

# **4<sup>ÈME</sup> SCIENCES GÉNÉRALES**

## 1)

Nous ne sommes pas les seuls à apprécier le chocolat, nos chiens aussi !

Mais pourquoi cet aliment peut-il s'avérer mortel pour nos fidèles compagnons ?

En fait, le chocolat contient de la théobromine, une substance chimique présente dans les fèves de cacao. Cette molécule, appartenant à la famille des alcaloïdes, agit en stimulant le système nerveux central et le muscle cardiaque, en induisant une relaxation des muscles lisses (surtout ceux des voies respiratoires) et une augmentation de la production d'urine.



Si le chocolat est dangereux pour le chien, c'est parce qu'il élimine la théobromine de son organisme beaucoup plus lentement que nous. Lorsque 6 à 10 h nous suffisent pour métaboliser au moins la moitié de la théobromine ingérée, il faudra au moins 17 h à un chien pour éliminer la même quantité. De plus, au-delà d'une certaine dose, le chien devient incapable d'inactiver la théobromine et le risque d'intoxication est alors très important.

Dans la rubrique « faits divers » d'un journal, ton professeur a lu qu'un basset artésien normand était tragiquement décédé après avoir mangé plusieurs morceaux de chocolat noir.

En t'aidant des données ci-dessous, il t'est demandé de déterminer la formule moléculaire de la théobromine.

### **Données :**

- Formule empirique de la théobromine :  $C_{2n+3}H_{4n}N_{2n}O_n$  ;
- Quantité de théobromine présente :  $8,25 \cdot 10^{-5}$  mol/g de chocolat ;
- Masse de chocolat noir ingurgitée par le chien : 116,364 g ;
- Dose minimale létale : 100 mg de théobromine/kg de chien ;
- Masse du chien : 17,3 kg.

**Information** : les 116,364 g correspondent à la masse minimale nécessaire pour tuer le chien.

**Réponse** :  $C_7H_8N_4O_2$

## 2)

L'or est un métal noble, ce qui veut dire qu'il résiste à la corrosion et ne s'oxyde ni à l'eau, ni à l'air.

Par contre, l'inconvénient de ce métal, est qu'à l'état pur, il ne résiste pas bien aux contraintes mécaniques, raison pour laquelle on réalise des alliages avec d'autres métaux (argent, cuivre et zinc) afin de lui conférer une résistance mécanique supérieure, tout en lui conservant ses autres propriétés physiques.

Alliage	Pourcentage massique			
	% Au	% Ag	% Cu	% Zn
<b>Or jaune</b>	75 %	12,5 %	12,5 %	-
<b>Or rose</b>	75 %	5 %	20 %	-
<b>Or blanc</b>	75 %	18,5 %	1 %	5,5 %

Au XIV<sup>e</sup> siècle en Angleterre, le système « carat » a été inventé afin de faciliter l'usage de l'or dans le commerce (à ne pas confondre avec le carat des joailliers, qui lui est utilisé pour mesurer la masse des pierres précieuses).

En bijouterie, le carat (abrévié par les lettres « K » ou « ct ») est une unité de mesure utilisée pour exprimer la pureté d'un métal précieux ; il est défini comme suit :

**1 carat d'or correspond à 1/24<sup>e</sup> de la masse totale d'un alliage.**

**Exemple :** la dénomination « or 16 K » signifie que 24 g d'alliage renferment 16 g d'or pur.

Carats	Pourcentage massique d'or
<b>24 K</b>	99,99 %
<b>18 K</b>	75 %
<b>14 K</b>	58,4 %
<b>9 K</b>	37,5 %

La police a interpellé trois individus qui ont braqué une bijouterie.

La marchandise dérobée a été retrouvée (fondue sous forme de lingots) chez l'un des malfrats et a été emmenée à l'INCC (Institut National de Criminalistique et de Criminologie) pour procéder à des analyses.

Voici les résultats qui ont été obtenus :

Le nombre total d'atomes d'or qui constituent les bijoux retrouvés vaut  $3701,926 \cdot 10^{20}$ .

Lors de sa déposition, le bijoutier a remis à la police un document où figurent des informations concernant les bijoux volés, la voici :

- 15 bagues en or 18 K, pesant chacune 2,600 g ;
- 11 chevalières en or 14 K, pesant chacune 3,840 g ;
- Au moins 25 colliers en or 9 K, pesant chacun 6,400 g.

Peux-tu aider la police à déterminer le nombre exact de colliers qui ont été dérobés ?

**Donnée :**

Un atome d'or pèse 196,97 u.

**Consigne :** cet exercice doit être résolu sans utiliser la valeur de la constante d'Avogadro.

**Réponse : 28 colliers**

3)

Voici un extrait de la notice d'un médicament indiqué dans le traitement de l'hypertension artérielle chez l'adulte.

### Co-Valsartan Sandoz®

**Substances actives** : le valsartan de formule  $C_{24}H_{29}N_5O_3$  et l'hydrochlorothiazide de formule  $C_7H_8ClN_3O_4S_2$

Un comprimé contient au total **185 mg** de substances actives.

#### **Comment prendre Co-Valsartan ?**

Prendre 1 comprimé/jour à la même heure (de préférence le matin)

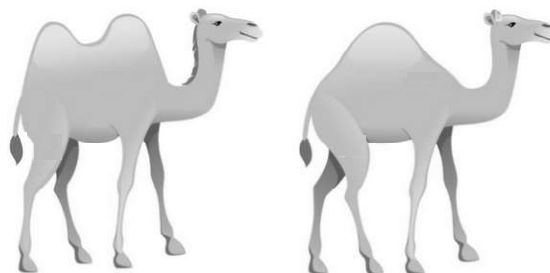
Lorsqu'un patient respecte la posologie, il ingère l'équivalent de  $2212.10^{17}$  molécules de valsartan par jour.

S'il suit correctement son traitement, après combien de jours aura-t-il ingéré  $1931.10^{-6}$  mol d'hydrochlorothiazide ?

**Réponse : 23 jours**

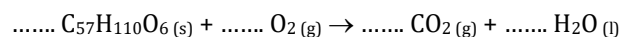
4)

Chacun sait que tout être vivant a besoin d'eau pour vivre ; les chameaux ainsi que les dromadaires n'échappent pas à cette règle. Pourtant, ces animaux sont capables de parcourir jusqu'à 60 km en une journée, sans boire, ni manger, car l'eau et la nourriture sont, dans leur environnement, des ressources rares.



Pour survivre, tous deux puisent dans leurs réserves d'énergie : leurs fameuses bosses, ou plus exactement la graisse qu'elles contiennent, la *tristéarine*, qui en se consumant sous l'action du dioxygène de l'air respiré, produit de l'eau.

L'équation (non pondérée) de la réaction mise en jeu est :



Combien de chameau(x) et de dromadaire(s) faudrait-il réunir pour que le troupeau ainsi formé soit capable de produire au total 533,6 L d'eau ?

#### **Données :**

1) Dans cet exercice, nous faisons les suppositions suivantes :

- une bosse de dromadaire renferme 13,7 kg de tristéarine ;
- une bosse de chameau renferme 12,0 kg de tristéarine.

2) Au sein du troupeau formé, il a été calculé que la masse totale de tristéarine chez l'ensemble des chameaux est 1,5 fois supérieure à celle contenue chez les dromadaires.

**Réponse : 14 dromadaires et 12 chameaux**

## 5)

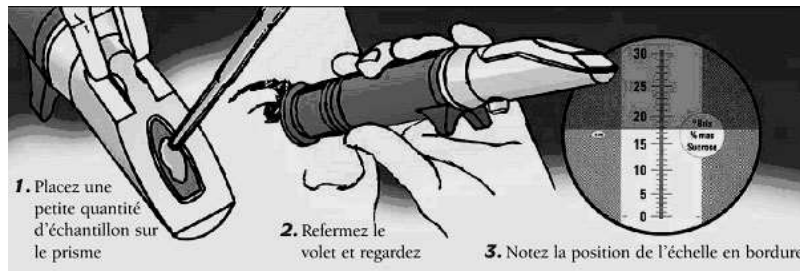
Le degré Brix, inventé par l'ingénieur allemand Adolf Brix (1798-1870), est une unité de mesure utilisée pour déterminer la teneur en saccharose pur, de substances comme les jus de fruits, les sodas, le vin ou les confitures.

Le degré Brix est défini comme suit :

**1 degré Brix ( $^{\circ}\text{Bx}$ ) = 1 g de saccharose/100 g de solution**

Expérimentalement, on utilise un réfractomètre qui mesure l'indice de réfraction d'un milieu.

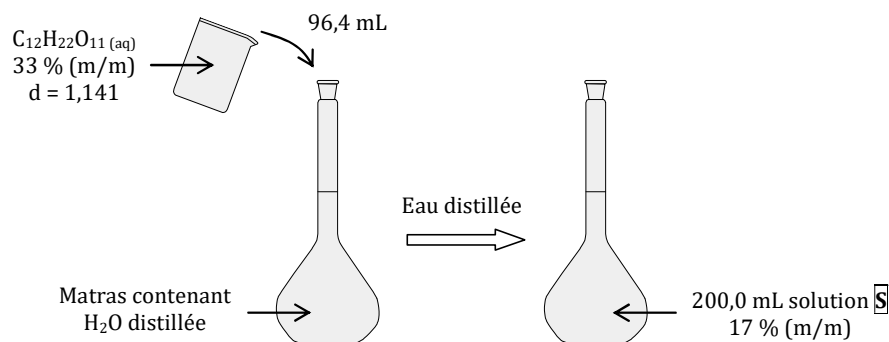
La mesure se fait par transparence, au moyen d'un prisme présentant un indice de réfraction élevé, et peut être lue directement sur l'échelle graduée équipant l'instrument.



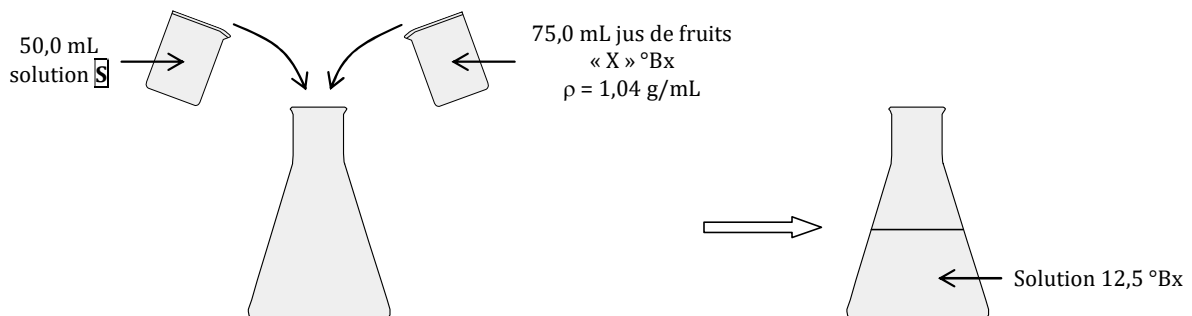
Lors d'une séance de laboratoire, un étudiant a reçu de son professeur un échantillon de jus de fruits.

Avec celui-ci, il a réalisé la manipulation décrite par le schéma ci-dessous.

**1<sup>ère</sup> étape :**



**2<sup>ème</sup> étape :**



L'étudiant affirme qu'il a reçu un jus de pomme. Dit-il la vérité ?

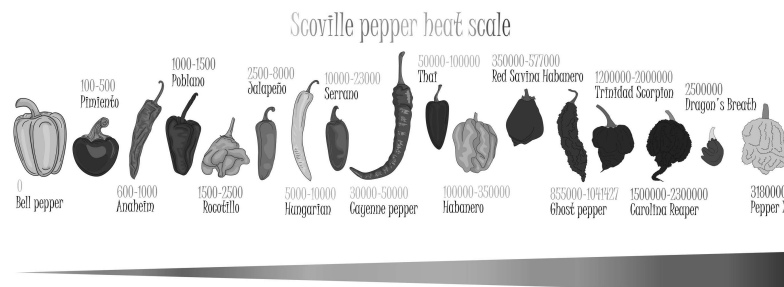
**Données :**

Type de jus	Pur jus de pamplemousse	Pur jus de pomme	Pur jus d'ananas	Pur jus de raisin
masse $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (g/100 g de jus)	7,80	9,40	12,0	16,0

**Réponse : 9,4 g de saccharose/100 g de jus  $\Rightarrow$  jus de pomme**

## 6)

La sensation de piquant et de chaleur intense ressentie lorsqu'on consomme un piment est due à la présence de molécules appelées capsaïcinoïdes, et en particulier à la capsaïcine. Cette substance, qui est capable d'activer les récepteurs de chaleur des muqueuses, est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool et les lipides.

