

Thème : Constitution de la matière de l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique

Chapitre : Transformation chimique

Objectifs :

- Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation par une réaction, établir l'équation de réaction associée et l'ajuster.
- Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction.
- Déterminer le réactif limitant lors d'une transformation chimique totale, à partir de l'identification des espèces chimiques présentes dans l'état final.
- Modéliser, par l'écriture d'une équation de réaction, la combustion du carbone et du méthane, la corrosion d'un métal par un acide, l'action d'un acide sur le calcaire, l'action de l'acide chlorhydrique sur l'hydroxyde de sodium en solution.
- Suivre l'évolution d'une température pour déterminer le caractère endothermique ou exothermique d'une transformation chimique et étudier l'influence de la masse du réactif limitant.
- Établir, à partir de données expérimentales, qu'une espèce chimique synthétisée au laboratoire peut être identique à une espèce chimique synthétisée dans la nature.
- Réaliser le schéma légendé d'un montage à reflux et d'une chromatographie sur couche mince.
- Mettre en œuvre un montage à reflux pour synthétiser une espèce chimique présente dans la nature.
- Mettre en œuvre une chromatographie sur couche mince pour comparer une espèce synthétisée et une espèce extraite de la nature.

Sommaire

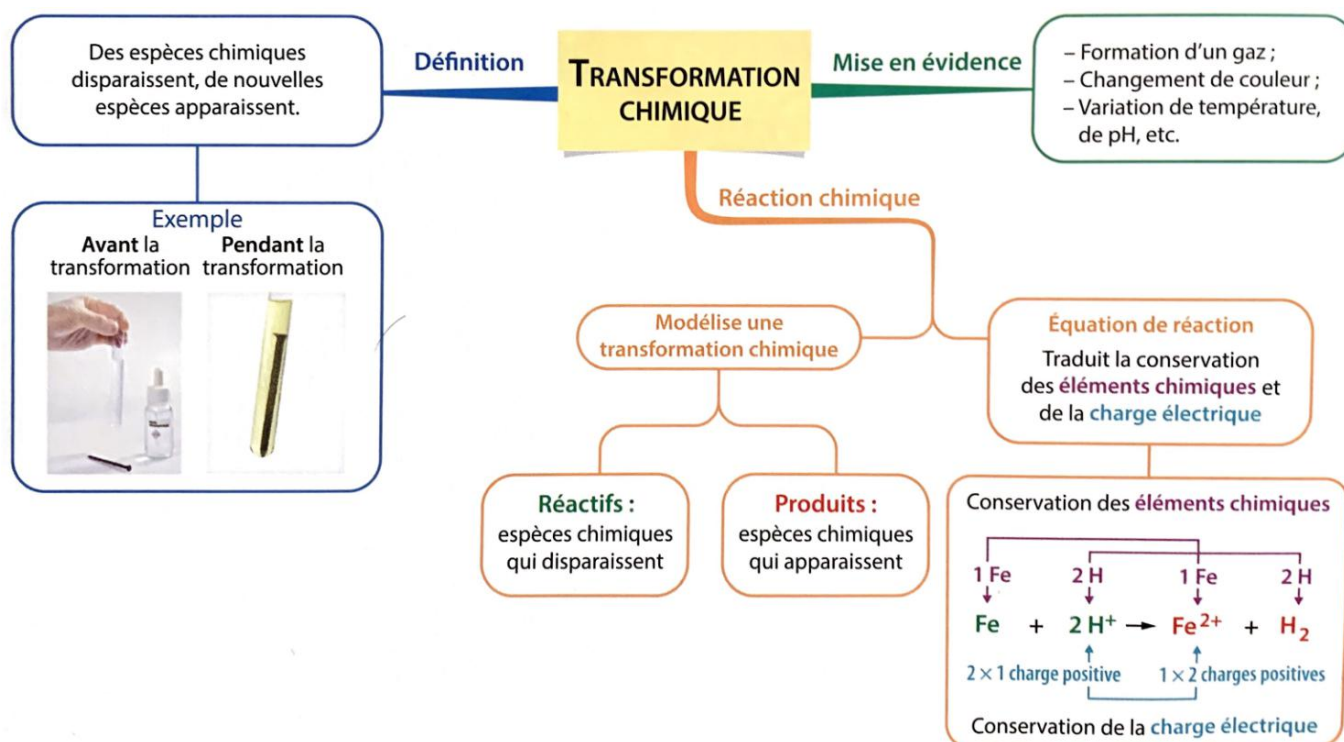
1. Rappels du collège	2	tion chimique.	6
2. Cours	3	4. Activité 2 : Rien ne se perd, rien ne se crée...	8
2.1 Le système chimique	3	5. Activité 3 : Effets thermiques d'une trans-	12
2.2 La transformation chimique	3	formation chimique	
2.3 Modélisation	3	6. Activité 4 : Synthèse de l'éthanoate de lina-	15
2.4 Bilan de matière et réactif limitant	4	lyle.	
2.5 Effet thermique	4	7. Exercices	18
2.6 Synthèse d'une espèce chimique.	5		
3. Activité 1 : Modélisation d'une transforma-			

1. Rappels du collège

Réactiver ses connaissances

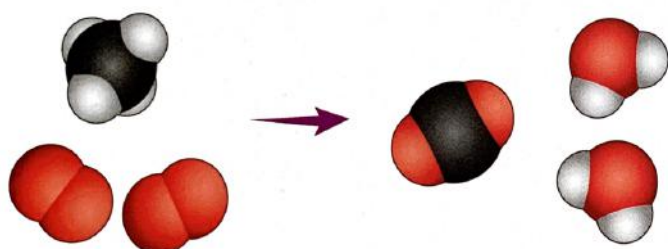
	A	B	C
1. Au cours d'une transformation chimique :	des réactifs apparaissent.	des réactifs disparaissent.	des produits apparaissent.
2. Au cours d'une transformation chimique :	les éléments chimiques sont modifiés.	les éléments chimiques sont conservés.	la charge électrique est conservée.
3. Soit la réaction d'équation : $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$	NO_2 est un produit.	NO et O_2 sont des réactifs.	NO et O_2 sont des produits.
4. L'équation de la réaction entre NH_3 et O_2 s'écrit :	$\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO} + 3 \text{H}_2\text{O}$	$4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$
5. L'équation de la réaction entre Cu^{2+} et HO^- s'écrit :	$\text{Cu}^{2+} + \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$	$2 \text{Cu}^{2+} + 4 \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

Test



Rappels

La combustion du méthane dans le dioxygène peut être modélisée :



1. Écrire les formules chimiques des réactifs et des produits.
2. Écrire l'équation de la réaction.

