solution (S₁). (0,75pt)
6. Exprimer la densité de la solution commerciale en fonction des données nécessaires de l'exercice. (0,5 pt)
7. Calculer sa valeur. (0,5 pt)

Exercice 2

Combustion d'un gaz

La combustion complète d'un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'un corps pur gazeux de formule C_aH_b nécessite le volume $V(O_2) = 300 \text{ mL}$ et donne le volume $V(CO_2) = 200 \text{ mL}$ de dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Écrire l'équation bilan équilibrée de la réaction en utilisant a et b. (1 pt)
2. Dresser le tableau d'avancement. (0,5 pt)
3. Déterminer la formule brute de ce corps pur. (0,75 pt)

Exercice supplémentaire

La masse d'un comprimé utilisé pour le traitement des brûlures d'estomac est de 1,33 g. Il contient :

- 680 mg de carbonate de calcium ;
- 80 mg d'hydrogencarbonate de magnésium ;
- un excipient sucré en quantité suffisante.

1. Calculer la masse d'excipient contenu dans un comprimé.
2. Donner la formule du carbonate de calcium et de l'hydrogencarbonate de magnésium.
3. On dissout un comprimé dans 0 cL d'eau. Écrire les équations de dissolution du carbonate de calcium et de l'hydrogencarbonate de magnésium.
4. Calculer les quantités de matières de carbonate de calcium et de l'hydrogencarbonate magnésium apportées.
5. Calculer la concentration molaire de chaque ion présent en solution.

Données : Ion carbonate : $CO^{2-}_{3(aq)}$; ion hydrogencarbonate : $HCO^-_{3(aq)}$

Masses molaires : $M(H) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 $M(O) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(Mg) = 24,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

PHYSIQUE 1 : (13 pts)

Exercice 1

Traction d'une épave

Pour remonter d'une profondeur $H = 300 \text{ m}$ une épave (S) ponctuelle de masse $m = 400 \text{ kg}$ du fond de la mer, on utilise un câble inextensible de masse négligeable qui exerce une tension $T = 10 \text{ kN}$.

L'épave est remontée avec une vitesse constante $v = 2 \text{ m/s}$, et soumise à une force de frottement $\vec{f} = -k\cdot\vec{v}$ exercée par l'eau de mer avec k une constante positive.

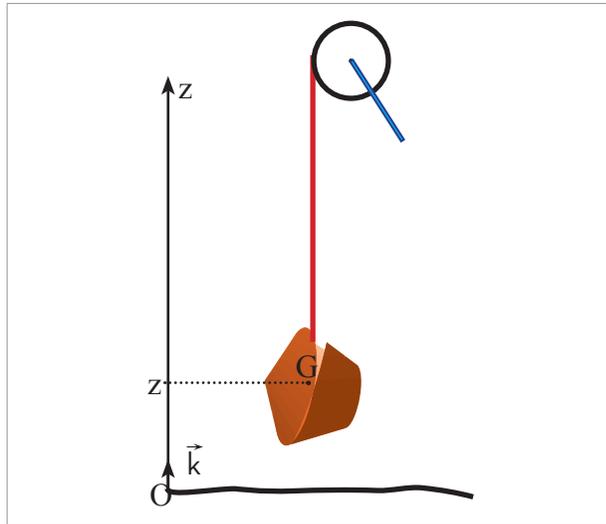
Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 2 (suite)

Note :

..... /



On néglige la poussée d'Archimède.

On considère le plan horizontal passant par O comme état de référence.

On donne : $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.

1. Calculer l'énergie potentielle de l'épave $E_{pp}(F)$ au fond de la mer et $E_{pp}(S)$ à la surface de l'eau. (1 pt)
2. En déduire la variation d'énergie mécanique ΔE_m entre le fond et la surface. (0,75 pt)
3. Calculer l'intensité de la force de frottement f . (0,75 pt)
4. Calculer la valeur de la constante k en donnant son unité dans le système (m, kg, s) (MKSA). (1pt)
5. À la surface de l'eau l'épave quitta le câble et redescend vers le fond, sachant qu'elle part sans vitesse initiale et parcourt les dix derniers mètres avec une vitesse constante qu'on appelle vitesse limite notée V_L .
 - 5.1. Expliquer pourquoi la vitesse devient constante ? (0,75 pt)
 - 5.2. Calculer avec justification la valeur de la vitesse limite. (1 pt)
 - 5.3. Calculer la quantité de chaleur échangée par l'épave durant les dix derniers mètres. (0,75 pt)

PHYSIQUE 2 : (7 pts)

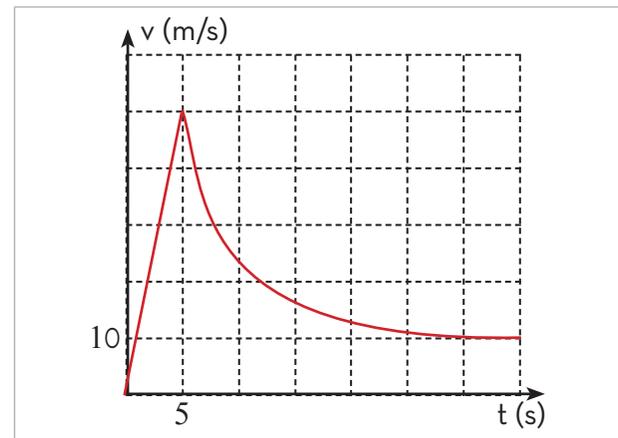
Mouvement d'un parachutiste

Le parachutisme est un sport exercé par plusieurs personnes, pour en savoir plus on étudie le mouvement d'un parachutiste de masse $m = 110 \text{ kg}$

(accessoires inclus).

À l'instant $t = 0$ le parachutiste part d'un point A d'altitude $Z_A = 700\text{m}$ suivant un axe vertical O_z dirigé vers le haut dont l'origine coïncide avec un point du sol.

L'étude du mouvement a permis de tracer la courbe ci-dessous et qui représente l'évolution de la vitesse en fonction du temps.