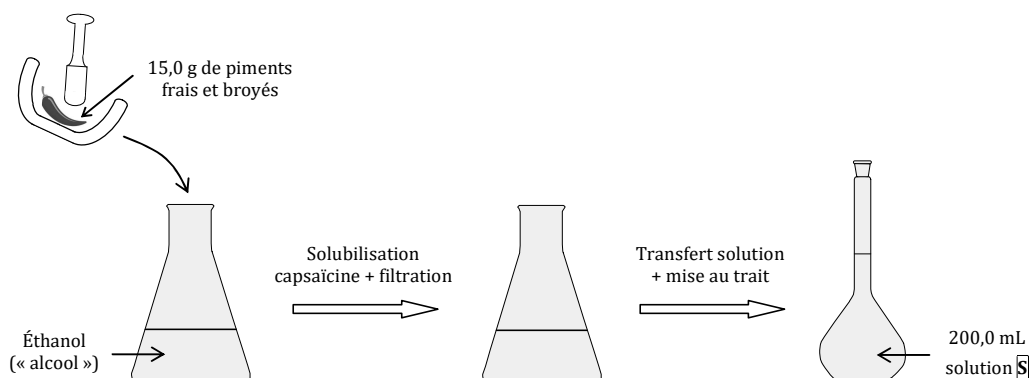


En 1912, le pharmacologue américain Wilbur Scoville mit au point un protocole expérimental permettant de mesurer subjectivement la force des piments. Celui-ci consistait à broyer une quantité de piments, à y ajouter de l'eau sucrée, puis à faire tester à cinq dégustateurs les solutions ainsi préparées. Il diluait les solutions jusqu'à ce que la sensation de chaleur ne soit plus détectée. Ensuite, sur base du nombre de dilutions nécessaires pour « neutraliser le piquant » de la solution, il attribuait au piment un nombre exprimé en « unités Scoville (SHU) ».

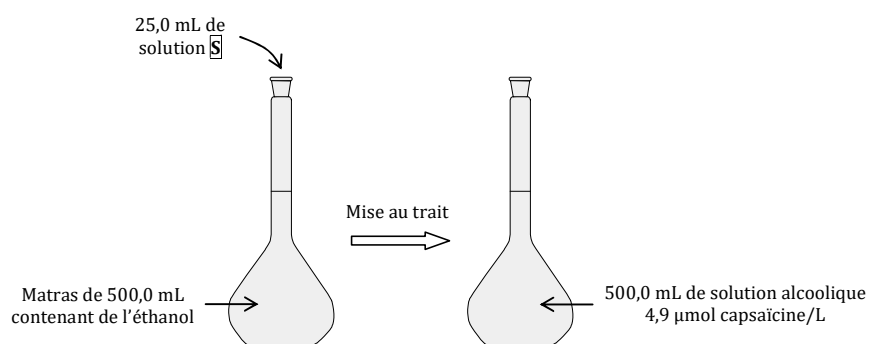
Dans un laboratoire d'analyses alimentaires, un technicien a été chargé de déterminer la teneur en capsaïcine (exprimée en ppm) d'un échantillon de piments.

Les schémas ci-dessous décrivent l'expérience qui a été réalisée, ainsi que les résultats obtenus.

### 1<sup>ère</sup> étape :



### 2<sup>ème</sup> étape :



Détermine quelle variété de piments a été utilisée lors de l'expérience.

### Données :

- 

Variété de piments	jalapeño	serrano	de árbol	habanero
Unités Scoville (SHU)	2 500 – 8 000	10 000 – 23 000	15 000 – 30 000	100 000 – 350 000

- 1 ppm de capsaïcine (1 µg/g de piment) = 16 SHU (Scoville Heat Units)
- Formule moléculaire de la capsaïcine :  $C_{18}H_{27}NO_3$

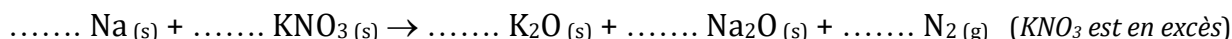
**Réponse : 400 µg de capsaïcine/g de piment ⇔ Jalapeño**

7)

L'airbag est un coussin gonflable de sécurité. Le gaz responsable du remplissage est du diazote provenant de la décomposition catalytique de pastilles d'azoture de sodium  $\text{NaN}_3$  (solide cristallin explosif), selon la réaction :



En plus du dégagement gazeux, cette équation indique qu'il se forme du sodium solide : métal potentiellement dangereux en raison de sa réaction violente avec l'eau. Pour remédier à ce problème, deux réactifs ( $\text{KNO}_3$  et  $\text{SiO}_2$ ) ont été ajoutés dans le dispositif ; deux réactions secondaires se produisent alors :



Lors de leur séjour en Corse, Marc et son épouse Nathalie ont été victimes d'un accident de la route, duquel ils sont miraculeusement sortis indemnes, grâce aux airbags qui équipaient leur voiture de location.

Les enquêteurs en charge de l'affaire se sont rendus chez Europcar (société qui a loué la voiture), où ils ont obtenu les informations suivantes :

- a) le véhicule est en ordre de contrôle technique ;
- b) le constructeur du modèle loué par Marc stipule, dans le manuel d'utilisation, que 58,68 L de  $\text{N}_2$  (mesurés à 25 °C et 1 atm) sont nécessaires pour gonfler complètement l'airbag situé côté conducteur.

Les enquêteurs te posent la question suivante :

au volant de quelle marque de voiture, Marc se trouvait-il le jour de l'accident ?

**Données :**

Marque de la voiture	Masse de $\text{NaN}_3$ contenue dans le mélange détonant	
	Côté conducteur	Côté passager
Citroën	108,86 g	176,84 g
Kia	103,05 g	148,75 g
Peugeot	97,53 g	168,40 g

**Réponse : Peugeot**

## 8)

Le sulfure d'hydrogène, aussi nommé hydrogène sulfuré par les médias, est un gaz facilement reconnaissable en raison de son odeur nauséabonde évoquant l'œuf pourri.

Il est naturellement présent dans le pétrole brut, le gaz naturel et les émanations des sources d'eau chaude.

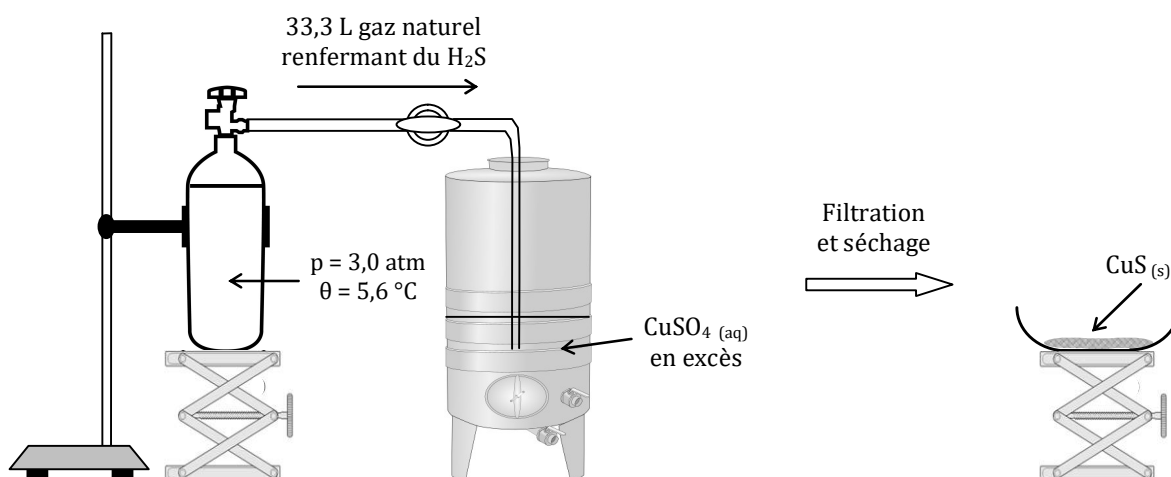
Ce gaz toxique intervient dans le cycle biogéochimique du soufre, il est en effet produit lors de la fermentation anaérobie des matières organiques (algues, excréments, tourbières,...) sous l'action de bactéries spécialisées.

Une société vient de recevoir sa commande de bouteilles de gaz naturel partiellement désulfuré.

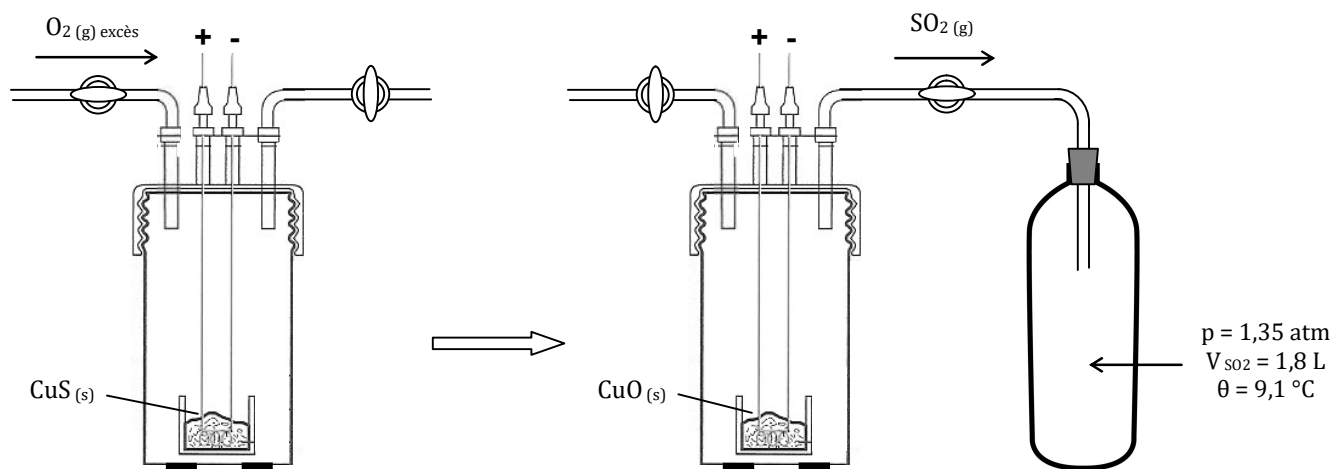
Un technicien chimiste a été chargé de contrôler la quantité de sulfure d'hydrogène restante dans les différentes bouteilles.

Pour y parvenir, il a suivi le protocole expérimental décrit ci-dessous.

**1<sup>ère</sup> étape :** précipitation quantitative des ions sulfures.



**2<sup>ème</sup> étape :** grillage quantitatif du précipité formé.



Aide le technicien à calculer le pourcentage volumique de  $H_2S$  dans le gaz naturel analysé.

**Réponse : 2,4 %**

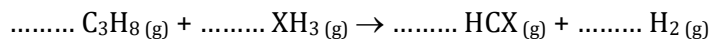


9)

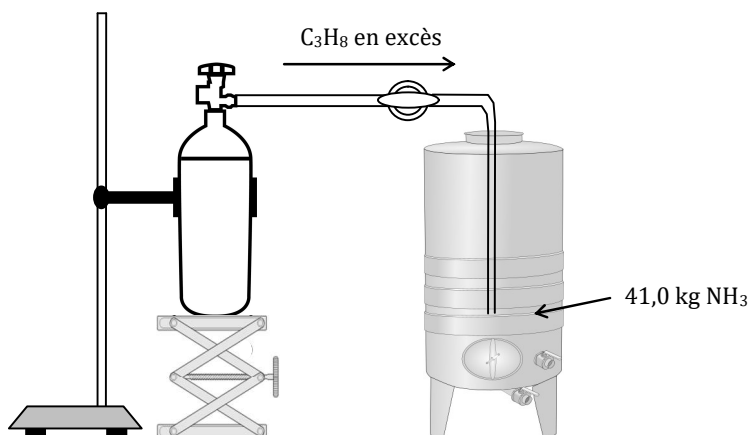
Le procédé Shawinigan est un ancien procédé industriel développé par la société canadienne Shawinigan Chemicals en 1960.