Données

Symbole de l'atome	H	C	O
Modèle			

2. Cours

2.1 Le système chimique

Quels sont les éléments définissant un système chimique ?

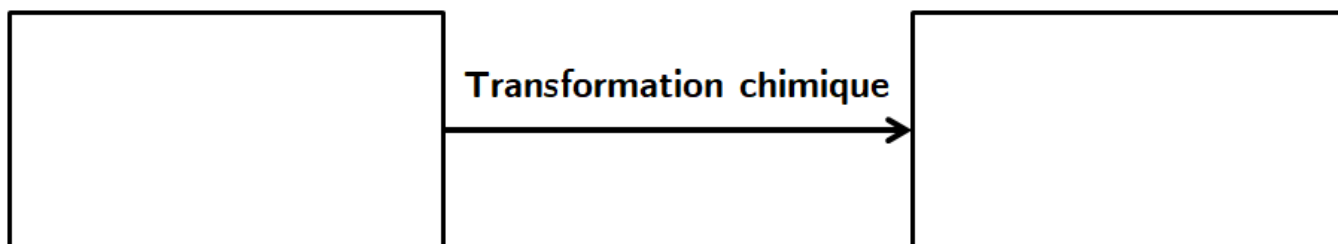
-
-
-
-

2.2 La transformation chimique

Un système chimique considéré dans un **état initial (E.I.)** est susceptible d'évoluer vers un **état final (E.F.)** dépendant des conditions expérimentales imposées.

Le passage du système chimique de à
..... est appelé transformation chimique

Compléter le schéma suivant :



2.3 Modélisation

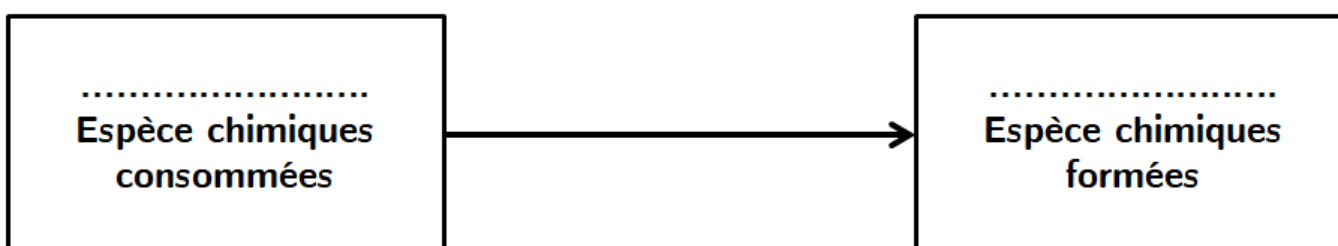
La réaction chimique

La formation de nouvelles espèces chimiques a nécessité de transformer les espèces chimiques présentes dans l'état initial à partir des **mêmes éléments chimiques**.

Le modèle associé à la transformation chimique est

Les espèces affectées par la transformation sont appelées les **réactifs**. La (ou les) nouvelle(s) espèce(s) formée(s) est (sont) appelée(s) **produit(s)**.

Compléter le schéma suivant :



Définir le terme « **stœchiométrie** » :

.....

La réaction chimique rend compte de la **stœchiométrie** avec laquelle disparaissent les réactifs et se forment les produits au cours de l'évolution du système.

L'écriture symbolique de la réaction chimique est

Remarque : L'équation chimique ne renseigne pas sur les conditions expérimentales, la vitesse et le mécanisme de la transformation.

Écriture de l'équation chimique

Équilibrer les réactions suivantes :

- Combustion du méthane CH_4 dans le dioxygène : $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Corrosion de l'aluminium par l'ion $\text{H}^+_{(aq)}$: $\text{Al} + \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{H}_2$

Que doit respecter une équation chimique ? Comment s'en assurer ?

.....

Remarques :

- Par convention, on n'écrit pas le nombre stœchiométrique 1.
- Les espèces spectatrices ne sont parfois pas écrites.

2.4 Bilan de matière et réactif limitant

À quelle moment une transformation chimique s'arrête ? Comment appelle-t-on ce réactif ?

.....

Le système chimique à l'état final présente alors les produits formés et le ou les réactifs restant n'ayant pas pu être entièrement consommés.

Par quelle dénomination parle-t-on des réactifs s'ils ont tous été entièrement consommés ?

.....

2.5 Effet thermique

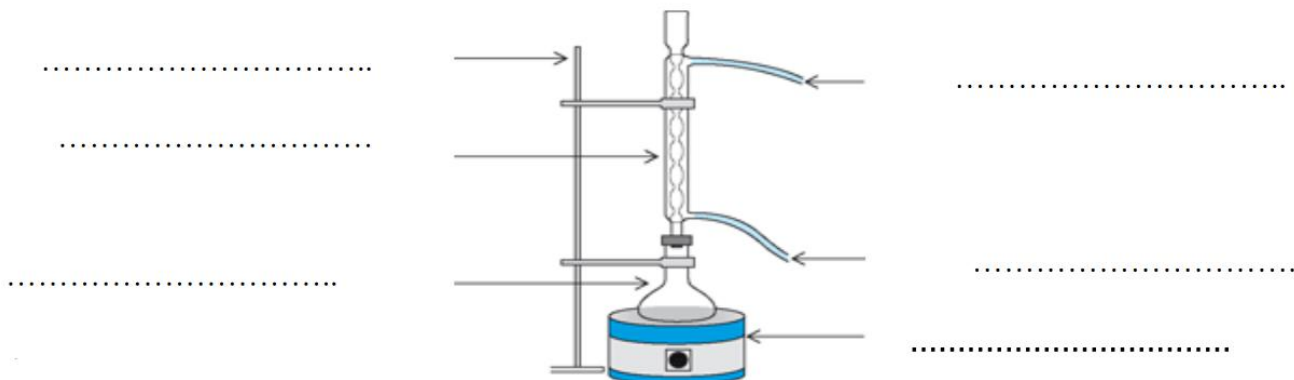
Une transformation chimique est dite .. . si elle **produit** de la chaleur, c'est-à-dire .. .
 .. . La température du milieu extérieur .. .