Donnée : $g = 10 \text{ m.s}^{-2}$.

On considère le sol comme état de référence des énergies potentielle de pesanteur.

1. Sachant que le parachutiste est en chute libre entre $t_1 = 0$ et $t_2 = 5 \text{ s}$ calculer la distance parcourue entre ces deux instants. (1 pt)
2. Calculer l'énergie mécanique du parachutiste aux instants $t_1 = 0$ et $t_2 = 5 \text{ s}$. (1 pt)
3. A l'instant t_2 le parachutiste se trouvant au point B ouvre son parachute et sa vitesse diminue sous l'action d'une force de frottement d'intensité $f = k.v^2$. (0,75 pt)
 - 3.1. Donner la nature du mouvement pour $t > 25 \text{ s}$, justifier votre réponse. (1 pt)
 - 3.2. En déduire l'intensité de frottement. (0,75 pt)
 - 3.3. Donner avec son unité dans le système des unités international la valeur de k . (0,75 pt)
4. Durant l'intervalle de temps $[5\text{s} ; 25\text{s}]$ le parachutiste parcourt la distance $BC = 175 \text{ m}$, calculer la variation d'énergie mécanique entre les positions B et C. (0,75 pt)
5. En déduire la quantité de chaleur reçue par le système (parachutiste + accessoires). (0,75 pt)
6. Déterminer τ la durée du mouvement entre le point A et le point d'arrivée au sol. (0,75pt)

Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 3

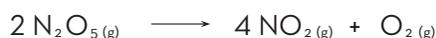
Note :

..... /

CHIMIE : (7 points)

Exercice 1

Une enceinte vide de volume V contient une quantité de matière n_0 de pentoxyde d'azote N_2O_5 gazeux ce gaz se décompose lentement selon l'équation de réaction suivante :



On considère tout les gaz comme parfait, le volume reste constant et la pression initiale du gaz est P_0 .

1. Dresser le tableau d'avancement. (0,5 pt)
2. Trouver l'expression de n_g la quantité de matière du gaz en fonction de n_0 et l'avancement x . (0,5 pt)
3. Montrer que l'expression de la pression à un état intermédiaire s'écrit ainsi :

$$p = P_0 \cdot \left(1 + \frac{3 \cdot x}{n_0}\right). \text{ (0,75 pt)}$$

4. À un instant t_1 l'avancement de la réaction s'écrit sous la forme : $x_1 = \frac{X_{\max}}{2}$, montrer que la pression à cet instant s'écrit sous la forme $p_1 = \frac{P_0 + P_f}{2}$ avec P_f la pression du gaz à l'état final. (1 pt)

Exercice 1

On dispose d'une solution aqueuse à 25°C , de volume $V = 250 \text{ mL}$, contenant $1,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions potassium, $1,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions sodium et des ions chlorures.

1. Calculer la quantité de matière d'ions chlorure contenue dans la solution. (0,5 pt)
2. Calculer les concentrations molaires des ions présents en solution. (0,75 pt)
3. Calculer la conductivité de la solution. (0,5 pt)
4. Quelle serait la valeur de la conductance mesurée à l'aide d'électrodes de surface $S = 1,2 \text{ cm}^2$, distantes de $L = 9,5 \text{ mm}$? (0,5 pt)
5. Les cations de la solution sont remplacés par des ions oxonium $H_3O^+_{(aq)}$. (0,5 pt)
- 5.1. Déterminer la concentration molaire C de la solution obtenue. (0,5 pt)

5.2. Exprimer la conductivité de cette solution en fonction de la concentration molaire C .

- Calculer sa valeur. (0,5 pt)

5.3. Comparer cette valeur avec celle obtenue à la question 3. Expliquer la différence. (0,5 pt)

Données :

$$\lambda_{H_3O^+} = \lambda_1 = 349,8 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\lambda_{K^+} = \lambda_2 = 73,5 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\lambda_{Na^+} = \lambda_3 = 50,1 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

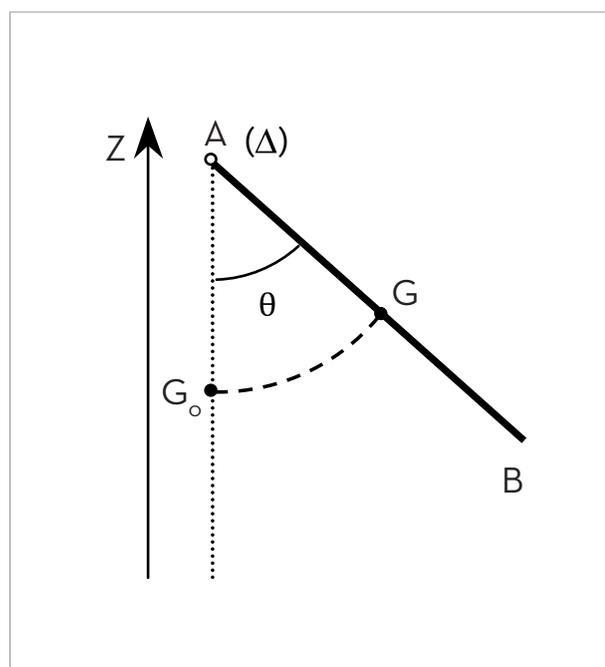
$$\lambda_{Cl^-} = \lambda_4 = 76,3 \cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

PHYSIQUE : (13 points)

Exercice 1

On considère une barre AB homogène de masse $m = 240 \text{ g}$ et de longueur $\ell = 40 \text{ cm}$ pouvant tourner sans frottement autour d'un axe fixe (Δ) horizontal passant par l'extrémité A de la barre. Le moment d'inertie de la barre par rapport à l'axe de rotation est $J_\Delta = \frac{1}{3} m \ell^2$.

Le plan horizontal passant par A est considéré comme état de référence. La position de la barre est défini par l'angle θ .