Il était utilisé pour produire un acide de formule H CX, où « X » représente le symbole chimique d'un élément inconnu.

L'équation chimique (non pondérée) traduisant la réaction qui se produisait était :



Le schéma simplifié ci-dessous décrit une expérience qui a été réalisée en exploitant cette réaction.



Sachant qu'au cours de cette réaction, 125,75 m<sup>3</sup> de H<sub>2</sub> (mesurés dans les CNTP) ont été produits, calcule la masse (en kg) de H CX qui devrait avoir été synthétisée.

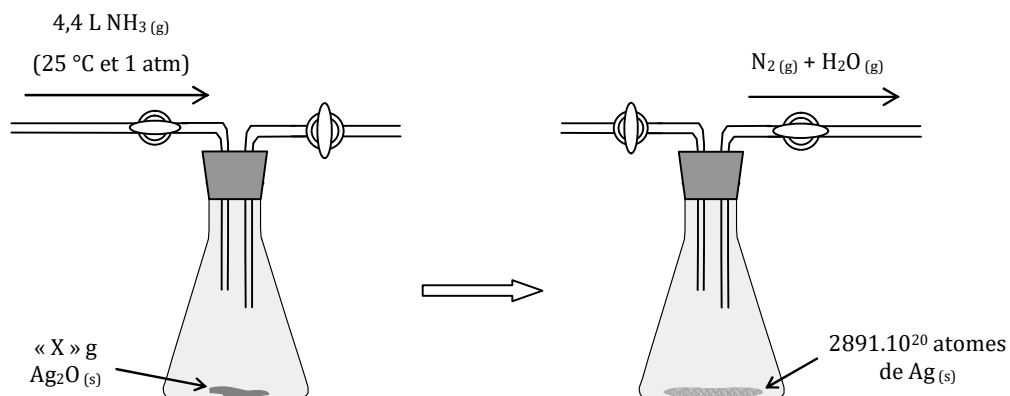
**Information** : on supposera ici que le rendement de la réaction vaut 100 %.

**Réponse : 65 kg**

10)

Un technicien chimiste vient de réaliser une expérience à partir d'oxyde d'argent (I), une fine poudre noire notamment utilisée dans la fabrication de certaines piles.

Le schéma simplifié ci-dessous décrit la manipulation qu'il a effectuée.



Calcule la valeur de « X ».

**Information** : le rendement de la réaction vaut 100 %.

**Réponse : 55,6 g**

**5<sup>ÈME</sup> SCIENCES  
GÉNÉRALES**

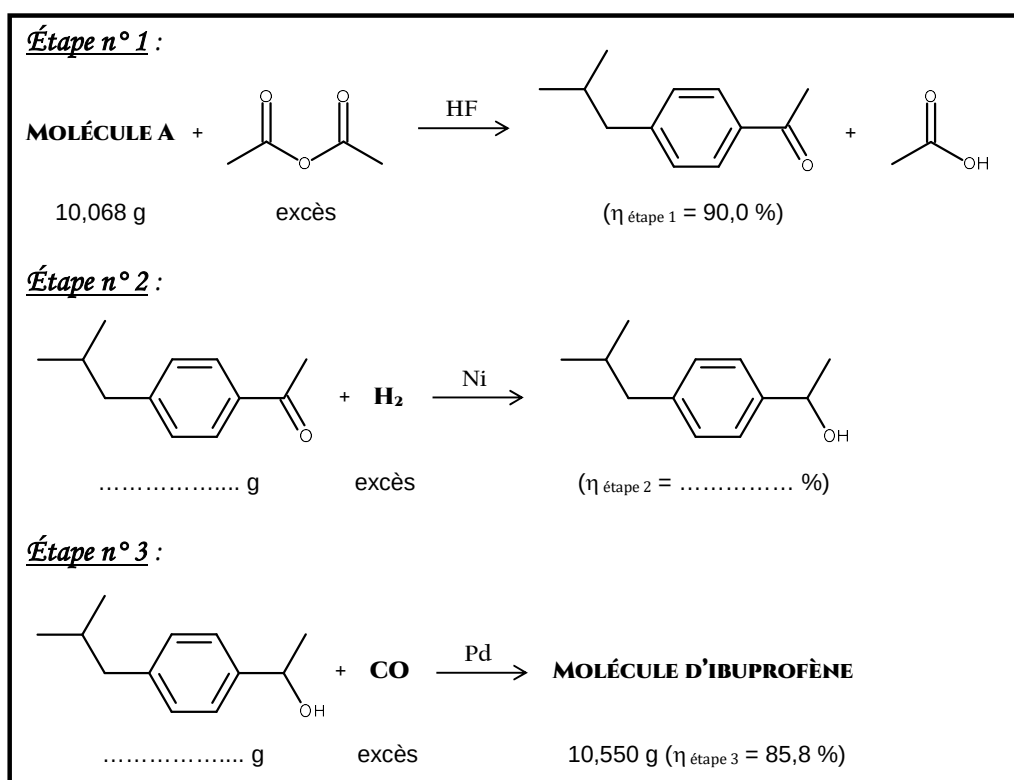
# 1)

L'ibuprofène (ou acide 2-[4-(2-méthylpropyl)phényl]propanoïque) est le principe actif de nombreux médicaments tels que le Nurofen® ou le Perdofermina®, en raison de ses propriétés anti-inflammatoires et antalgiques (antidouleurs).

En 1992, la société BHC a mis au point une nouvelle voie de synthèse de cette molécule, beaucoup plus efficace (trois étapes au lieu de six) et plus respectueuse de l'environnement que la voie traditionnelle brevetée en 1961 ; l'unique sous-produit formé ici est l'acide acétique, une substance valorisée notamment dans l'industrie alimentaire et textile.

Lors d'une séance de travaux pratiques, un étudiant en chimie organique a synthétisé la molécule d'ibuprofène, à partir du procédé BHC.

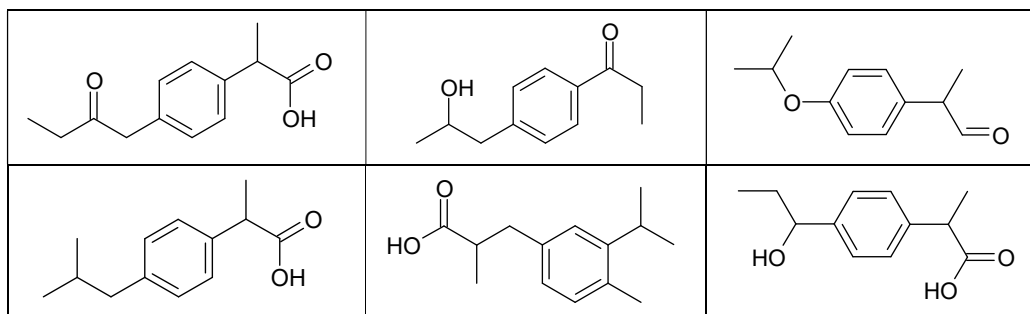
Sur le document repris ci-dessous, il a volontairement omis d'indiquer une partie des résultats qu'il a obtenus.



Il te lance le défi suivant : compléter les informations manquantes sur son document.

### Information :

La molécule d'ibuprofène se cache parmi les structures chimiques proposées ci-dessous.



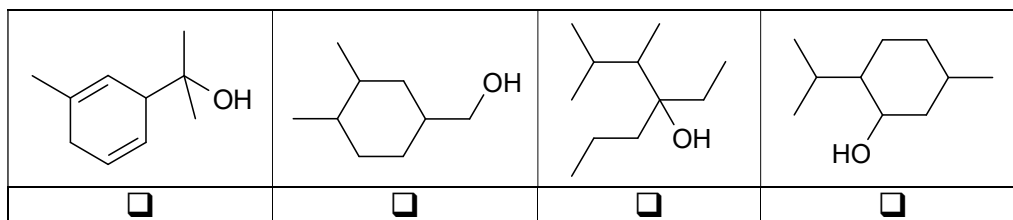
**Réponses : 11,90 g ; 88,3 % et 10,63 g**

2)

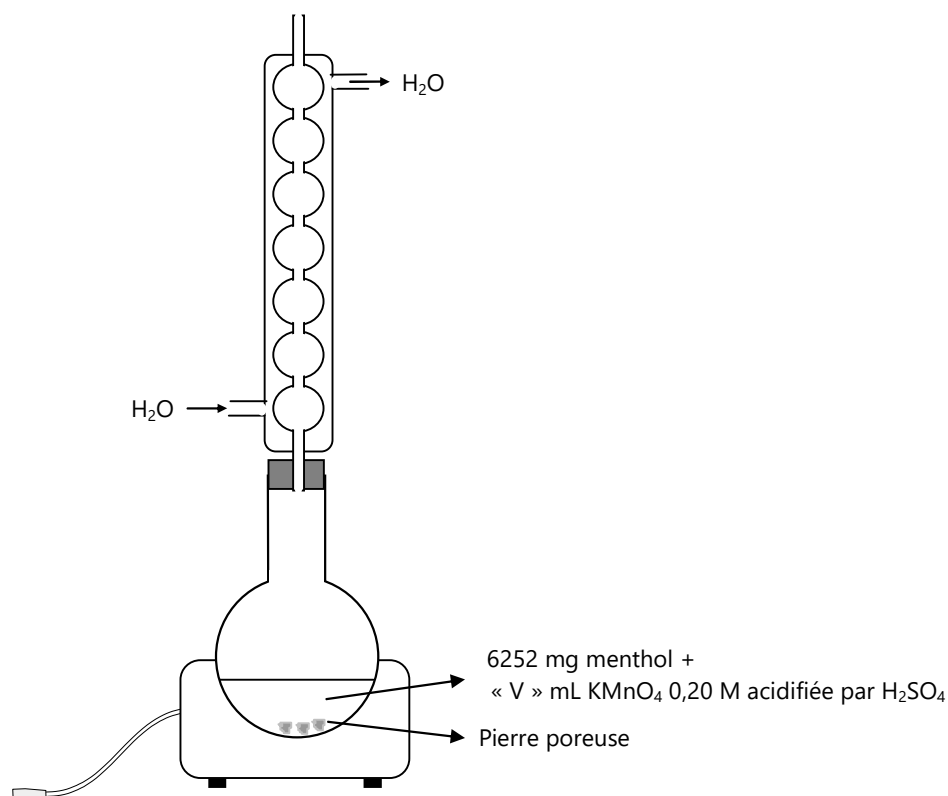
L'odeur caractéristique de l'huile essentielle de menthe est en partie due à la menthone.

Cette substance peut être synthétisée à partir du menthol, par action des ions permanganate en milieu acide.

a) Parmi les formules chimiques reprises ci-dessous, laquelle correspond au menthol ? Justifie.



b) Lors d'une séance de laboratoire, ton professeur te demande de synthétiser 5,40 g de menthone à l'aide du dispositif expérimental schématisé ci-dessous.



En supposant que le rendement de la réaction soit de 93,3 %, et que le menthol soit introduit en léger excès, calcule la valeur de « V » que tu vas devoir introduire dans le ballon afin de synthétiser la quantité demandée.

**Données :**

- Équation :  $5 \dots + \dots \text{KMnO}_4 + \dots \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5 \dots + \dots \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots \text{MnSO}_4 + \dots \text{H}_2\text{O}$  ;
- L'oxydation d'un alcool par  $\text{KMnO}_4$  en milieu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentré est appelée une oxydation ménagée.  
Suivant le type d'alcool oxydé, le produit obtenu n'est pas le même :
  - l'oxydation ménagée d'un alcool primaire aboutit à la formation d'un aldéhyde ;
  - l'oxydation ménagée d'un alcool secondaire aboutit à la formation d'une cétone ;
  - l'oxydation ménagée d'un alcool tertiaire ne donne rien (ou à chaud, un alcène).
- Lors de l'oxydation ménagée, seule la fonction chimique est modifiée (pas de modification du nombre d'atomes de carbone de la molécule oxydée).

**Réponse : 75 mL**

### 3)



Dès 1668, la culture de l'ananas dit « Victoria » se développa sur l'île de La Réunion. Sur cette île de l'hémisphère Sud, l'ananas trouva un climat tropical idéal, des terres volcaniques au sol riche et unique ; les habitants en raffolèrent tellement qu'ils l'ont élevé au rang de « roi des fruits tropicaux ».