Une transformation chimique est dite .. . si elle **absorbe** de la chaleur, c'est-à-dire .. .
 .. . La température du milieu extérieur .. .

2.6 Synthèse d'une espèce chimique.

La synthèse d'une espèce chimique nécessite de faire appel à une transformation chimique, un traitement correspondant le plus souvent à une extraction (filtration, extraction ...) et une purification.

Compléter le schéma suivant :



Une **espèce synthétique** est fabriquée par l'Homme.

Par synthèse, on peut reproduire des **espèces naturelles** mais aussi en créer de nouvelles n'existant pas dans la nature, qui sont alors des **espèces chimiques artificielles**.

Quand la synthèse est terminée, on vérifie que le produit obtenu est bien l'espèce chimique attendue. **L'identification** peut se faire par la détermination de certaines caractéristiques physiques (température de fusion, indice de réfraction, ...).

On peut contrôler sa pureté par une **chromatographie sur couche mince**.

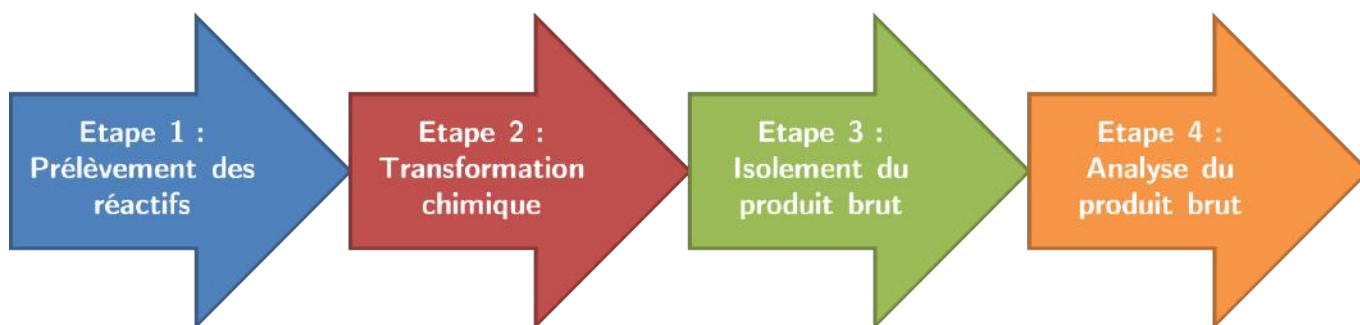


FIGURE 1 – Les 4 étapes de la synthèse.

3. Activité 1 : Modélisation d'une transformation chimique.

Objectif :

- Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation par une réaction, établir l'équation de réaction associée et l'ajuster.
- Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction.
- Déterminer le réactif limitant lors d'une transformation chimique totale, à partir de l'identification des espèces chimiques présentes dans l'état final.

Lorsque le métal magnésium est mis en contact avec une solution d'acide chlorhydrique, une transformation chimique a lieu.

Comment écrire l'équation d'une réaction associée à une transformation chimique ?

Expérience 1 :
 Dans un tube à essai, INTRODUIRE un morceau de métal magnésium et AJOUTER environ 5 mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$. OBSERVER.

Expérience 2 :
 Dans un tube à essai, INTRODUIRE le morceau de métal magnésium précédent et AJOUTER environ 5 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique concentrée. BOUCHER le tube quelques secondes en maintenant fermement le bouchon. OBSERVER.

FIGURE 1 – Protocoles expérimentaux.

- **Réactif limitant :** réactif totalement consommé au cours d'une transformation.
- **Espèce spectatrice :** espèce chimique qui n'a pas réagi au cours d'une transformation.
- **Tests d'identification des ions $\text{H}^+(\text{aq})$:** les ions $\text{H}^+(\text{aq})$ colorent en jaune une solution de bleu de bromothymol (BBT).

> Test d'identification des ions $\text{H}^+(\text{aq})$




FIGURE 3 – Compléments scientifiques.

Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique contient des ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ et chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$.
 Les solutions d'acide chlorhydrique sont **corrosives**.




FIGURE 2 – Solution d'acide chlorhydrique.

- Ruban de magnésium
- Solution d'acide chlorhydrique à $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Solution d'hydroxyde de sodium à $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Solution d'eau salée
- Flaçon de BBT
- Solution de nitrate d'argent



FIGURE 4 – Matériel et produits disponibles.

1. **Mettre en œuvre** l'expérience 1. Quelles conclusions peut-on tirer de cette expérience ?
2. **Mettre en œuvre** l'expérience 2 en respectant les consignes de sécurité.
 - a) Quelles observations montrent qu'une transformation chimique a lieu ?
 - b) **Identifier** le gaz formé.
 - c) Lorsque la transformation est terminée, **identifier** le réactif limitant.
 - d) **Partager** la solution contenue dans le tube dans deux autres tubes à essais :
 - **montrer** qu'il reste des ions hydrogène H_{aq}^+ ;
 - **identifier** le cation métallique formé.
3. En exploitant les conclusions des expériences 1 et 2, **identifier** les deux réactifs et les deux produits.
- 4.a) **Écrire** et **ajuster** l'équation de la réaction de l'expérience 2.
- b) Dans cette expérience, les ions chlorure Cl_{aq}^- sont des « ions spectateurs ». **Justifier** cette appellation.

Bilan : Comment écrire l'équation d'une réaction chimique en utilisant les formules des espèces chimiques mises en jeu ?

4. Activité 2 : Rien ne se perd, rien ne se crée...

Objectif :

- Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction.
- Déterminer le réactif limitant lors d'une transformation chimique totale, à partir de l'identification des espèces chimiques présentes dans l'état final.
- Modéliser, par l'écriture d'une équation de réaction, la combustion du carbone et du méthane, la corrosion d'un métal par un acide, l'action d'un acide sur le calcaire, l'action de l'acide chlorhydrique sur l'hydroxyde de sodium en solution.

Pour comprendre la stœchiométrie d'une transformation chimique, on peut s'appuyer sur la cuisine. En effet, face à une recette de cuisine, le cuisinier est confronté au problème des quantités indiquées d'ingrédients nécessaires à la préparation du plat, celles-ci n'étant pas toujours celles correspondant au nombre de parts souhaitées et encore moins aux quantités disponibles dans la cuisine.

À la fin du XVIII^e siècle, Lavoisier initie le passage de l'alchimie à la chimie. Il établit que la masse totale des réactifs et des produits reste identique du début jusqu'à la fin de la réaction.