La barre part sans vitesse initiale de la position défini par l'angle $\theta_m = 60^\circ$.

Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 3 (suite)

Note :

..... /

Donnée : $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.

1. Trouver l'expression de l'énergie mécanique de la barre, à un instant t , en fonction de m , g , ℓ , θ et la vitesse angulaire ω . (1,5 pt)
2. Montrer sans calcul qu'il y a conservation d'énergie mécanique. (0,75 pt)
3. En déduire l'expression de la vitesse angulaire maximale ω_m de la barre en fonction de g , ℓ et θ_m . (1,5 pt)
4. En déduire la vitesse linéaire de l'extrémité B. (1 pt)
5. En réalité la vitesse de B est $v'_B = 5 \text{ m.s}^{-1}$.
- 5.1. Donner une explication, et calculer le moment du couple de frottement. (1 pt)
- 5.2. Calculer la quantité de chaleur échangée par le système. (0,75pt)

Exercice 2

Mesure d'une capacité calorifique et d'une chaleur latente

I. Un calorimètre contient une masse $m_1 = 400 \text{ g}$ d'eau à une température de $\theta_1 = 20^\circ\text{C}$; On y ajoute une masse d'eau $m_2 = 200 \text{ g}$ d'eau sa température est $\theta_2 = 62^\circ\text{C}$, à l'équilibre thermique la température se stabilise à $\theta_f = 33^\circ\text{C}$.



1. Établir l'expression de la capacité calorifique du calorimètre en fonction des données. (0,75 pt)
2. Calculer sa valeur.

Prendre une valeur entière. (0,5 pt)

3. Pour porter la masse d'eau m_2 de la température $\theta_1 = 20^\circ\text{C}$ à la température $\theta_2 = 62^\circ\text{C}$, on a utilisé un bec bunsen utilisant du butane. La quantité de chaleur reçue par l'eau représente seulement 50% de la quantité de chaleur dégagée par combustion du butane, sachant que la quantité de chaleur dégagée par combustion du butane est $Q = -2813 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

3.1. Calculer la quantité de chaleur Q' que la masse d'eau a reçue pendant l'opération. (0,5 pt)

3.2. Calculer la quantité de chaleur Q'' lors de la combustion du butane utilisé.

3.3. Calculer la quantité de matière n du butane utilisée, puis déduire le volume du gaz considéré parfait dans les conditions $T = 300\text{K}$ et $P = 1 \text{ atm}$, on donne : $R = 0,082 \text{ L.atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$. (1 pt)

II. On place dans un calorimètre de capacité calorifique $\mu = 193 \text{ J.K}^{-1}$ une masse d'eau $m_3 = 500 \text{ g}$ la température se stabilise à $\theta_3 = 23,3^\circ\text{C}$.

1. On fait sortir d'un four une masse de fer

$m_4 = 200 \text{ g}$ à une température $\theta_4 = 98,2^\circ\text{C}$ et on l'introduit rapidement dans le calorimètre, à l'équilibre thermique on note $\theta'_f = 26,2^\circ\text{C}$.

- Calculer la chaleur massique du fer C_{Fe} . Prendre une valeur entière. (1 pt)

2. On ajoute au calorimètre précédent un morceau de glace de masse $m_g = 102 \text{ g}$ à une température $\theta_0 = 0^\circ\text{C}$, finalement un nouvel état d'équilibre thermique s'établit et la température finale est $\theta''_f = 10^\circ\text{C}$.

2.1. Définir la chaleur latente de fusion d'un corps pur. (0,75 pt)

2.2. Calculer la valeur de la chaleur latente de fusion de la glace L_f . (1 pt)

Données : $T(^{\circ}\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273$; chaleur massique de l'eau $C_{\text{eau}} = C_e = 4180 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

chaleur massique de la glace :

$$C_{\text{glace}} = C_g = 2100 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 4

Note :

..... /

CHIMIE: (07 pts)

L'acide lactique $C_3H_6O_3$ présent dans le lait provient de la dégradation du lactose par des bactéries.

Pour mesurer l'acidité du lait les professionnels utilisent le degré Dornic ($^{\circ}D$) tel que $1^{\circ}D$ correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait.

Juste après la traite, le lait frais, a une acidité de 15 à 18 $^{\circ}D$.

Donnée :

masse molaire de l'acide lactique $M = 90 \text{ g.mol}^{-1}$.

Afin de déterminer la fraîcheur d'un lait, on dose l'acide lactique contenu dans le volume $V_A = 100 \text{ mL}$ de ce lait avec une solution d'hydroxyde de sodium $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ de concentration $C_B = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équivalence est déterminée par mesure conductimétrique.

1. Représenter le dispositif expérimental nécessaire au dosage. (1 pt)

2. La représentation graphique de la conductivité du mélange en fonction du volume de la solution titrante donne la courbe ci-dessous.

Déterminer graphiquement V_E le volume nécessaire pour atteindre l'équivalence. (1 pt)

3. Donner les couples acide-base mis en jeu lors du dosage. (1 pt)

4. Établir le tableau d'avancement du dosage, on notera C_A la concentration de l'acide. (1 pt)

5. Trouver en le justifiant la relation d'équivalence. (1 pt)

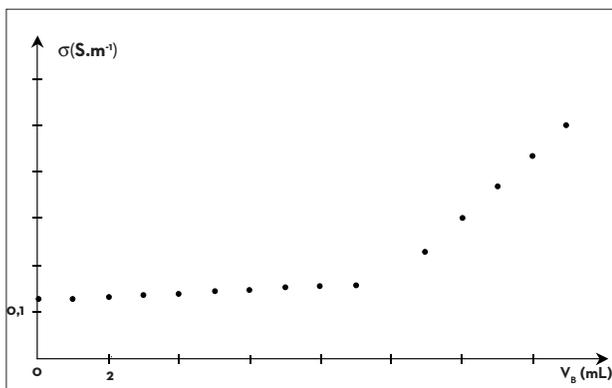
6. Calculer la concentration C_A , en déduire la masse d'acide lactique contenue dans un litre de lait, ainsi que l'acidité du lait en degré Dornic.