Par la suite, l'arôme d'ananas a fait l'objet de nombreux travaux d'analyses : plus de 280 substances aromatiques ont été identifiées.

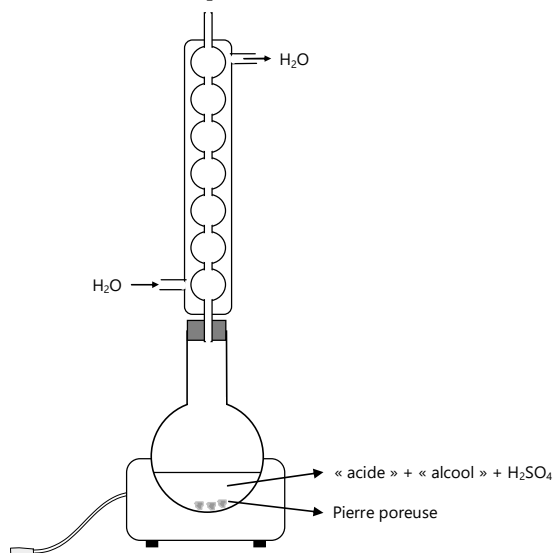
Tenter de recréer l'odeur et la saveur si subtile de ce fruit constitue donc un défi de taille pour le chimiste organicien.

En effet, l'arôme artificiel d'ananas est obtenu industriellement en ne mélangeant pas moins de sept esters, trois acides carboxyliques et sept huiles essentielles.

L'objectif de cet exercice est d'étudier la préparation de deux composés majoritaires de ce mélange, à savoir :

- le butanoate d'éthyle ;
- l'acide butanoïque (ou butyrique).

#### 1) Synthèse du butanoate d'éthyle sous forme schématique :



#### 2) Synthèse de l'acide butanoïque :

##### Étape n° 1 :

La butyrine (aussi appelée tributyrate de glycéryle), est un triglycéride présent dans le beurre. À chaud, elle réagit avec une solution aqueuse concentrée d'hydroxyde de potassium (en excès).

Un des produits formés lors de cette réaction est le butyrate de potassium.

##### Étape n° 2 :

Le sel obtenu lors de l'étape précédente est dissous dans de l'eau chaude. À la solution ainsi obtenue, est ajouté un léger excès d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique afin d'obtenir l'acide butanoïque.

##### On demande :

a) Quel volume (en mL) d'acide faut-il faire réagir avec 0,10 mol d'alcool pour obtenir un rendement en butanoate d'éthyle de 65,0 % ?

Présente tes calculs sous la forme d'un tableau d'avancement où figurera l'équation chimique traduisant la synthèse réalisée (utilise les formules semi-développées).

**Données :**  $K_C = 1,420$  ;  $\rho_{\text{acide}} = 0,964 \text{ g/cm}^3$  ; l'acide est en léger excès.

b) Combien de blocs de beurre, pesant chacun 250 g, sont en théorie nécessaires pour fabriquer 1224 g d'acide butyrique ?

Ta réponse devra comporter le détail de tes calculs, ainsi que les deux équations chimiques pondérées.

**Données :** la butyrine représente 35% en masse d'un bloc de beurre ; on supposera que le rendement de chacune des étapes est de 100 %.

**Réponses : 13,7 mL et 16 blocs**

4)

Le document ci-dessous est extrait d'un guide édité annuellement par la direction générale « Environnement » du Ministère de la Santé. Cette publication s'intitule « Guide CO<sub>2</sub> ».

Son objectif est d'inciter le consommateur à opter pour un véhicule plus « propre », c'est-à-dire un véhicule qui consomme moins d'essence et qui, par conséquent, rejette moins de CO<sub>2</sub> dans l'atmosphère.

<b>Consommation de carburant et émissions de CO<sub>2</sub> des voitures particulières</b>		Place réservée au logo de la marque
Marque		X
Modèle		Y
Version		Z
Carburant		essence
Boîte de vitesses		manuelle
<b>Consommation de carburant</b> mesurée suivant le cycle d'essai officiel		<b>Non précisé</b>
<b>Emissions de CO<sub>2</sub></b> mesurées suivant le cycle d'essai officiel Le CO <sub>2</sub> est le principal gaz à effet de serre responsable du réchauffement planétaire.		<b>121 g/km</b>

Parmi les marques proposées ci-dessous, laquelle correspond au document ?

Marque	Modèle	Consommation carburant (L/100 km)
CITROËN	C3 Aircross 1. PURETECH 110ch	5,9
VOLKSWAGEN	Up !	5,2
PEUGEOT	108 3P 1.0l e-VTi BVM5	3,8
TOYOTA	Aygo 1.0 VVT-i 72ch Air Collection	4,9
FORD	Puma 125ch	5,4

**Données :**

- Le véhicule fonctionne à l'essence ;
- L'essence peut être assimilée à de l'octane, dont la masse volumique vaut 0,755 kg/L.

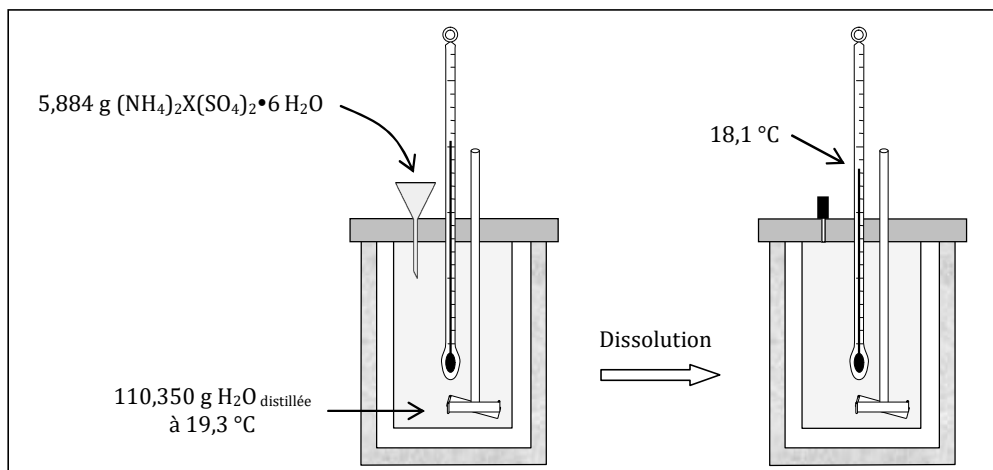
**Réponse : Volkswagen**

5)

Le sel de Mohr, nommé en l'honneur du chimiste Karl Friedrich Mohr, est un solide ionique hydraté de formule  $(\text{NH}_4)_2\text{X}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ , où « X » représente le symbole chimique d'un métal inconnu.

Au laboratoire, ton professeur vient de réaliser la manipulation schématisée ci-dessous.

Il te lance le défi suivant : déterminer l'élément qui se cache derrière « X ».



**Données :**  $C_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ/kg.K}$  ;  $C_{\text{calorimètre}} = 50,0 \text{ J/K}$  ;  $\Delta H_{\text{dissolution hydrate}} = + 40,90 \text{ kJ/mol}$

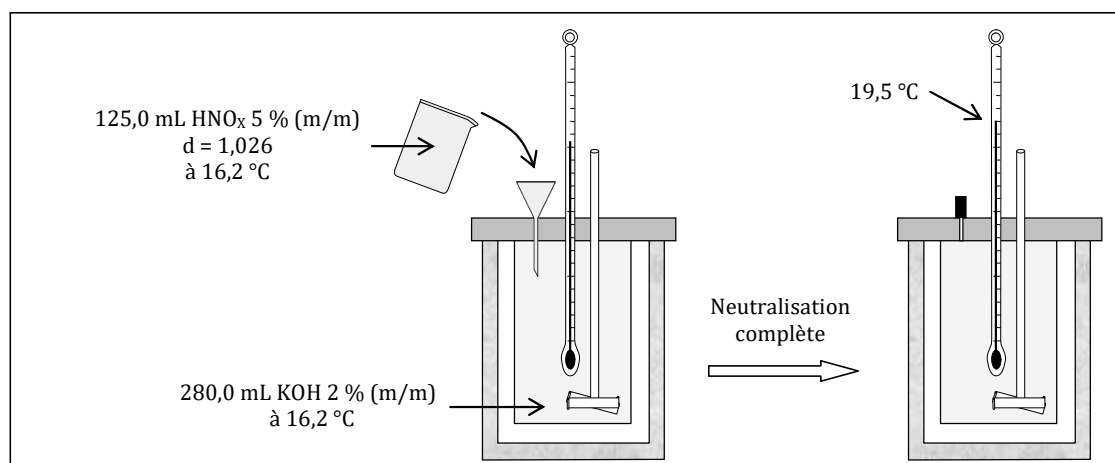
**Information :** on fait ici les approximations suivantes :  $m_{\text{solution}} \approx m_{\text{eau}}$  et  $C_{\text{solution diluée}} \approx C_{\text{eau}}$

**Réponse : Fe**

6)

En rangeant son armoire de produits corrosifs, ton professeur a remarqué que la formule chimique était devenue illisible sur l'étiquette d'une bouteille d'acide.

Avec celui-ci, il réalisa la manipulation décrite par le schéma ci-dessous.



À l'aide des résultats qu'il a obtenus, détermine la valeur de « X ».

**Données :**  $C_{\text{solution}} = 4,18 \text{ kJ/kg.K}$  ;  $\rho_{\text{solution}} = 1 \text{ kg/L}$  ;  $\Delta H^{\circ}_{\text{neutralisation HNO}_3} = - 57,3 \text{ kJ/mol}$  ;  $C_{\text{calorimètre}} = 0,08 \text{ kJ/K}$

**Informations :**

- $\text{HNO}_x$  et  $\text{KOH}$  ont réagi en proportions stoechiométriques ;
- En solution diluée, on peut faire l'approximation suivante :  $V_{\text{total solutions}} \approx m_{\text{eau totale calorimètre}}$

**Réponse :  $\text{HNO}_3$**

## 7)

Au XIX<sup>e</sup> siècle, le traitement de la douleur a pris une nouvelle dimension grâce à la découverte de l'une des substances actives du pavot à opium : la morphine de formule  $C_{17}H_{19}NO_3$ .

C'est à Friedrich Sertürner que l'on doit la première publication au sujet de cet alcaloïde. Ce pharmacien allemand réussit en effet à isoler un « alcalin végétal » réputé pour ses effets sédatifs ; il décida d'ailleurs de le nommer « morhium », en référence à Morphée, le dieu des rêves.

Cette substance a été accueillie comme une bénédiction, notamment durant la guerre de Sécession (1861-1865), car elle permet de lutter efficacement contre les douleurs des blessés. Cependant, elle entraîna un phénomène de dépendance et devint très rapidement « la maladie du soldat ».



### 1<sup>ère</sup> partie :

Un patient souffrant de douleurs intenses vient d'être admis aux urgences. Le médecin qui s'occupe de lui a demandé à l'infirmière qu'on lui administre de la morphine en perfusion intraveineuse.

À l'aide des données ci-dessous, calcule le débit d'administration (nombre de gouttes de solution/min) choisi par l'infirmière, sachant que 105 s ont tout juste été nécessaires pour que le patient commence à ressentir un apaisement de ses douleurs.

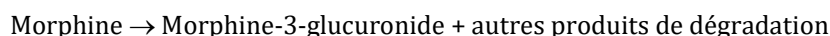
### Données :

- Concentration de la solution de morphine injectable :  $1,4 \cdot 10^{-5}$  mol/mL ;
- Dose minimale de morphine requise pour soulager le patient : 12,6 mg ;
- Chaque goutte équivaut à 0,05 mL de solution.

### 2<sup>ème</sup> partie :

Dans le corps humain, la morphine subit une dégradation enzymatique au niveau du foie. Cette dégradation conduit à la formation de plusieurs métabolites, dont le principal est la morphine-3-glucuronide.

La réaction traduisant sa dégradation peut être représentée par l'équation très simplifiée suivante :



Un infirmier vient d'injecter à un patient une solution contenant de la morphine à raison de « X » mg/mL.

Deux heures après cette injection, des analyses révélèrent que la concentration dans son organisme n'était plus que de  $3,0 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

L'infirmier te lance le défi suivant : calculer la valeur de « X ».