« **Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme** »

Cette citation apocryphe simplifie le sens de l'extrait original publié dans le *Traité élémentaire de chimie* pour signifier simplement que la quantité de matière avant et après une transformation chimique demeure la même et que l'état final n'est qu'une recombinaison de l'état initial. Cette affirmation est très proche de celle du philosophe présocratique grec Anaxagore de Clazomène qui écrit dans ses *Fragments* (V^eme siècle av. J.-C.) « Rien ne naît ni ne périt, mais des choses déjà existantes se combinent, puis se séparent de nouveau. »

FIGURE 1 – Conservation de la matière.

En chimie la stœchiométrie, du grec ancien stoikheïon (« élément ») et métron (« mesure »), est un calcul qui permet d'analyser les quantités de réactifs et de produits qui sont en jeu au cours d'une réaction chimique. C'est aussi la proportion des éléments dans une formule chimique. Jeremias Benjamin Richter (1762-1807) fut le premier à énoncer les principes de la stœchiométrie, en 1792. Il écrivait alors : « La stœchiométrie est la science qui mesure les proportions quantitatives ou rapports de masse dans lesquels les éléments chimiques sont impliqués. »

FIGURE 2 – Stœchiométrie.

L'avancement d'une réaction peut être suivi par la grandeur notée x qui s'exprime en mole. Il correspond à la quantité de produit qui se formerait avec un nombre stœchiométrique égal à 1. A l'état initial l'avancement d'une réaction chimique est 0 (aucun produit ne s'est encore formé et aucun réactif n'a encore été consommé). A l'état final d'une réaction totale, l'avancement maximal est atteint et on peut établir le bilan de matière.

FIGURE 3 – Avancement d'une réaction.

À la sandwicherie.

Dans une sandwicherie, on se propose de prévoir le nombre de sandwiches que l'on peut produire à partir des stocks disponibles en pain et en fromage. Les sandwiches produits se composent très simplement de deux tranches de pain et d'une tranche de fromage. On peut compléter la composition d'une tranche de viande. Les gourmands peuvent demander un « double-cheese », c'est-à-dire un sandwich à 2 étages ! L'animation interactive suivante permet d'illustrer le problème avec la fabrication de sandwiches, recette ne nécessitant pas de compétences culinaires hors du commun !

Se rendre sur le site suivant : https://phet.colorado.edu/sims/html/reactants-products-and-leftovers/latest/reactants-products-and-leftovers_fr.html

Ouvrir le menu « Sandwich » de l'animation et **choisir** sandwich au fromage.
Pour fabriquer ce sandwich il faut suivre la recette suivante :



1. **Compléter** les colonnes 3 et 4 du tableau suivant :

nombre de tranches de pain n_p	nombre de tranches de fromage n_f	nombre de sandwiches n_s	Reste pain ou fromage ?	$\frac{n_p}{2}$	$\frac{n_f}{1}$
2 tranches	1 tranche
2 tranches	4 tranches
5 tranches	2 tranches
6 tranches	3 tranches
6 tranches	4 tranches
8 tranches	3 tranches
8 tranches	4 tranches

- À quelle condition n'obtient-on aucun reste ?
- La « recette » donne-t-elle le nombre de sandwiches obtenus ? Pourquoi ?

Modélisation de la recette

La recette pour fabriquer les sandwiches peut être modélisée par l'équation suivante :



Chaque nombre étant appelé **nombre stœchiométrique**.

- Les quantités initiales de pain et de fromage disponibles modifient-elles l'équation ?
- Calculer** les quotients $n_p/2$ et $n_f/1$ pour les quantités initiales proposées dans chaque cas et compléter les colonnes 5 et 6 du tableau ci-dessus.
- Que peut-on dire alors des quotients des nombres de tranches avec le nombre stœchiométrique lorsqu'il n'y a aucun reste de pain ou de fromage ?
- Observer** dans le tableau les quotients $n_p/2$ et $n_f/1$ et l'ingrédient restant. **Choisir** les bons termes dans la phrase suivante :
Lorsqu'il reste du pain, le quotient $n_p/2$ est **supérieur/inférieur** au quotient $n_f/1$ et lorsqu'il reste du fromage, le quotient $n_p/2$ est **supérieur/inférieur** au quotient $n_f/1$.
- L'équation de la recette rend-elle compte des restes d'ingrédients ? Que représentent alors les nombres stœchiométriques ?

Fabrication de sandwiches à la viande et au fromage

Pour un sandwich plus complet, on rajout une tranche de viande. La recette est alors :



Choisir sandwich viande et fromage.

- Quels sont les nombres stœchiométriques pour les ingrédients de la recette ?
- Modéliser** la recette par l'équation qui convient.
- Pourquoi peut-on dire que la préparation des sandwiches nécessite la même quantité de viande et de fromage ?

Choisir sandwich personnalisé et **composer** un « double cheese ».

12. **Modéliser** la recette d'un sandwich « double cheese » par l'équation qui convient.

Et au labo de chimie ?

Équations chimiques

Comme pour composer des sandwiches, l'équation chimique modélisant une transformation chimique traduit les proportions dans lesquelles les réactifs sont consommés et les produits obtenus. C'est pourquoi l'équation doit toujours être ajustée. Les nombres stœchiométriques égaux à 1 ne sont en théorie, pas écrits.

Ouvrir le menu « Molécules » de l'animation.

Choisir synthèse de l'eau.

13.a) Quels sont les réactifs pour la synthèse de l'eau ? Dans quelles proportions réagissent-ils ?

b) Combien de molécules de dihydrogène sont nécessaires à la synthèse de 4 molécules d'eau et quel est le nombre minimal de molécule de dioxygène à consommer pour cela ?

c) Mêmes questions pour obtenir 6 molécules d'eau.

Choisir synthèse de l'ammoniac.

14.a) Quels sont les réactifs pour la synthèse de l'ammoniac ? Dans quelles proportions réagissent-ils ?

b) Combien de molécule de dihydrogène nécessite la synthèse de 4 molécules d'ammoniac et quel est le nombre minimal de molécule de diazote nécessaire pour cela ?

c) **Déduire** des proportions stœchiométriques le nombre de molécules de dihydrogène et de diazote à consommer pour produire 6 molécules d'ammoniac.

Choisir combustion du méthane.