- Ce lait est-il frais ? (1 pt)

7. Déterminer par le calcul le volume V'_B de la solution titrante pour que la conductivité du mélange atteigne la valeur $\sigma = 0,9 \text{ S.m}^{-1}$. (1 pt)

Données :

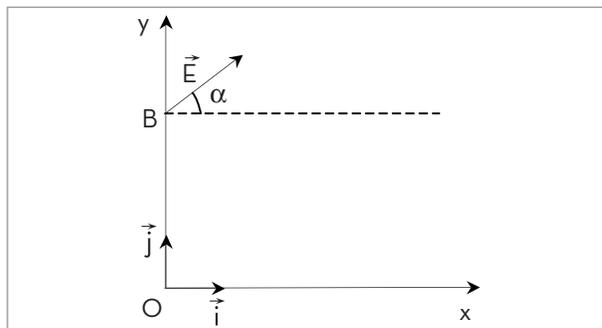
L'ion	Na^+	HO^-	$C_3H_5O_3^-$
$\lambda (\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1})$	5	20	3,5



PHYSIQUE : (13 pts)

Exercice 1

Une région d'espace où règne un champ électrostatique uniforme \vec{E} et muni d'un repère $R(O, \vec{i}, \vec{j})$ comme le montre la figure ci-dessous.



Le vecteur \vec{E} est incliné d'un angle $\alpha = 30^{\circ}$ par rapport à l'axe Ox et appartenant au plan verticale. D'un point B avec $OB = 10 \text{ cm}$, on lâche sans vitesse initiale un corps (S) ponctuel de masse

$m = 10 \text{ g}$ et de charge $q = 10^{-7} \text{ C}$ ce corps se déplace parallèlement à l'axe Ox .

On considère le plan horizontal passant par B comme état de référence d'énergie potentielle de pesanteur. On donne : $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.

1. Donner le bilan des forces qui agissent sur le corps (S) . (1 pt)

2. Donner dans $R(O, \vec{i}, \vec{j})$ les coordonnées de la résultante des forces qui agissent sur (S) , en fonction de m, g, q, E et α . (1 pt)

3. Déterminer l'intensité du champ électrostatique. (0,75 pt)

4. Sachant que le potentiel électrique au point B est nul ($V_B = 0$), montrer que l'expression du potentiel électrostatique en un point $M(x, y)$ s'écrit sous la forme $V_M = a.x + b.y + c$, avec a, b , et c des constantes à

Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 4 (suite)

Note :

..... /

déterminer en fonction des données de l'exercice. (1 pt)

5. Calculer l'énergie potentielle électrostatique et l'énergie potentielle de pesanteur au point P d'abscisse $x = 20$ cm. (1 pt)

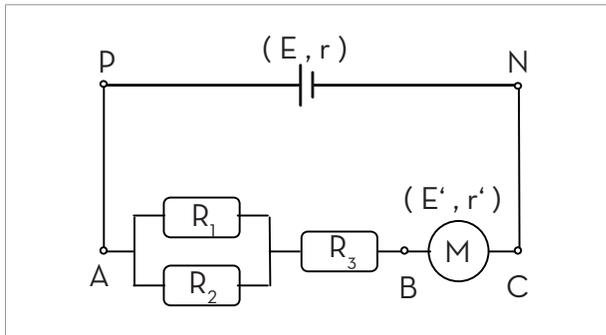
6. En déduire en le justifiant la vitesse de (S) au point P. (1 pt)

7. Représenter sur le schéma quelques lignes équipotentielles. (0,75 pt)

Exercice 2

Le montage électrique ci-dessous est constitué de :

- Un générateur de force électromotrice $E = 12$ V et de résistance interne $r = 2 \Omega$.
- Un petit moteur de force contre électromotrice E' et de résistance interne r' .
- Trois conducteurs ohmiques de résistances respectives $R_1 = R_2 = 20 \Omega$ et $R_3 = 5 \Omega$.



Lorsqu'on ferme l'interrupteur un courant d'intensité $I = 0,5$ A circule dans le circuit.

1. Calculer $R_{\text{éq}}$ la résistance équivalente des trois conducteurs ohmiques. (1 pt)

2. Sachant que la puissance totale dissipée par effet joule dans le circuit est $P_j = 5$ W. (1 pt)

Calculer r' la résistance interne du moteur.

3. Montrer que l'intensité du courant I s'écrit

$$\text{sous la forme } I = \frac{E - E'}{R_{\text{éq}} + r + r'}. \quad (1,25 \text{ pt})$$

4. En déduire la valeur de E' . (1 pt)

5. Calculer le rendement du circuit. (1 pt)

6. Quelle tension U faut-il appliquer aux bornes du moteur pour que ce dernier reçoive une puissance électrique $P_e = 10$ W ? (1,25 pt)

Exercice supplémentaire

TRANSFERTS DE PUISSANCE

Un générateur de tension, de f.é.m. E et de résistance interne r , est relié à un récepteur, de f.c.é.m. E' et de résistance interne r' .

1.1.1. Faire le schéma du circuit électrique, en représentant les différentes tensions et l'intensité I du courant électrique qui le parcourt.

1.2. Quelles sont les définitions de la f.é.m. d'un générateur de tension et de la f.c.é.m. d'un récepteur ?

1.3. Donner l'expression de la tension aux bornes du générateur de tension en fonction de E , r et I .

1.4. Donner l'expression de la tension aux bornes du récepteur en fonction de E' , r' et I .

1.5. En déduire l'expression de I en fonction de E , E' , r et r' .

2. On se place dans le cas où $E' = 0$.

2.1. Comment se comporte alors le récepteur ?

2.2. Donner l'expression de la puissance P_j dissipée par effet Joule dans le récepteur en fonction de E , r et r' .

2.3. Donner l'expression de la puissance $P_{\text{gén}}$ générée par le générateur de tension.

2.4. En déduire la définition, puis l'expression, du rendement global η du circuit, appelé encore rendement du transfert de puissance.