### Donnée :

$V_{\text{moyenne dégradation}}$  au cours des deux premières heures =  $5,56 \cdot 10^{-6}$  mol/L.s

**Remarque :** ces deux exercices ne tiennent pas compte de tous les facteurs réels liés à l'administration de morphine, ainsi qu'à sa pharmacocinétique (étude du devenir des médicaments dans l'organisme).

**Réponses : 36 gouttes/min et 20 mg/mL**



## 8)

L'adrénaline, également connue sous le nom d'épinéphrine, est une hormone produite par les glandes surrénales situées au-dessus des reins.

Elle joue un rôle critique, notamment dans le traitement du choc anaphylactique, une réaction allergique sévère et potentiellement mortelle, qui se produit rapidement en réponse à un allergène auquel une personne est hypersensible. Dans une telle situation, l'adrénaline est administrée par injection I.M. (généralement dans la cuisse) à l'aide d'un auto-injecteur. Cette intervention médicale d'urgence provoque une augmentation de la fréquence cardiaque, ce qui permet de maintenir une bonne circulation sanguine et par conséquent une bonne oxygénation des organes vitaux.



Le temps de demi-vie de l'adrénaline dans le corps humain est assez court, généralement 2 à 3 minutes. Cela signifie que la moitié de la quantité d'adrénaline présente dans la circulation sera métabolisée ou éliminée du corps durant ce laps de temps. Cette rapidité permet au corps de revenir à un état de repos après que la situation urgente ait été gérée.

Une personne allergique au venin d'hyménoptères vient d'être piquée par une guêpe. Dès son arrivée aux urgences, elle a reçu une injection d'adrénaline dont la concentration vaut précisément 1,024 mg/mL.

À l'aide des informations suivantes, calcule la masse molaire de l'adrénaline.

### **Données :**

- $V_{\text{moyenne dégradation}}$  au cours des dix premières minutes =  $541,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L.min}$  ;
- Temps de demi-vie = 2 min.

**Remarque :** cet exercice ne tient pas compte de tous les facteurs réels liés à l'administration d'adrénaline, ainsi qu'à sa pharmacocinétique (étude du devenir des médicaments dans l'organisme).

**Réponse :** 183,23 g/mol

**6<sup>ÈME</sup> SCIENCES  
GÉNÉRALES**

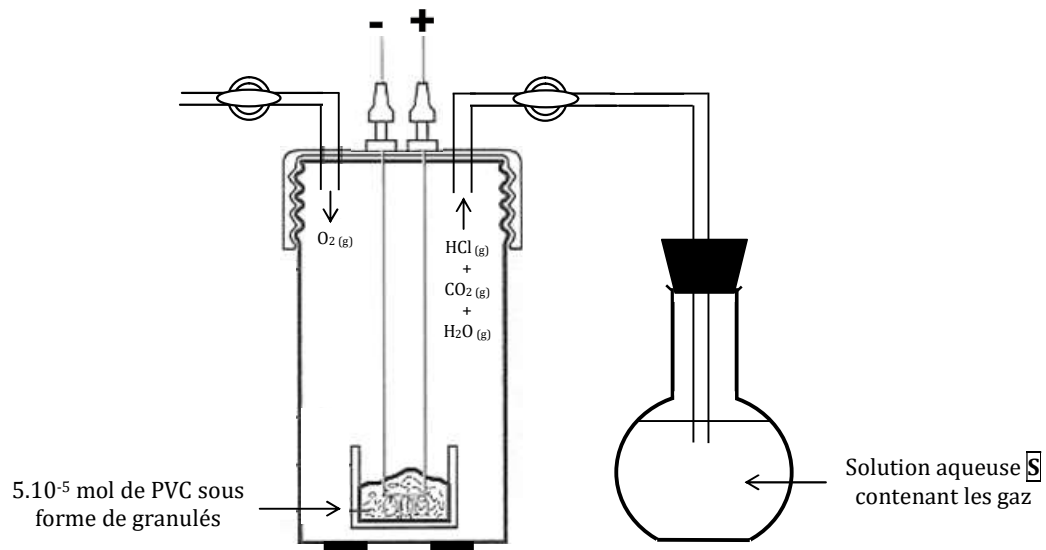
1)

Grâce à sa teneur élevée en chlore, le PVC est un matériau naturellement ignifugé. En effet, il ne s'enflamme qu'au-delà de  $400^{\circ}\text{C}$  et contribue donc très peu à la propagation d'un incendie.

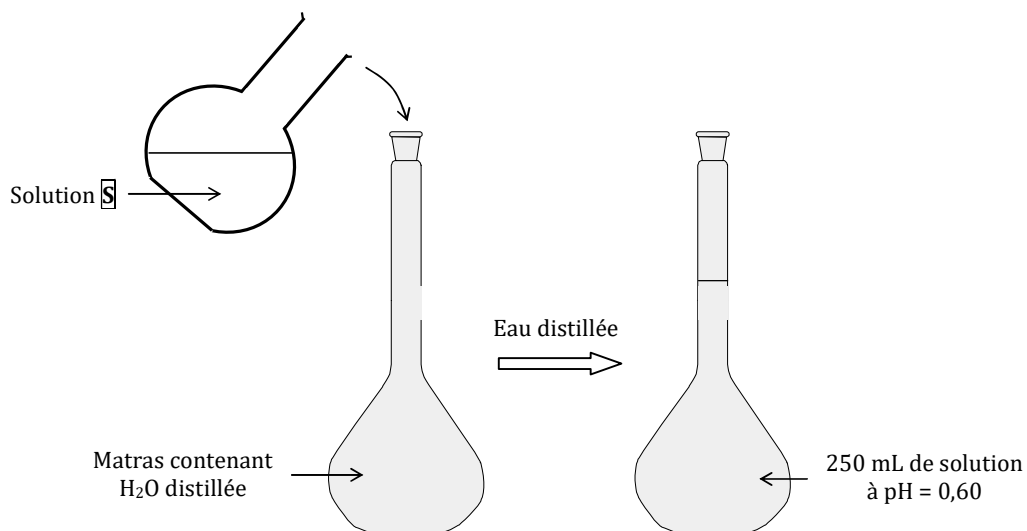
Lors de sa combustion, il se dégage une fumée piquante contenant du chlorure d'hydrogène, un gaz irritant pouvant servir de signal d'alarme, car ce dernier est détectable à des concentrations bien inférieures à celles susceptibles de causer un danger pour la santé humaine.

Un technicien chimiste a analysé un échantillon de PVC. Pour ce faire, il a suivi le mode opératoire décrit ci-dessous.

**1<sup>ère</sup> étape** : combustion complète du PVC



**2<sup>ème</sup> étape** : préparation d'une solution diluée d'acide chlorhydrique



Peux-tu l'aider à calculer la masse molaire moyenne de l'échantillon de PVC analysé ?

**Informations** :

Dans cet exercice, on supposera que :

- l'acidité de la solution est uniquement due à la présence de chlorure d'hydrogène ;
- la masse du résidu de carbone formé lors de la combustion est négligeable.

**Réponse** : 78125 g/mol

2)

Le polymère connu sous le nom commercial de Néoprène®, est un caoutchouc synthétique utilisé pour fabriquer essentiellement des combinaisons de plongée sous-marine. Il trouve également une utilité dans le secteur de la construction, en raison de ses propriétés mécaniques et d'étanchéité.

L'analyse d'un échantillon de cet élastomère a permis d'en déterminer la masse molaire.

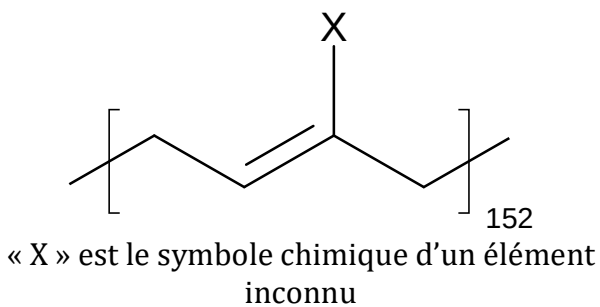
a) Écris l'équation chimique bilan traduisant la réaction de polyaddition.

b) Calcule la masse volumique (en  $\text{g/cm}^3$ ) du monomère ayant permis sa synthèse.

**Données :**

- $M_{\text{moyenne polymère}} = 13458 \text{ g/mol}$  ;
- Volume du monomère utilisé pour la polymérisation : 14,02 L ;
- 

**Structure chimique de l'échantillon analysé**



**Réponse :  $0,96 \text{ g/cm}^3$**

3)

Le polypropylène (PP) est un polymère thermoplastique servant entre autres à fabriquer des meubles de jardin. Il est obtenu par polymérisation du propène.

Lors d'une séance d'exercices, ton professeur met à ta disposition :

- la publicité ci-dessous ;



*La Chaise Hissar polypropylène allie simplicité, élégance, modernité et originalité. Tout en un !*

*Si vous cherchez une belle solution pour votre jardin, voici la chaise la plus complète à un prix imbattable.*

*C'est une chaise de style nordique entièrement faite en polypropylène. Vous pouvez l'utiliser aussi bien à l'intérieur qu'à l'extérieur et vous pouvez la combiner sans problème avec tout type de décoration.*

*Ses formes sont très avant-gardistes et le dos a un motif ajouré original rappelant les troncs et les branches des arbres.*

*Sa hauteur totale est de 81 cm et son poids atteint 4,83 kg.*

*Elle est disponible en trois coloris : noir, blanc et gris.*

- des informations concernant la réaction de polymérisation ayant conduit au matériau utilisé pour fabriquer les chaises :
  - 220,0 m<sup>3</sup> de monomère (mesurés à 8,5 °C à la pression de 1,386 atm) ont été consommés lors de la polymérisation ;
  - $M_{\text{moyenne polymère}} = 70000 \text{ g/mol}$

Il t'est demandé de calculer le nombre de chaises qu'il serait en théorie possible de mouler à partir de la quantité de PP synthétisée.

**Réponse : 115 chaises**

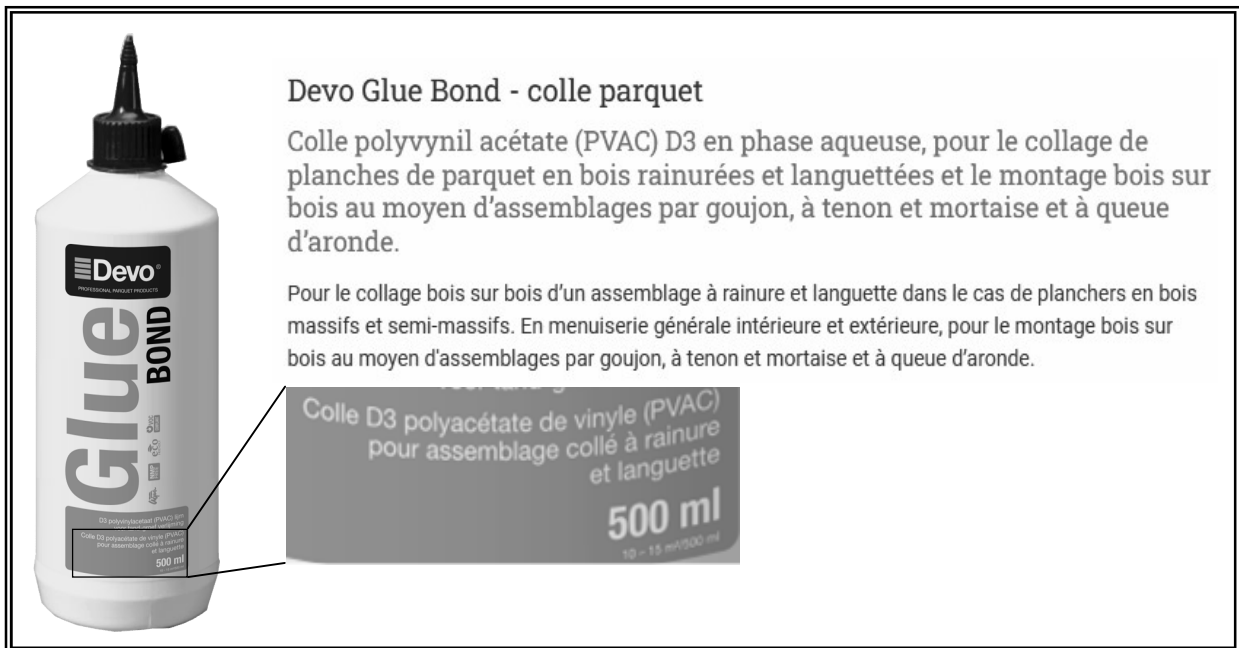
4)

Le poly(acétate de vinyle) (PVAC), de formule empirique  $-[C_xH_yO_z]_n-$ , est un polymère d'addition utilisé pour fabriquer des colles à bois, ainsi que d'autres substances adhésives.