15. **Choisir** les bons termes dans la phrase suivante :

Compte-tenu de la stœchiométrie de la réaction, la quantité de molécules de dioxyde de carbone obtenue est égale à la quantité de molécules de **méthane/dioxygène** ayant réagi tandis que la quantité de molécules de d'eau obtenue est égale à la quantité de molécules de **méthane/dioxygène** consommées lors de la réaction de combustion.

Bilan de matière

Au labo de chimie, on ne compte pas les molécules mais on détermine les quantités de matières mises en jeu. Le bilan de matière à l'état initial ou à l'état final s'exprime alors en mol. Comme à la sandwicherie, le bilan de matière permet de prévoir les quantités de matières consommées et produites lors d'une transformation chimique.

16. Pour chaque exemple de réaction présentée ci-après, **prévoir** quel sera le réactif limitant pour les conditions initiales proposées en reprenant la méthode vue au début de l'activité.

— Combustion du carbone dans le dioxygène : $C + O_2 \rightarrow CO_2$

	C	O ₂	CO ₂	Réactif limitant
a) Etat initial	2 mol	3 mol	0 mol	
Etat final	0 mol	1 mol	2 mol	
b) Etat initial	3 mol	2 mol	0 mol	
Etat final			2 mol	
c) Etat initial	9 mol	9 mol	0 mol	Aucun ou les deux
Etat final				

— Combustion du méthane : $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

	CH ₄	O ₂	CO ₂	H ₂ O	Réactif limitant
a) Etat initial	4 mol	7 mol	0 mol	0 mol	
Etat final	0,5 mol		3,5 mol		
b) Etat initial	3 mol	6 mol	0 mol	0 mol	
Etat final					
c) Etat initial	2 mol	5 mol	0 mol	0 mol	CH₄
Etat final					

— Corrosion de l'aluminium par un acide : $2Al + 6H^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2$

	Al	H ⁺	Al ³⁺	H ₂	Réactif limitant
a) Etat initial	2 mol	8 mol	0 mol	0 mol	
Etat final				7 mol	
b) Etat initial	3 mol	6 mol	0 mol	0 mol	
Etat final	0 mol	0 mol			
c) Etat initial	9 mol	9 mol	0 mol	0 mol	
Etat final	6 mol		3 mol		

— Action d'un acide sur le calcaire : $3CaCO_3 + 4HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

	CaCO ₃	HCl	CaCl ₂	CO ₂	H ₂ O	Réactif limitant
a) Etat initial	4 mol	2 mol	0 mol	0 mol	0 mol	HCl
Etat final			0,5 mol			
b) Etat initial	3 mol	6 mol	0 mol	0 mol	0 mol	CaCO₃
Etat final						
c) Etat initial	8 mol	8 mol	0 mol	0 mol	0 mol	
Etat final			2 mol			

L'animation suivante permet de vérifier les réponses dans chaque cas : http://www.ostralo.net/3_animations/swf/avancement.swf

Retour à la sandwicherie

Comment prévoir le nombre de sandwiches en fonction des stocks disponibles ?

La masse d'une tranche de pain et celle d'une tranche de fromage sont parfaitement définies : $M_p = 20$ g et $M_f = 5$ g. Le gérant de la sandwicherie dispose dans ses stocks d'une masse de pain $m_p = 16$ kg et d'une masse $m_f = 3,2$ kg en fromage.

Répondre à la problématique suivante :

Du pain ou du fromage, lequel limitera la production de sandwiches ?

Combien de sandwiches au fromage peut-il produire au maximum d'après les quantités proposées ?

5. Activité 3 : Effets thermiques d'une transformation chimique

Objectif :

- Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation par une réaction, établir l'équation de réaction associée et l'ajuster.
- Suivre l'évolution d'une température pour déterminer le caractère endothermique ou exothermique d'une transformation chimique et étudier l'influence de la masse du réactif limitant.

Les gobelets de certaines boissons « auto-chauffantes » vendues dans le commerce contiennent, en plus de la boisson, une capsule renfermant de l'eau et de l'oxyde de calcium séparés par un opercule.

Comment déterminer la nature d'une transformation chimique en suivant une variation de température ?

Un fabricant de boissons « auto-chauffantes » indique de renverser la canette, d'enlever le couvercle du fond, d'appuyer sur le fond, d'agiter la canette pendant quelques secondes et de retourner la canette. 3 min après, la boisson est chaude, sans source extérieure de chaleur. Du café ou du chocolat prêt en 3 minutes. La tasse possède une cavité qui contient des sels, et la base de l'eau. En appuyant sur le fond et en agitant, de l'oxyde de calcium présente sous l'opercule, et les deux espèces réagissent en libérant de l'énergie thermique. Il suffit alors d'agiter la tasse, le contenu chauffe naturellement.

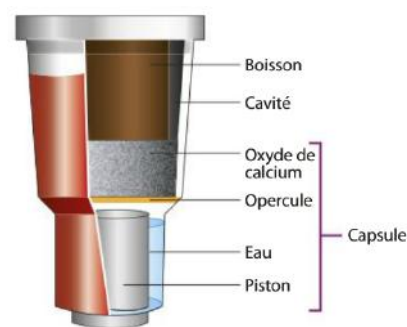


FIGURE 1 – Café auto-chauffant sucré

Soulage instantanément les hématomes, foulures, entorses...Après pression et agitation de la pochette, celle-ci descend à -10°C avant de remonter progressivement vers la température de 0°C qu'elle atteint en 30 minutes. Placer ensuite la pochette sur la zone à soulager. La pochette de froid instantané permet de disposer rapidement d'une source de froid intense. instantané contiennent un sel et de l'eau séparés par une paroi interne. Le principe consiste à rompre la paroi interne en appuyant sur la poche, ce qui provoque la dissolution du sel. Cette réaction chimique est fortement endothermique, ce qui refroidit le liquide interne et permet de disposer d'une source de froid.