2.5. Pour quelle relation entre r et r' ce rendement η est-il proche de 1,00 ?

2.6. La puissance P_j est maximale lorsque $r = r'$. Donner, dans ce cas, les expressions de P_j et de $P_{\text{gén}}$ puis la valeur numérique du rendement η du transfert de puissance.

3. On suppose à présent que $E' \neq 0$.

3.1. Donner l'expression de $P_{\text{gén}}$ en fonction de E , E' , r et r' .

3.2. Donner l'expression de la puissance utile P_u convertie par le récepteur.

3.3. En déduire l'expression du rendement η' du transfert de puissance du circuit. Que se passe-t-il, du point de vue électrique, si $E' > E$?

3.4. Pour quelle condition entre E et E' ce rendement η' est-il proche de 1,00 ?

3.5. La puissance P_u passe par un maximum pour $E' = 0,500.E$. Quelle est alors la valeur numérique du rendement η' ?

Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 5

Note :

..... /

CHIMIE : (07 pts)

Exercice 1

On considère les molécules organiques suivantes :

a. HCO_2H ; b. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; c. $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$;

d. $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$; e. $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$;

f. $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CO}_2\text{H}$; g. CH_3-CHO ;

h. $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; i. $\text{CH}_2=\text{C}(\text{Cl})-\text{CH}_2-\text{CH}_3$;

j. $\text{C}_2\text{H}_5-\text{CO}-\text{C}_2\text{H}_5$.

1. Écrire les formules semi-développées et entourer les groupes caractéristiques éventuels. (1,5 pt)

2. Donner le nom des composés a. ; b. ; e. et f. (1 pt)

Exercice 2

1. On fait réagir un alcool avec de l'acide chlorhydrique concentré.

Après distillation, on isole une unique espèce chimique organique de formule $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$. (0,5pt)
À quelle famille cette espèce chimique appartient-elle ?

2. Comment peut-on la caractériser ? (0,5 pt)

3. Combien d'isomères possède-t-elle ? (0,75 pt)

4. Sachant que le squelette de l'alcool initialement utilisé n'est pas ramifié et que, par oxydation, il conduit à une espèce chimique donnant un test positif au réactif de Fehling, donner le nom du dérivé chloré formé. (0,75 pt)

5. Écrire l'équation de la réaction envisagée à la question 1. (0,75 pt)

6. Sachant que le couple oxydant/réducteur du réactif de Fehling est $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{s})}$, donner l'équation de la réaction de la question 4. (1 pt)

PHYSIQUE : (13 pts)

Exercice 1

On considère deux fils conducteurs rectilignes L_1 et L_2 parallèles de longueurs infinies et perpendiculaires au plan (O, \vec{i}, \vec{j}) , les deux conducteurs croisent le plan respectivement en $M_1(0, -2)$ et $M_2(b, 0)$ (voir figure ci-dessous).
On néglige le champ magnétique terrestre.

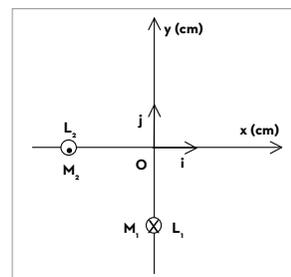
Les deux conducteurs sont parcourus

respectivement par les courants

$$I_1 = 50 \text{ A et } I_2 = 100 \text{ A.}$$

On donne :

$$\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7} \text{ (SI).}$$



1. Quelle est la forme du spectre magnétique créé par un fil conducteur infini parcouru par un courant électrique ? (1 pt)

2. Dessiner le schéma sur la copie est représenter \vec{B}_1 le vecteur champ magnétique créé par le conducteur L_1 en O. (1 pt)

3. Calculer l'intensité de \vec{B}_1 . (1,25 pt)

4. Une aiguille aimantée placée en O forme un angle $\alpha = 60^\circ$ avec l'axe Ox.

4.1. Déterminer les caractéristiques du champ magnétique \vec{B}_2 créée par le conducteur L_2 . (1,25 pt)

4.2. En déduire la valeur de b. (0,75 pt)

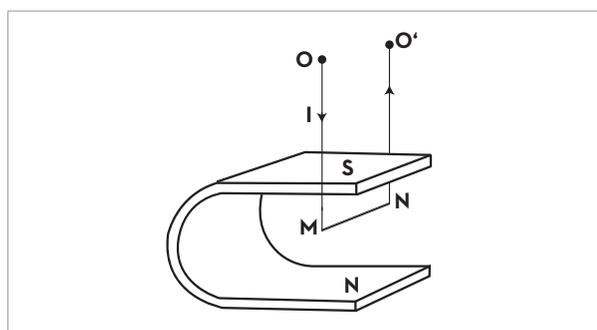
5. On fait tourner L_2 dans le sens des aiguilles d'une montre de tel sorte que le segment $[\text{OM}_2]$ forme un angle θ avec l'axe Ox, l'aiguille forme β avec l'axe Ox. ($\text{OL}_2 = \text{C}^{\text{te}}$)

5.1. En utilisant la méthode analytique trouver l'équation suivante : (1,5 pt)

$$(B_1 \cdot \tan \beta + B_2) \cdot \left(\tan \frac{\theta}{2}\right)^2 + (2B_2 \cdot \tan \beta) \cdot \tan \frac{\theta}{2} + (B_1 \cdot \tan \beta - B_2) = 0$$

5.2. Calculer la valeur de θ pour $\beta = 20^\circ$. (1,25 pt)

Exercice 2



Une barre de cuivre MN de masse $m = 10 \text{ g}$ est maintenue par deux fils conducteurs de même longueur OM et O'N et de masse négligeable.

La barre est placée dans l'entrefer d'un aimant en U

Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 5 (suite)

Note :

/

qui crée un champ magnétique uniforme vertical \vec{B}_1 .

On admet que la région du champ est limitée à la largeur de l'entrefer.