Il est obtenu par polymérisation de l'acétate de vinyle, un liquide incolore à l'odeur plaisante en faible concentration.

Lors d'une séance d'exercices, ton professeur met à ta disposition :

- un document reprenant les caractéristiques d'une colle à base de PVAC :



- des informations obtenues suite à l'analyse d'un échantillon de cette colle :
  - % massiques des éléments constitutifs du polymère : H : 7,04 % ; O : 37,16 % et le reste en carbone ;
  - $DP_n = 300$  ;
  - $M_{\text{moyenne polymère}} = 25830 \text{ g/mol}$ .

Ton professeur te demande de :

- déterminer la formule moléculaire du PVAC ;
- calculer le volume (en L) de monomère qu'il faudrait en théorie polymériser pour pouvoir ensuite assembler les planches d'un parquet dont la surface totale est de  $117 \text{ m}^2$ .

**Données :**

- $\rho_{\text{monomère}} = 0,934 \text{ g/cm}^3$  ;
- $\rho_{\text{colle}} = 1,08 \text{ kg/L}$  ;
- Consommation/pouvoir couvrant de la colle :  $15 \text{ m}^2$  par flacon.

Dans cet exercice, on supposera qu'un tube de colle contient uniquement du PVAC.

**Réponse : 4,5 L**

## 5)

En 1935, le chimiste américain Wallace Carothers, de la société Dupont de Nemours, synthétise la première fibre textile synthétique : le nylon® 6-6, un polyamide (PA) obtenu par une réaction de polycondensation.

Sur le marché, il existe plusieurs types de nylon qui diffèrent par le nombre d'atomes de carbone présents dans chacun des monomères ; on peut citer par exemple les nylons 4-6 et 6-12.

### Brosse à dents enfant - tête échangeable

#### Description du produit



- Manche court et bien dodu -> conçu pour une bonne prise en main des enfants
- Fabrication française, assemblage à la main-> empreinte carbone réduite
- Poils souple -> respectent l'émail des dents de laits et la forme bombée des molaires
- Toute petite tête -> permet d'aller facilement dans tous les coins et recoins

**Manche à 70% en bioplastique - plastique constitué de carbone végétal**

Utiliser du bioplastique représente une première alternative naturelle au plastique d'origine fossile dont les réserves mondiales s'épuisent. Caliquo a choisi de travailler avec l'amidon de ricin en raison de la solidité des bio-polymères récoltés.

Lors d'une séance de laboratoire, un étudiant en chimie a réalisé la synthèse du nylon 6-« Y », un polymère qui constitue très souvent les poils des brosses à dents.

Ce PA 6-« Y » a été obtenu en faisant réagir l'hexaméthylènediamine avec l'acide sébacique.

L'analyse chimique d'un échantillon du polymère synthétisé a permis d'obtenir les informations suivantes :

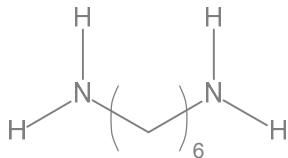
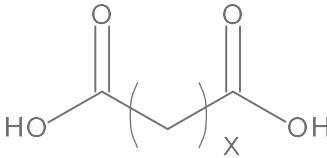
- $M_{\text{moyenne polymère}} = 148300 \text{ g/mol}$  ;
- $DP_n = 525$ .

L'étudiant sollicite ton aide pour calculer :

- a) la valeur de « Y » ;
- b) la masse (en g) d'acide qu'il faudrait en théorie mettre en œuvre pour tout juste consommer 120,4 mL d'amine.

**Données :**

▪

Formule chimique de l'hexaméthylènediamine	Formule empirique de l'acide sébacique
	

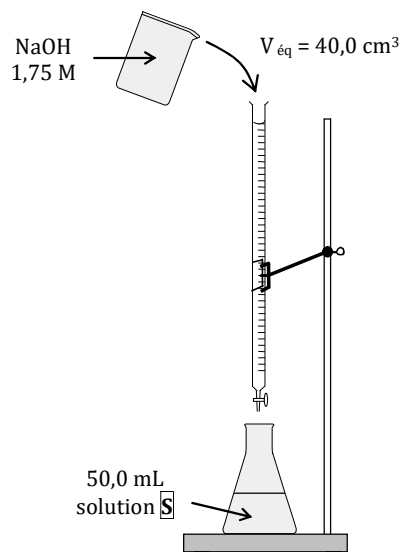
- $\rho_{\text{hexaméthylènediamine}} = 0,84 \text{ g/cm}^3$ .

**Réponses : nylon 6-10 et 176 g**

6)

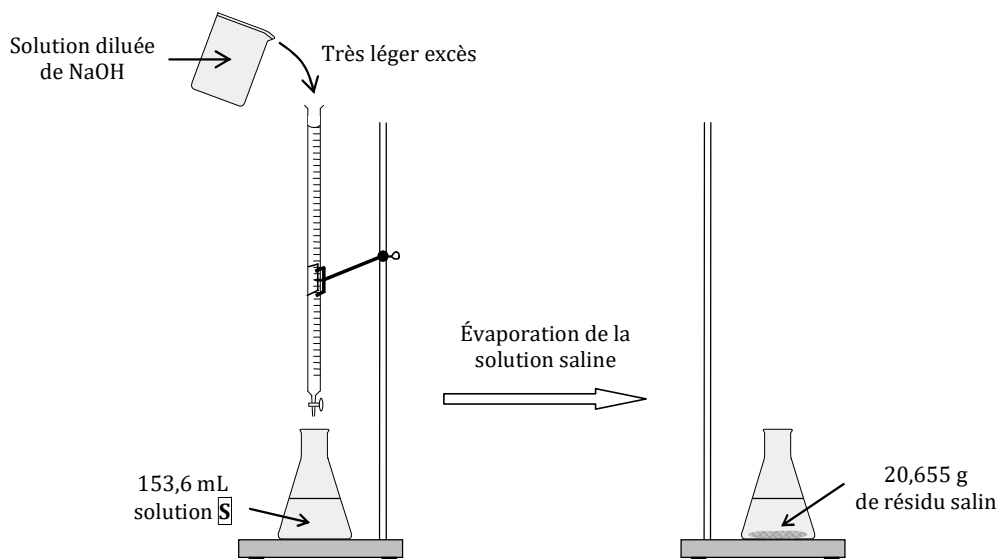
Il a été demandé à un technicien de laboratoire de déterminer la nature chimique d'une solution  $S$  renfermant un acide organique de formule générale  $RCOOH$ . Pour y parvenir, il a réalisé les trois expériences décrites par les schémas ci-dessous.

**1<sup>ère</sup> expérience :**

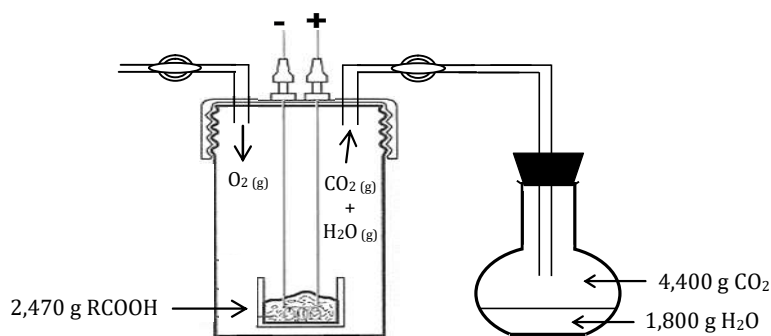


**Information :** «  $V_{\text{éq}}$  » correspond au volume exact ayant permis de neutraliser tout l'acide.

**2<sup>ème</sup> expérience :**



**3<sup>ème</sup> expérience :**



Aide le technicien à déterminer la formule moléculaire de l'acide, sachant qu'il contient C, H et O.

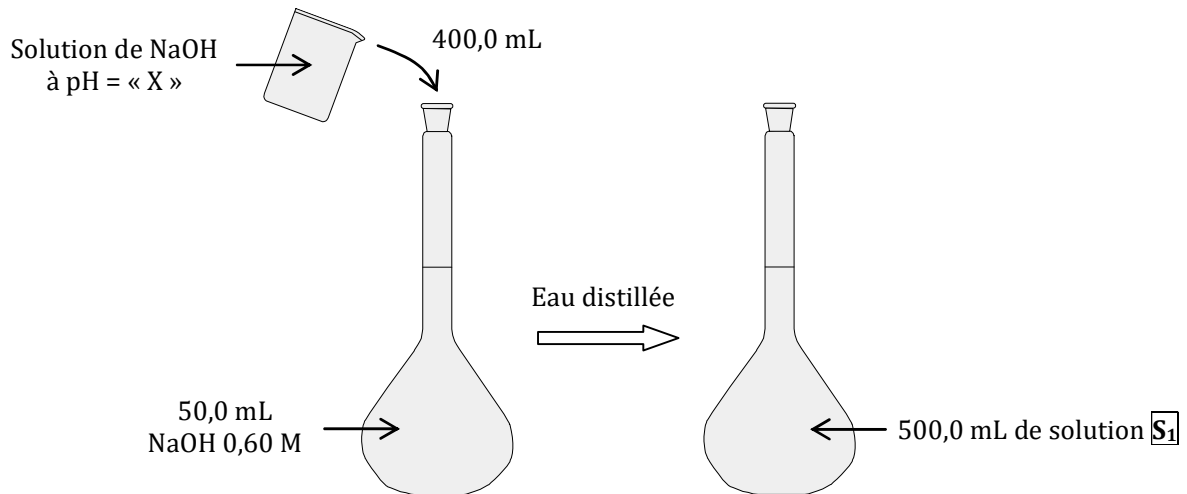
**Réponse :**  $C_3H_6O_2$



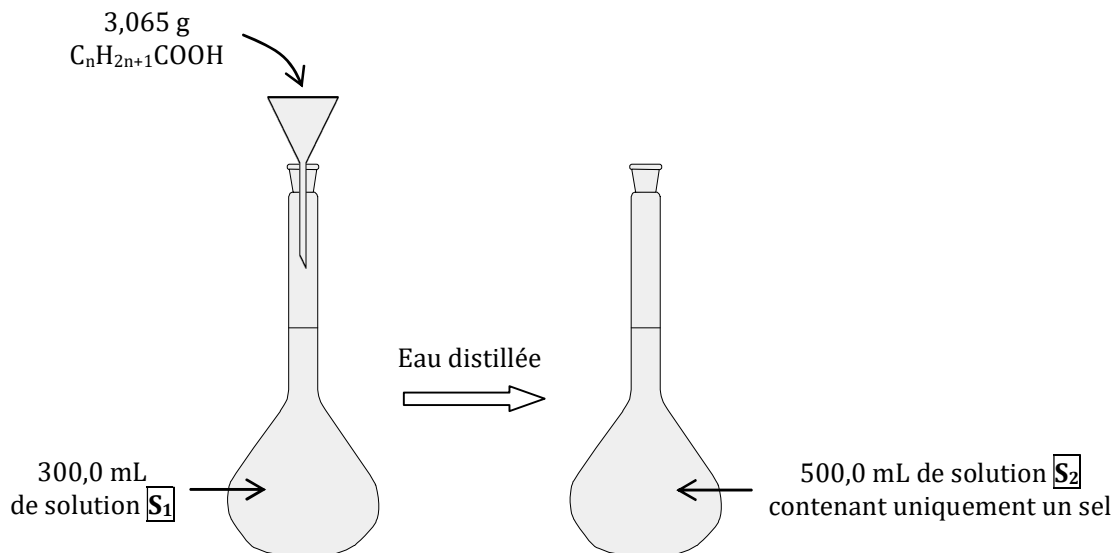
7)

Au laboratoire, ton professeur a réalisé l'expérience schématisée ci-dessous.