FIGURE 2 – Pochette de froid

- | | |
|---|---|
| — solution d'acide chlorhydrique : $(\text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)})$ | — gants et lunettes |
| — solution d'acide citrique : $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7_{(aq)}$ | — éprouvette graduée de 50 mL |
| — carbonate de calcium solide : $\text{CaCO}_{3(s)}$ | — 2 béchers |
| — hydrogénocarbonate de sodium solide : $\text{NaHCO}_{3(s)}$ | — 2 erlenmyers |
| — pastille d'hydroxyde de sodium : $\text{NaOH}_{(s)}$ | — spatule et sabot de pesée |
| — balance | — agitateur magnétique avec barreau aimanté |
| | — thermomètre |

FIGURE 3 – Matériel disponible

Expérimentation

Chaque binôme réalisera deux expériences selon l'organisation suivante :

Paillasse 1 et 2	Exp 1	Exp 2	+ 30 mL d'acide chlorhydrique : ($H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$)
Masse de carbonate de calcium $CaCO_{3(s)}$	1,00	2,00	
Paillasse 3 et 4	Exp 1	Exp 2	+ 30 mL d'acide chlorhydrique : ($H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$)
Masse d'hydroxyde de sodium $NaOH_{(s)}$	1,00	2,00	
Paillasse 5 et 6	Exp 1	Exp 2	+ 30 mL d'acide citrique : $C_6H_8O_7_{(aq)}$
Masse d'hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_{3(s)}$	1,00	2,00	

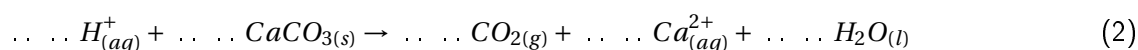
- Avec le matériel disponible, **mettre en œuvre** le protocole pour les deux expériences :
 - À l'aide d'une éprouvette graduée, introduire 30 mL du réactif liquide dans l'erenmeyer.
 - Mesurer la température initiale. Noter la température initiale θ_i dans le tableau.
 - Introduire le barreau aimanté dans l'erenmeyer, poser l'erenmeyer sur l'agitateur magnétique puis mettre en service l'agitation de façon modérée.
 - À l'aide d'un sabot de pesée, peser la masse m de réactif solide correspondant à son numéro de paillasse. Transvaser le solide dans l'erenmeyer et suivre l'évolution de la température.
 - La température finale correspond à la température maximale ou minimale atteinte lors de la transformation chimique. Noter la température finale θ_f dans le tableau.
- Compléter** le tableau de mesures avec les résultats obtenus aux autres paillasses.

Transformation chimique	Entre le carbonate de calcium et l'acide chlorhydrique		Entre l'hydroxyde de sodium et l'acide chlorhydrique		Entre l'hydrogénocarbonate de sodium et l'acide citrique	
	Exp. n°1	Exp. n°2	Exp. n°1	Exp. n°2	Exp. n°1	Exp. n°2
θ_i (°C)						
θ_f (°C)						
$\theta_f - \theta_i$						
Effet thermique :						
Réactif limitant						

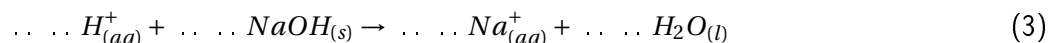
Détermination du réactif limitant

3. Ajouter les nombres stœchiométriques de façon à ajuster les équations chimiques de chaque réaction modélisant les transformations chimiques étudiées (ne rien écrire si le nombre stœchiométrique est égal à 1) :

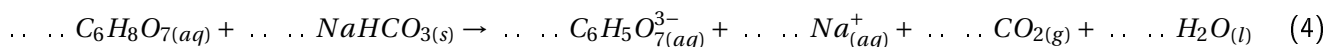
Entre le carbonate de calcium et l'acide chlorhydrique :



Entre l'hydroxyde de sodium et l'acide chlorhydrique



Entre l'hydrogénocarbonate de sodium et l'acide citrique :



4. Pour chaque expérience, **calculer** et **comparer** les quotients de la quantité de matière et du nombre stœchiométrique des deux réactifs.

Transformation chimique	Entre le carbonate de calcium et l'acide chlorhydrique	Entre l'hydroxyde de sodium et l'acide chlorhydrique	Entre l'hydrogénocarbonate de sodium et l'acide citrique
Comparaison des quotients	< ou > ?	< ou > ?	< ou > ?
<i>Exp. n°1</i>	$\frac{n(CaCO_3)}{\dots} \dots \frac{n(H^+)}{\dots}$	$\frac{n(NaOH)}{\dots} \dots \frac{n(H^+)}{\dots}$	$\frac{n(NaHCO_3)}{\dots} \dots \frac{n(C_6H_8O_7)}{\dots}$
<i>Exp. n°2</i>	$\frac{n(CaCO_3)}{\dots} \dots \frac{n(H^+)}{\dots}$	$\frac{n(NaOH)}{\dots} \dots \frac{n(H^+)}{\dots}$	$\frac{n(NaHCO_3)}{\dots} \dots \frac{n(C_6H_8O_7)}{\dots}$

5. **En déduire** le réactif limitant pour chaque expérience et **le noter** dans la dernière ligne du tableau de mesures.

Interprétation

6. Pour « la pochette de froid » et « la boisson auto-chauffante », **préciser** dans quel sens est réalisé le transfert de chaleur entre le **système chimique** et le **liquide interne ou la boisson**.

7. Parmi les trois expériences précédentes, **indiquer** laquelle pourrait être utilisée dans « les pochettes de froid » ? dans « la boisson auto-chauffante » ?

8. D'après les mesures observées lors des différentes réactions, **indiquer** l'influence de la masse du réactif limitant sur l'évolution de la température.

6. Activité 4 : Synthèse de l'éthanoate de linalyle.

Objectif :

- Établir, à partir de données expérimentales, qu'une espèce chimique synthétisée au laboratoire peut être identique à une espèce chimique synthétisée dans la nature.
- Réaliser le schéma légendé d'un montage à reflux et d'une chromatographie sur couche mince.
- Mettre en œuvre un montage à reflux pour synthétiser une espèce chimique présente dans la nature.
- Mettre en œuvre une chromatographie sur couche mince pour comparer une espèce synthétisée et une espèce extraite de la nature.

L'éthanoate de linalyle est une espèce chimique présente naturellement dans différentes plantes et notamment dans la lavande. Elle peut être synthétisée à l'aide d'un montage de chauffage à reflux.

Comment réaliser sa synthèse au laboratoire ?