Données :

MN = 5 cm ; $B = 10^{-2}$ T ; largeur de l'entrefer $b = 3$ cm ;
OM = O'N = 10 cm.

1. Donner les caractéristiques, de la force de Laplace qui s'exerce sur MN lorsqu'elle est parcourue par un courant d'intensité $I = 15$ A ? (1,5 pt)
2. Déterminer l'angle α que font les fils OM et O'N avec la verticale lorsque le cadre se trouve dans sa nouvelle position d'équilibre. (2 pt)
3. Calculer le travail de chacune des forces exercées sur la barre. (1,5 pt)

Exercice 3

1. On dispose d'un solénoïde de 50 cm de long comportant 250 spires. Il est traversé par un courant d'intensité électrique $I = 2,5$ A. Déterminer l'intensité du champ magnétique généré au centre de ce solénoïde.
2. Un autre solénoïde génère un champ magnétique $B = 5,0$ mT, il est traversé par un courant d'intensité $I = 2,5$ A. Combien comporte-t'il de spires par mètre ?
3. Un solénoïde de 80 cm de long comporte 1500 spires par mètre. Il est traversé par un courant d'intensité électrique $I = 1,2$ A.
Déterminer l'intensité du champ magnétique généré au centre de ce solénoïde.
4. Déterminer la longueur d'un solénoïde comportant 1500 spires qui génère un champ $B = 7,5$ mT lorsqu'il est parcouru par un courant électrique d'intensité $I = 3,0$ A.

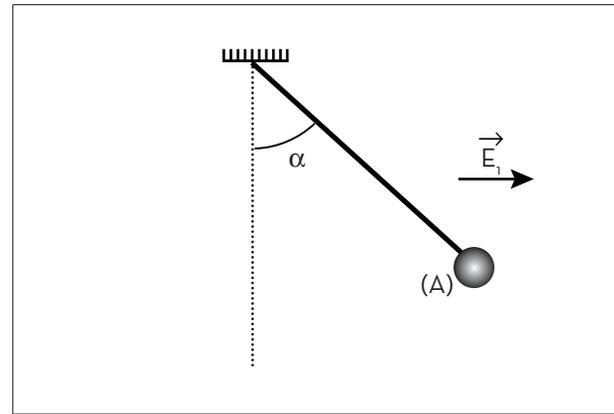
Exercice 4

On réalise un pendule électrique constitué d'un fil isolant inextensible de longueur l et d'un corps ponctuel (A) de masse $m = 0,05$ g et de charge q .

1. On place le pendule dans une région où règne un champ électrique uniforme de vecteur champ \vec{E}_1 horizontal, de valeur 10^3 V.m⁻¹ et orienté comme l'indique la figure ci-dessous. Le fil s'incline et

s'immobilise en faisant l'angle $\alpha_1 = 10^\circ$ avec la verticale. Déterminer le signe et la valeur de la charge q . On donne $g = 10$ N.kg⁻¹.

2. On superpose au champ électrique de vecteur champ \vec{E}_1 un champ électrique uniforme de vecteur \vec{E}_2 vertical. Le fil s'incline du même côté et s'immobilise en faisant l'angle $\alpha_2 = 20^\circ$ avec la verticale. Déterminer le sens et la valeur de la norme du vecteur \vec{E}_2 .



Exercice 5

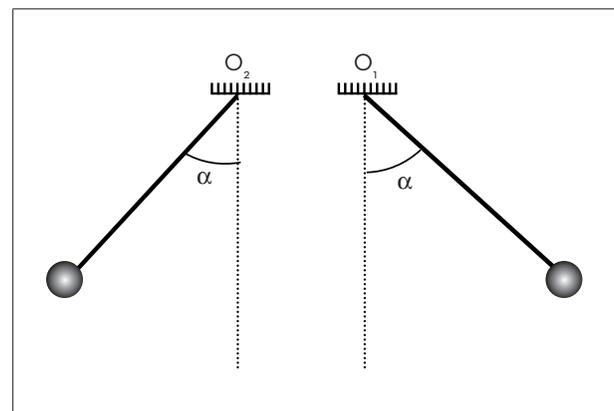
Deux pendules électrostatiques identiques sont suspendus en deux points O_1 et O_2 séparés par la distance $a = 5$ cm.

Le fil de chaque pendule de longueur $L = 20$ cm maintient une petite boule de masse $m = 1$ g et de charge électrique q .

A l'équilibre des deux boules, chaque fil forme l'angle $\alpha = 6^\circ$ avec sa position verticale (figure ci-dessous).

Déterminer les valeurs possibles de la charge q .

On donne : la valeur du vecteur champ de pesanteur au lieu de l'expérience est $g = 10$ N.kg⁻¹ ; La constante de Coulomb est $k = 9.109$ S.I.



Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 6

Note :

..... /

CHIMIE : (07 pts)

Exercice 1

On dispose de deux solutions aqueuses (S_A) et (S_B) de même conductivité σ .

- (S_A) est une solution de chlorure d'éthylammonium $C_2H_5NH_3^+ + Cl^-$ de concentration c_A .

- (S_B) est une solution d'hydroxyde de sodium $Na^+ + HO^-$, de concentration c_B .

1. On mélange deux volumes égaux de solutions (S_A) et (S_B).

La conductivité de la solution (S_C) ainsi obtenue est différente de la conductivité σ .

Montrer que ce résultat met en évidence le fait qu'une réaction chimique a eu lieu. (0,75 pt)

2. Sachant que cette réaction est une réaction de type acido-basique, que peut-on en déduire concernant le rôle de l'ion éthylammonium ? (0,5 pt)

3. Préciser les couples acide/base mis en jeu lors de cette réaction. (0,5 pt)

4. Écrire l'équation chimique modélisant la réaction. (0,5 pt)

5. Quel est le nom de la famille organique à laquelle l'acide conjugué de l'un des deux couples précédents appartient-il ? (0,25 pt)

6. En déduire le sens de variation de la conductivité de la solution. (0,5 pt)

7. Déterminer le réactif limitant de la réaction ainsi que les entités présentes dans la solution (S_C) (0,75 pt)

Donnée : $\lambda_{C_2H_5NH_3^+} = 4,05 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$.