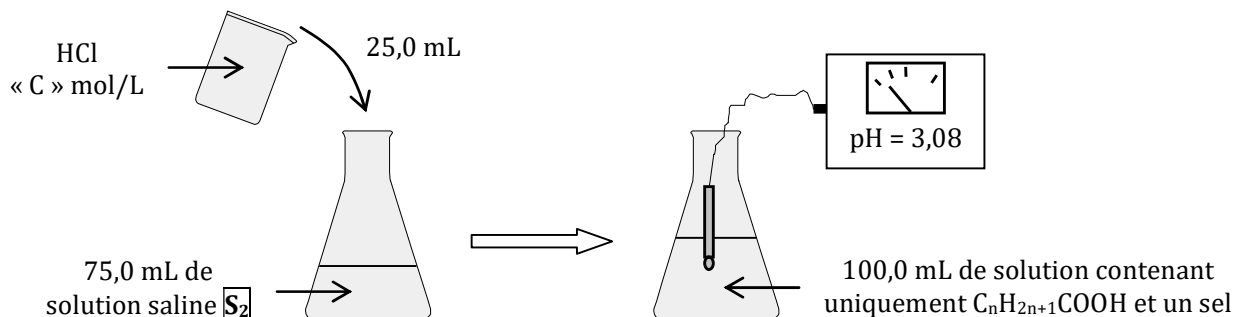
**1<sup>ère</sup> étape :**



**2<sup>ème</sup> étape :**



**3<sup>ème</sup> étape :**



Il te demande de calculer les valeurs de « X » et de « C », et de déterminer également la formule chimique de l'acide carboxylique.

**Donnée :**  $pK_a = 4,81$

**Réponses :**  $pH = 12,70$  ;  $C = 0,18 M$  et  $C_4H_9COOH$

8)

Le degré Baumé (noté °Bé), inventé par le chimiste et pharmacien français Antoine Baumé (1728-1804), est une unité de mesure indirecte de la concentration.

En effet, il permet de calculer la concentration molaire d'une solution, à condition de connaître sa densité.

Pour les liquides plus denses que l'eau ( $d > 1$ ), la formule reliant le nombre de degré Baumé d'une solution, à sa densité, peut s'écrire comme suit :

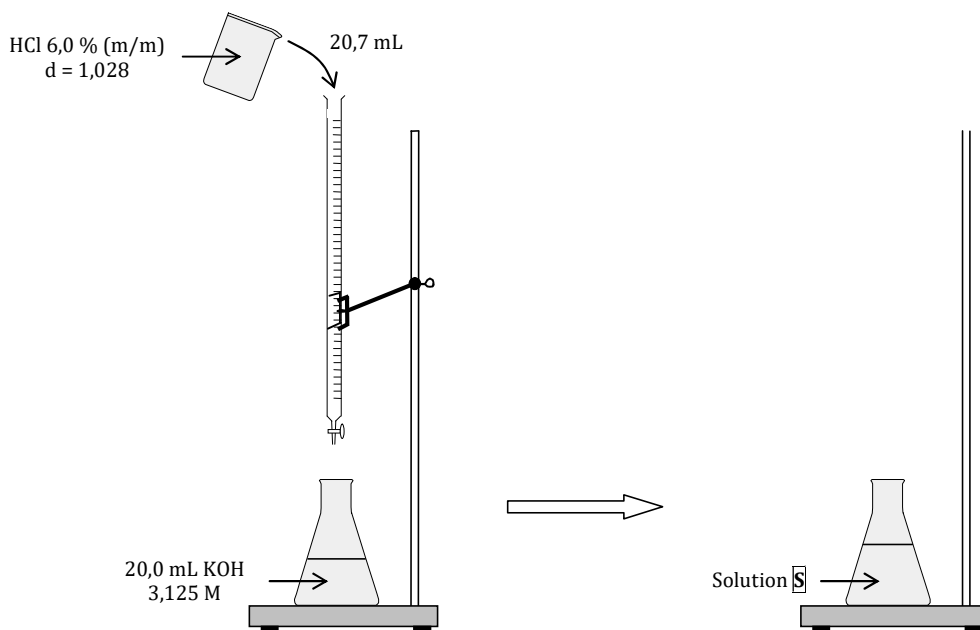
$$^{\circ}\text{Bé} = \frac{145 \cdot (d - 1)}{d}$$

Dans la réserve de produits chimiques, ton professeur a retrouvé une vieille bouteille d'acide nitrique.

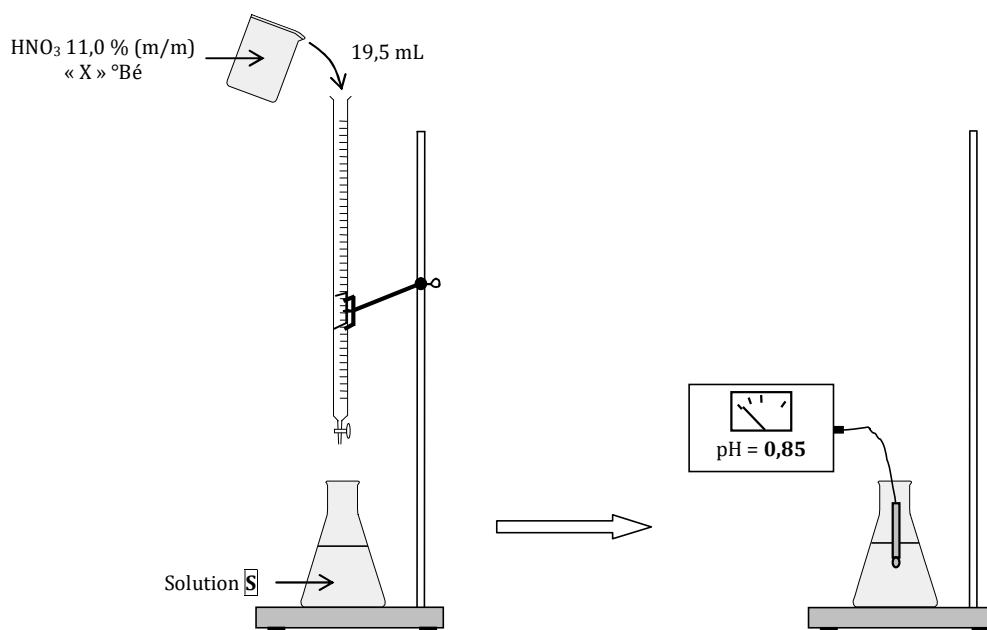
En examinant l'étiquette, il a remarqué que le nombre précédant l'unité « °Bé » n'était plus lisible.

Il décida alors de réaliser les expériences décrites ci-dessous, dans le but de pouvoir compléter l'étiquette.

**1<sup>ère</sup> expérience :**



**2<sup>ème</sup> expérience :**



Ton professeur te demande d'indiquer le nombre manquant « X » sur l'étiquette.

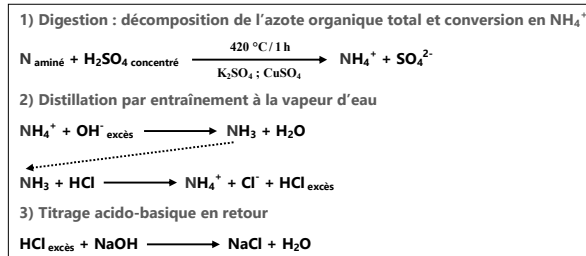
**Réponse : 8,21 °Bé**

9)

Les protéines sont des composants nutritionnels présents dans la quasi-totalité de notre alimentation.

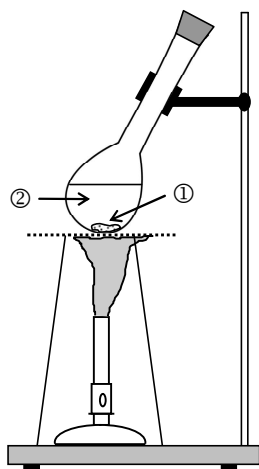
En 1883, le chimiste danois Johan Kjeldahl (1849-1900) décrit une méthode permettant de déterminer la teneur en protéines d'un échantillon, en mesurant le taux d'azote total que celui-ci renferme.

Cette technique peut être résumée par les grandes étapes suivantes :

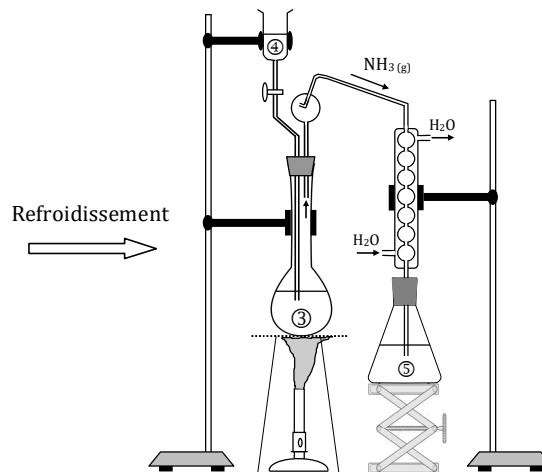


Les schémas ci-dessous décrivent le mode opératoire utilisé par un technicien qui a analysé un échantillon de brie.

**Étape 1 : minéralisation**



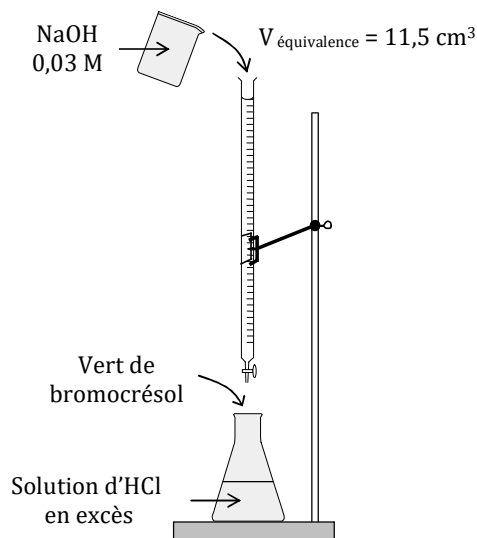
**Étape 2 : distillation**



**Légende :**

- ① : 1,305 g de brie
- ② :  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentré + catalyseurs
- ③ : Digestat acide + eau distillée
- ④ :  $\text{NaOH}$  40 % (m/m) en excès
- ⑤ : 80,0 mL  $\text{HCl}$  0,04 M en excès

**Étape 3 : dosage acido-basique**



Il sollicite ton aide pour calculer la teneur en protéines du fromage analysé.

**Information :** facteurs de conversion pour différents types d'aliments.

- % protéine (céréales) = % azote . 5,70
- % protéine (viandes) = % azote . 6,25
- % protéine (produits laitiers) = % azote . 6,38

**Réponse : 19,55 %**

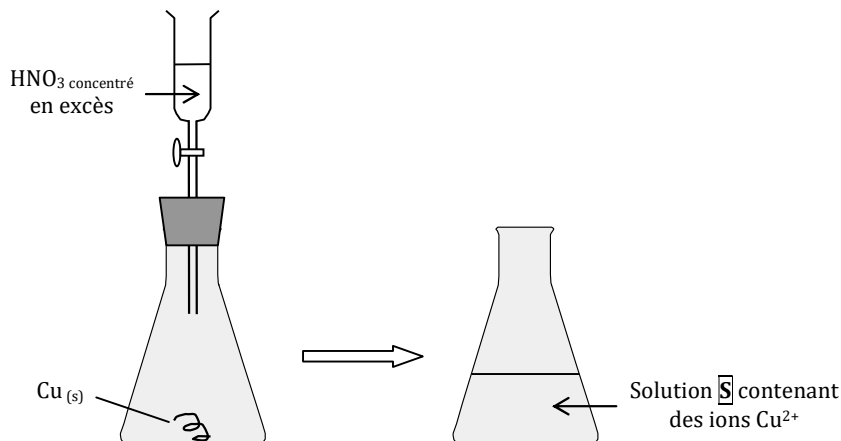
## 10)

Lors d'une séance de laboratoire, un étudiant en chimie a reçu deux petits morceaux de câble électrique en cuivre pur.