Réalisation de la synthèse et extraction

Préparation

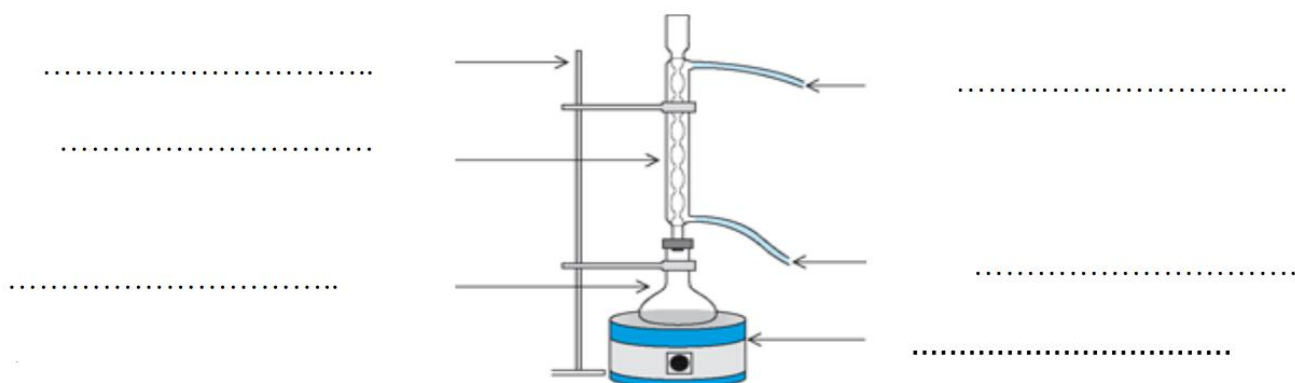
Le professeur a introduit dans un ballon :

- 15 mL de linalol ($C_{10}H_{18}O$) et 30 mL d'anhydride éthanoïque (ou acétique) ($C_4H_6O_3$) quelques grains de pierre ponce ou quelques billes de verre (le tout sous la hotte).
- un réfrigérant à eau et placer sur le ballon et le mélange est porté à l'ébullition pendant 10 min.

Pendant ce temps un élève prépare la chromatographie sur couche mince. L'autre élève commençant à répondre aux questions de la partie ci-dessous

Observations

1. Compléter le schéma ci-dessous.



2. Quel est le rôle de la pierre ponce ou des billes ?
3. Quel est le rôle du réfrigérant à eau ?
4. **Expliquer** le rôle du chauffage à reflux.
5. **Écrire** la réaction de la synthèse avec les réactifs et produits sachant qu'il se forme aussi de l'acide éthanoïque ($C_2H_4O_2$) dans les produits. (**Équilibrer** l'équation).
6. Pourquoi le réfrigérant doit-il rester ouvert à son extrémité supérieure ?

Extraction de l'acétate de linalyle (À faire à 2)

- Aller chercher votre tube à essai dans lequel le professeur aura introduit environ 5 mL du résultat de la synthèse précédente.

- Laisser refroidir à température ambiante pendant 5 minutes.
- Vider le contenu du tube à essai obtenu dans l'ampoule à décanter.
- Ajouter très lentement 20 mL d'eau distillée mesurée à l'aide de l'éprouvette graduée.
- Rajouter de nouveau environ un demi-tube à essai d'eau distillée dans le tube de synthèse et verser cette eau de rinçage dans l'ampoule à décanter.
- Ajouter 5 mL de cyclohexane dans l'ampoule à décanter puis extraire la phase organique.
- Évacuer au préalable la phase aqueuse (l'identifier et appeler le professeur au préalable). Cette phase organique sera mise dans le pilulier C.

7. Dessiner l'ampoule à décanter avec les deux phases.

8. Pourquoi y a-t-il deux phases dans l'ampoule à décanter ?

9. Compte tenu des renseignements du tableau et des remarques ci-dessous, préciser la position et la composition de chaque phase.

Tableau de données :	densité	θ ébullition °C	Solubilité dans l'eau	Solubilité dans le cyclohexane	Dangerosité
Linalol	0,87	199	Non	Oui	
Acétate de linalyle	0,90	220	Non	Oui	
Acide acétique	1,18	85	Oui	Non	
Anhydride acétique	1,09	140	Oui	Non	 

Remarque : Le cyclohexane est un liquide incolore de densité 0,77 à 25°C et il n'est pas miscible à l'eau.

Vérification du produit par CCM

Les lunettes et les gants sont obligatoires durant tout la CCM.

Préparation de l'éluant

L'éluant utilisé est un mélange de cyclohexane (80 %) et d'acétate d'éthyle (20 %).

- Introduire 10 mL d'éluant dans la cuve à chromatographie à l'aide d'une éprouvette graduée.
- Insérer un papier filtre imbibé d'éluant pour améliorer la diffusion des vapeurs
- Bien reboucher la cuve avec le couvercle. (ATTENTION, ne pas respirer les vapeurs de l'éluant.)

Préparation du support

- Prendre par ses coins une plaque pour CCM à l'aide d'une pince.
- Tracer délicatement au crayon de papier un trait léger à 1 cm du bas de la feuille.
- Repérer 3 points sur ce trait.
 - Déposer à l'aide d'un pique en bois différent à chaque fois :
 - A : 3 gouttes d'acétate de linalyle commercial (5% en volume d'acétate de linalyle dans le cyclohexane)
 - C : 3 gouttes d'acétate de linalyle synthétisée par l'élève (5% en volume d'acétate de linalyle dans le cyclohexane).
 - B : 3 gouttes de linalol (5% en volume de de linalol dans le cyclohexane)
- Noter en bas de la CCM la nature des différents dépôts.

Élution

- Délicatement, placer la plaque verticalement dans la cuve et reboucher avec le couvercle.
- Laisser évoluer l'ensemble.
- Quand l'éluant arrive à 1 cm du haut de la plaque environ, sortir la plaque et laisser sécher.
- Repérer par un trait le front final du solvant.

Révélation

Il existe 2 méthodes courantes pour révéler le chromatogramme :

(1) Lampe à UV : A haute dose, risque de vieillissement de la peau et de cancer.

- Placer la plaque sous une lampe UV.
- Observer la présence ou non des différentes tâches sur le chromatogramme .

(2) Permanganate de potassium dilué : Nocif en cas d'ingestion.

- Déposer la plaque dans une solution de permanganate de potassium à 0,002 mol/L et laisser réagir quelques minutes.
- La sortir et la rincer sous l'eau du robinet.
- La sécher et cercler avec un crayon les tâches qui sont apparue.

Appeler le professeur pour **montrer** votre plaque de chromatographie après révélation et séchage.

10. Rappeler le rôle de l'éluant dans une CCM.

11. Quel dépôt fait ici office de référence ? **Justifier**.

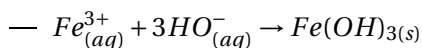
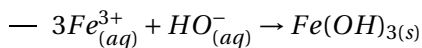
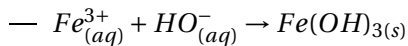
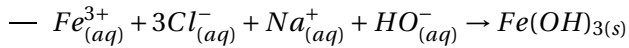
12. En comparant les tâches A ,B et C , dire si l'espèce synthétisée est bien de l'acétate de linalyle (**Justifier**).
Est-il pur ?