Exercice 2

1. L'éthanoate de sodium $CH_3CO_2Na_{(s)}$ se dissout dans l'eau en donnant une solution (S_0) constituée d'ions sodium et d'anions. (0,25 pt)

Quelle est la formule des anions appelés ions éthanoate ?

2. On dissout 4,1 g d'éthanoate de sodium dans 0,5L d'eau.

Le pH de la solution obtenue est égal à 8,9. Que peut-on en déduire concernant l'éthanoate de sodium ? (0,25 pt)

3. L'anion en solution est la forme basique d'un couple acide/base.

Déterminer la formule de sa forme acide conjuguée et écrire la demi-équation liant ces deux formes. (0,5 pt)

4. On ajoute 0,4 L d'acide chlorhydrique de concentration $c = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ à (S_0).

Comment évolue le pH de la solution ? (0,25 pt)

5. Écrire l'équation chimique de la réaction qui a lieu. (0,5 pt)

6. Au cours de cette réaction, une entité chimique a été transférée.

Laquelle ? (0,25 pt)

7. Construire un tableau d'avancement de cette réaction chimique et déterminer l'état final du système. (0,75 pt)

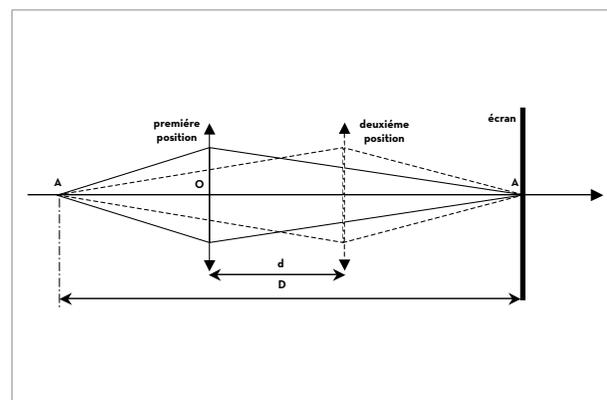
8. Vérifier l'électroneutralité de la solution. (0,5 pt)

PHYSIQUE : (13 pts)

Exercice 1

On dispose d'une lentille convergente dont on cherche à mesurer la distance focale f' .

On utilise la méthode de Bessel qui consiste à partir d'un objet A (réel) et d'un écran distant de D , à trouver les deux positions de la lentille qui donnent une image A' (réelle) dans le plan de l'écran :



On note : $p = \overline{OA}$ et $p' = \overline{OA'}$.

1. Rappeler la relation entre p' , p et f' . Donner le nom sous lequel cette relation est connue. (1 pt)

2. Quelle est la relation entre D , p' et p ? (1 pt)

Nom :

Classe :

Devoir surveillé n° 6 (suite)

Note :

/

3. À partir des deux relations précédentes, montrer que : $p^2 - p'.D + D.f' = 0$. (1 pt)

4. À quelle condition a-t-on deux solutions distinctes ? (0,75 pt)

5. On note p'_1 et p'_2 ces deux solutions. (1 pt)

Donner leurs expressions mathématiques.

6. On note d la distance entre les deux positions de la lentille permettant d'obtenir l'image sur l'écran. (0,75 pt)

Montrer que : $f' = \frac{D^2 - d^2}{4D}$.

7. Applications numériques :

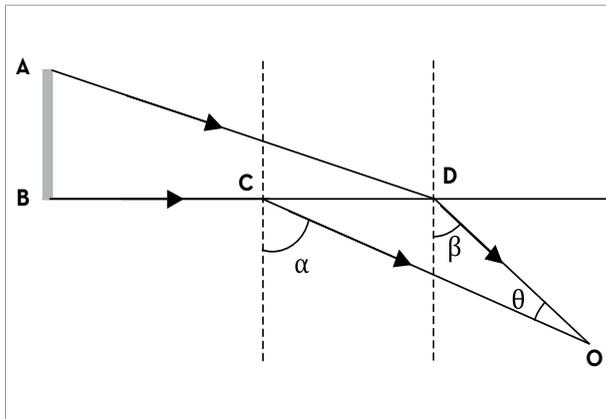
On mesure $D = 1000$ mm et $d = 500$ mm.

En déduire la distance focale et la vergence de cette lentille. (0,5 pt)

8. La relation précédente est-elle valable pour la seconde position ? (0,5 pt)

Exercice 2

Réalisons au laboratoire une expérience simulant un soleil couchant : un disque de diamètre [AB] joue le rôle du soleil et un récipient contenant un liquide d'indice n celui de l'atmosphère terrestre. O représente l'œil.



1. Calculer les angles α et β puis θ . (2 pt)

Données : $n = 1,3$; $AB = 15$ cm ; $BD = 25$ cm.