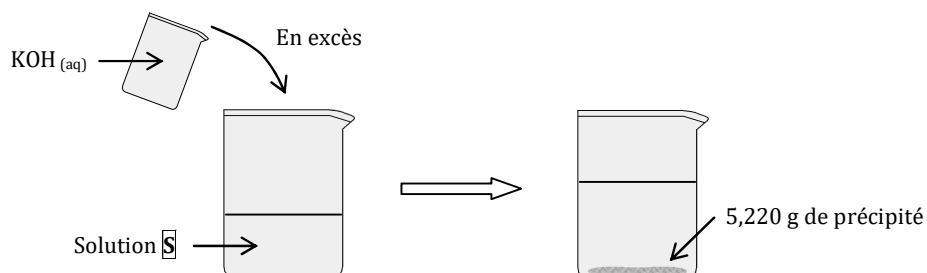
Avec ces deux morceaux, il a réalisé les expériences schématisées ci-dessous.

### Expériences réalisées avec le 1<sup>er</sup> morceau

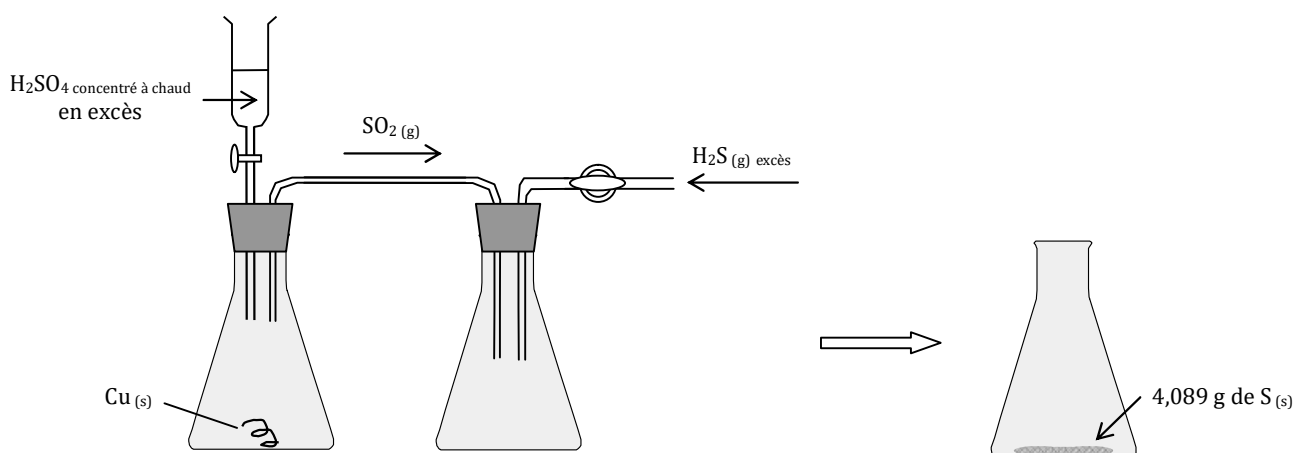
#### 1<sup>ère</sup> étape :



#### 2<sup>ème</sup> étape :



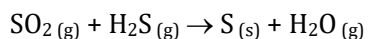
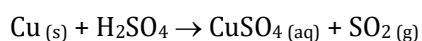
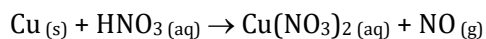
### Expérience réalisée avec le 2<sup>ème</sup> morceau



Peux-tu aider l'étudiant à déterminer la masse de chacun des morceaux de cuivre ?

#### Données :

Équations (non pondérées) traduisant certaines des réactions se produisant.



**Réponses : 3,4 g et 2,7 g**

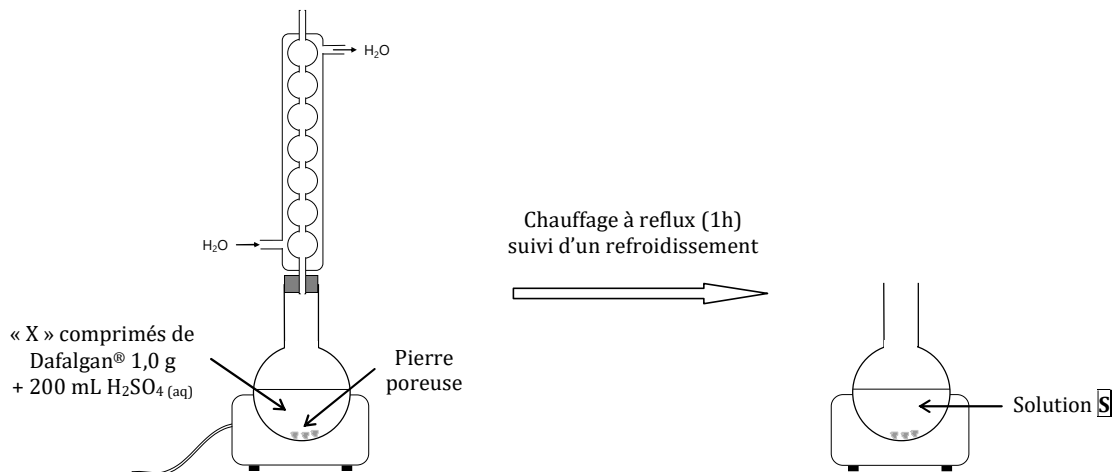
## 11)

Le paracétamol, aussi appelé acétaminophène, est le principe actif de nombreux médicaments.

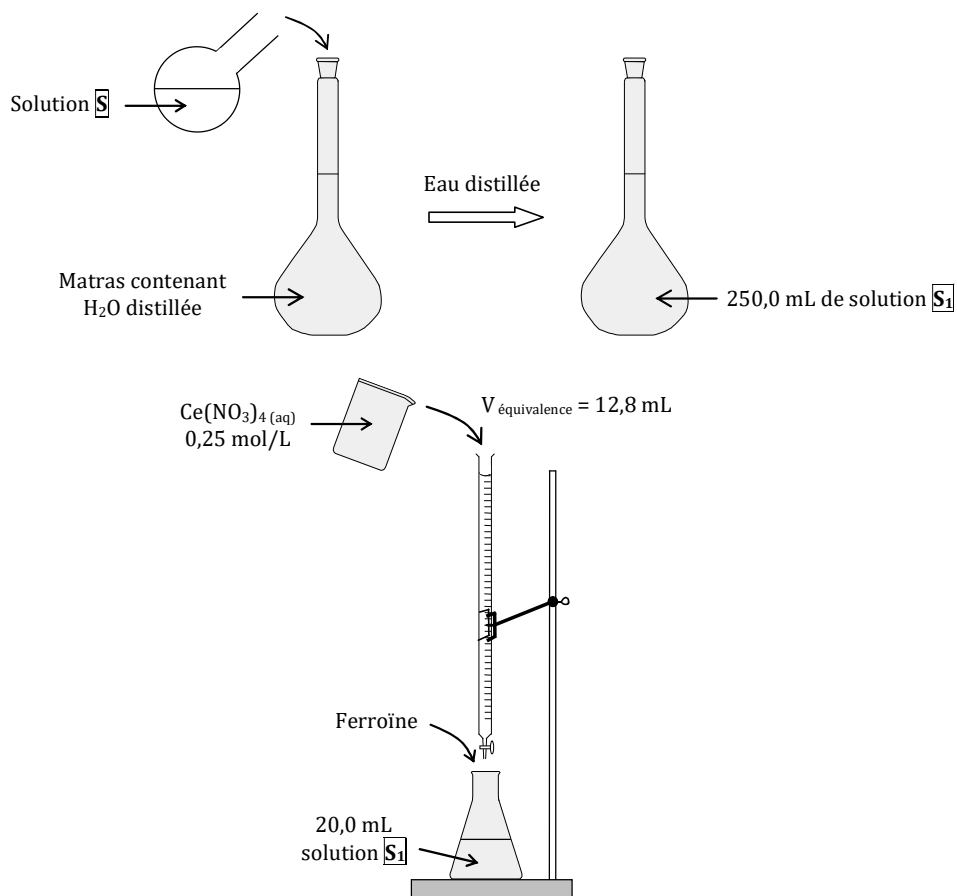
Ses indications thérapeutiques sont proches de celles de l'aspirine, c'est-à-dire qu'il permet de soulager de nombreuses manifestations douloureuses et qu'il est également efficace contre la fièvre.

Au cours d'une séance de laboratoire, une étudiante a dû réaliser la manipulation décrite ci-dessous.

**1<sup>ère</sup> étape** : hydrolyse complète du paracétamol en para-aminophénol



**2<sup>ème</sup> étape** : Dilution suivie du titrage du para-aminophénol



L'étudiante sollicite ton aide afin de déterminer la valeur de « X ».

**Données** : Équations pondérées traduisant les deux réactions se produisant.

- **1<sup>ère</sup> étape** :  $C_8H_9NO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_7NO + C_2H_4O_2$
- **2<sup>ème</sup> étape** :  $C_6H_7NO + 2 Ce^{4+} + H_2O \rightarrow C_6H_4O_2 + 2 Ce^{3+} + NH_4^+ + H^+$

**Réponse : 3 comprimés**

## 12)

L'eau de Javel est une solution aqueuse équimolaire d'hypochlorite de sodium et de chlorure de sodium.

Sa préparation a été mise au point au 18<sup>ème</sup> siècle par Claude-Louis Berthollet, en faisant réagir sur de la soude, un courant de dichlore ; la réaction suivante se produit alors :  $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

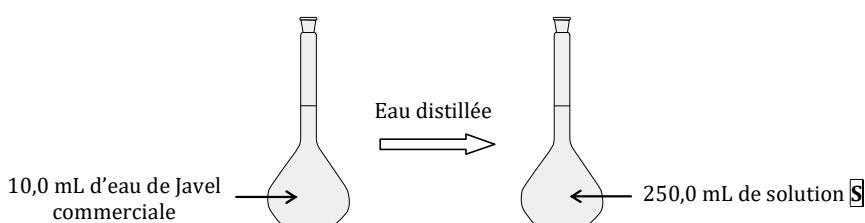
Ton professeur vient d'acheter une bouteille d'eau de Javel, dont voici représentée l'étiquette.



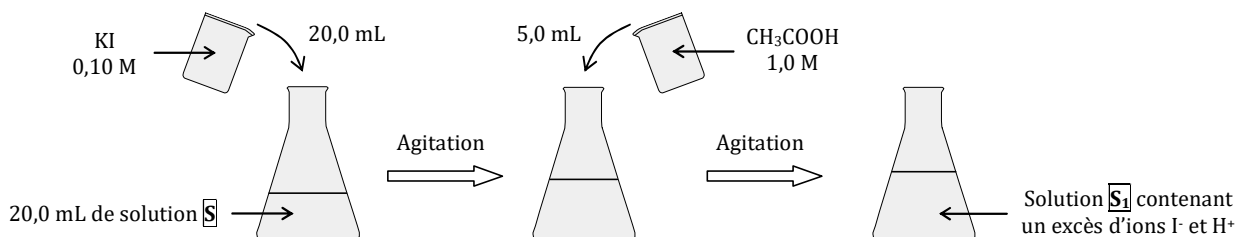
Il te demande de vérifier que le degré chlorométrique (°Chl) qui y est indiqué est bien exact.

Pour ce faire, il te propose de suivre le mode opératoire décrit ci-dessous.

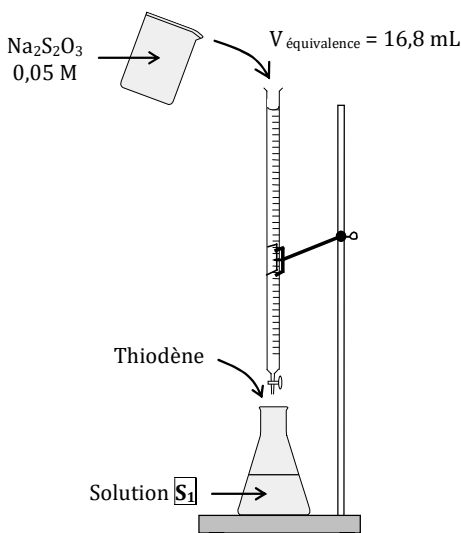
### 1<sup>ère</sup> étape :



### 2<sup>ème</sup> étape :



### 3<sup>ème</sup> étape :



### Données :

- Couples rédox intervenant lors du laboratoire :  $\text{ClO}^-/\text{Cl}^-$  ;  $\text{I}_2/\text{I}^-$  ;  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- En milieu acide, 1,0 L d'une eau de Javel à « X » (°Chl) est capable de libérer « X » L de  $\text{Cl}_2$  mesurés dans les CNTP, lors de la réaction :  $\text{Cl}^- + \text{ClO}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

**Réponse : 11,76 °Chl**