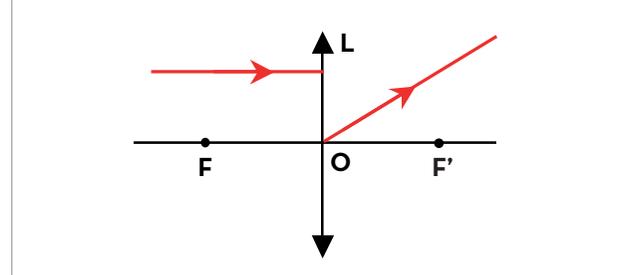
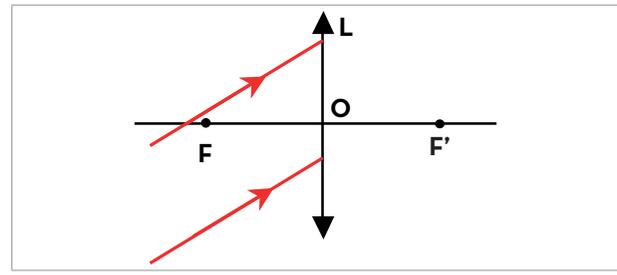
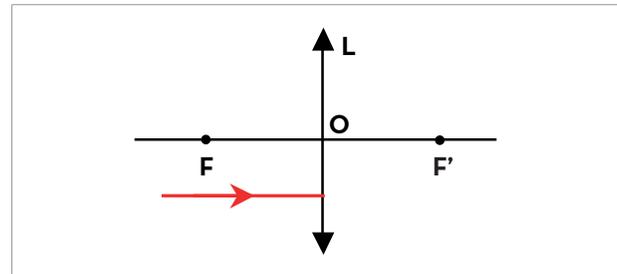
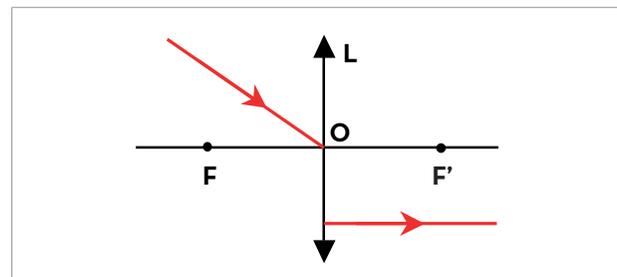
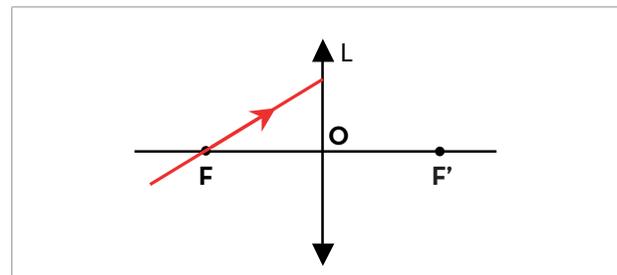
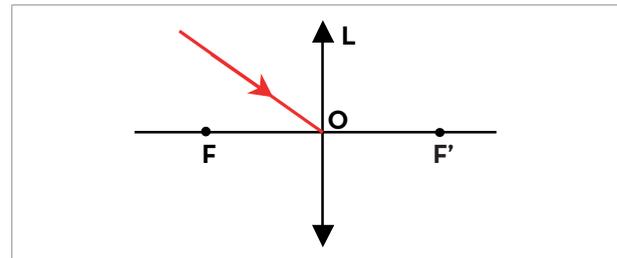
2. Dans la réalité, l'angle correspondant à \widehat{ADB} a pour valeur $0,53^\circ$.

Calculer l'angle θ' correspondant à l'angle θ de l'expérience. Conclure. (1,5 pt)

Données : $n_{\text{vide}} = 1,0000...$; $n_{\text{atmosphère}} = 1,0003$.

Exercice 3

Compléter le tracé des rayons lumineux dans les différentes figures ci-dessous : (3 pt)



Bibliographie utilisée

Ouvrages consultés :

1. Nathalie BONNIN et al, Physique 1^{re} S, édition Microméga, collection Hatier, Paris, avril 2005.
2. André DURUPHTY et al, Chimie 1^{er} S, Collection Hachette, Paris Cedex, 1998.
3. Marie-Françoise TORDEUX, Physique 1^{er} S, Collection Bréal, Rosny, 2001.
4. Jean-Marie PARISI et al, Chimie 1^{er} S, Édition Belin, 2001.
5. Chantal Clavel-Monin et al, Chimie 1^{re} S, édition Microméga, collection Hatier, Paris, avril 2001.
6. A. Cunnington et al, Chimie 1^{er} S, Collection Hatier, Paris Mai 1988.

Sites internet visités:

1. <http://petrole-et-gaz.fr/les-cours-du-petrole-au-plus-bas-depuis-juin-2012-a-londres-2938/>.
2. <http://www.grilladeur.com/allumage-du-barbecue-technique-du-charbon-sur-la-grille/>.
3. <https://vimeo.com/77485690>.
4. <http://tpe-2012-les-eoliennes.e-monsite.com/pages/en-conclusion-1.html>.
5. <http://quotesgram.com/gabriel-fahrenheit-quotes/>.
6. <http://worldchanging.gla.ac.uk/gallery/?id=UGSP02607>.
7. <http://www.bbc.com/future/story/20170426-the-people-who-never-feel-any-pain>
8. <http://www.hebus.com/image-151417.html>.
9. <http://naukawpolsce.pap.pl/aktualnosci/news,395446,slupy-wysokiego-napiecia---ptasi-raj-na-rolniczej-pustyni.html>.
10. <http://www.welovebuzz.com/mon-beau-maroc-ifrane-la-suisse-sinvite-au-maroc/>.
11. <http://frederly.r.f.f.unblog.fr/files/2010/05/hpim1071.jpg>
12. http://www.assofrani.org/?page_id=532
13. <http://www.directindustry.fr/prod/sennebogen-maschinenfabrik-gmbh/product-40145-451140.html>
14. <https://www.centrometeoitaliano.it/scienza-e-tecnologia/gli-icerberg-combattono-il-riscaldamento-globale-18-01-2016-36303/>
15. <http://agiteur.com/terre-sans-soleil/>
16. <http://www.denshaotaku365.com/archives/2015/09/12/32615990.html>
17. <http://clairemedium.com/journal/pierres-la-magnetite/>
18. <http://gisoft.ca/aurora.html>.
19. <https://tpechampmagnetiqueterrestre.weebly.com/en-quoi-le-champ-magneacutetique-agrave-t-il-une-influence-sur-le-monde-biologique.html>
20. <http://www.lefigaro.fr/sciences/2015/04/21/01008-20150421ARTFIG00095-un-train-japonais-roule-a-plus-de-600-kmh.php>.
21. http://www.salon.com/2013/06/15/prism_software_is_technically_the_same_as_tailored_face-book_ads_partner/