7. Exercices

Exercice 1

En solution aqueuse, l'ion fer (III) $Fe_{(aq)}^{3+}$ réagit avec les ions hydroxyde $HO_{(aq)}^-$ pour former un précipité orange d'hydroxyde de fer (III) $Fe(OH)_{3(s)}$. Dans un tube à essai contenant 2 mL d'une solution de chlorure de fer (III) $Fe_{(aq)}^{3+} + 3Cl_{(aq)}^-$, on verse quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium $Na_{(aq)}^+ + HO_{(aq)}^-$.

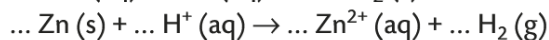
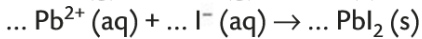
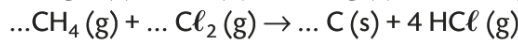
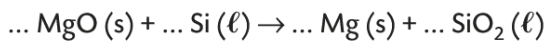
1. Identifier le(s) réactif(s) et le(s) produit(s) de la réaction.
2. Par mi les équations suivantes, identifier, en justifiant, l'équation de la réaction correctement ajustée :



3. Indiquer pourquoi les trois autres équations ne sont pas ajustées.
4. Identifier les espèces spectatrices.

Exercice 2

Recopier et ajuster, avec des nombres stœchiométriques corrects, les équations des réactions chimiques suivantes :



Exercice 3

Soit la réaction d'équation :



On fait réagir une quantité $n_O(Fe) = 8$ mol de fer avec une quantité $n_O(O_2) = 9$ mol de dioxygène.

1. Définir le réactif limitant d'une transformation.
2. Identifier le réactif limitant de cette réaction.

Exercice 4

Un bruleur à propane $C_3H_{8(g)}$ permet de chauffer l'air contenu dans l'enveloppe d'une montgolfière et de la faire s'élever.

Si la combustion du propane avec le dioxygène $O_{2(g)}$ de l'air est complète, il se forme uniquement du dioxyde de carbone $CO_{2(g)}$ et de l'eau, $H_2O_{(g)}$. Si la combustion est incomplète, il peut se former aussi du monoxyde de carbone $CO_{(g)}$, qui est un poison, et du carbone $C_{(s)}$. La bouteille de propane embarquée dans la montgolfière contient une quantité $n_0(C_3H_8) = 680$ mol de propane.

1. Écrire et ajuster, avec les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles, les équations des réactions de combustion du propane, pour lesquelles les produits sont :

— le dioxyde de carbone et l'eau ;

— le monoxyde de carbone et l'eau ;

— le carbone et l'eau.

- Pour laquelle de ces trois réactions, la quantité $n_0(O_2)$ de dioxygène nécessaire pour la combustion de la quantité $n_0(C_3H_8)$ de propane est-elle la plus petite ?
- Dans le cas de la combustion complète, **calculer** la quantité $n_0(O_2)$ nécessaire à la combustion de la quantité $n_0(C_3H_8)$ de propane et les quantités des produits formés.

Exercice 5

Les spéléologues ont longtemps utilisé des lampes à acétylène pour s'éclairer dans les grottes. La combustion de l'acétylène $C_2H_2(g)$ dans le dioxygène $O_2(g)$ de l'air forme du dioxyde de carbone $CO_2(g)$ et de l'eau $H_2O(l)$. Cette transformation s'accompagne d'une flamme très éclairante.

- Écrire et ajuster** l'équation de la réaction de combustion de l'acétylène.
 - Identifier** l'effet thermique associé à cette transformation.
- Dans le cas où les quantités initiales des réactifs sont :
 - $n_0(C_2H_2) = 15$ mmol et $n_0(O_2) = 20$ mmol, **identifier**, en justifiant, le réactif limitant.
 - $n_0(C_2H_2) = 3,0$ mmol et $n_0(O_2) = 7,5$ mmol, **identifier**, en justifiant, la nature du mélange.

Exercice 6

- Dans deux béchers, notés **1** et **2**, on verse une quantité $n_0(Cu^{2+}) = 2,0$ mmol d'ions cuivres (II) provenant d'une solution de sulfate de cuivre (II) $Cu_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$.
- Dans le bécher **1** on ajoute une quantité : $n_{0,1}(HO^-) = 2,0$ mmol d'ions hydroxyde $HO_{(aq)}^-$ provenant d'une solution d'hydroxyde de sodium.
- Dans le bécher **2** on ajoute une quantité : $n_{0,2}(HO^-) = 8,0$ mmol d'ions hydroxyde.
- Dans chacun des béchers, il se forme un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre (II), $Cu(OH)_2(s)$.
- On filtre les mélanges obtenus dans les deux béchers et on récupère les filtrats **1'** et **2'** ci-dessous respectivement associés aux béchers **1** et **2**.



- Établir et ajuster** l'équation de la réaction.
- Pour le bécher **1** :
 - Comparer** les grandeurs : $\frac{n_0(Cu^{2+})}{1}$ et $\frac{n_0(HO^-)}{2}$.
 - Identifier** le réactif limitant.
- En utilisant la même méthode, **identifier** le réactif limitant pour le bécher **2**.
- Justifier** les observations expérimentales.

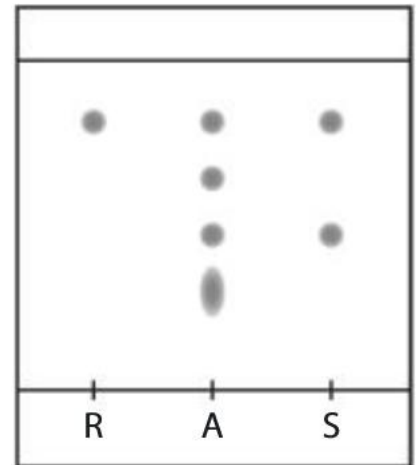
Données : Les ions cuivres (II) $Cu_{(aq)}^{2+}$ colorent en bleu les solutions qui les contiennent, tandis que les ions sodium $Na_{(aq)}^+$, hydroxyde $HO_{(aq)}^-$ et sulfate $SO_{4(aq)}^{2-}$ n'ont pas d'influence sur la couleur des solutions qui les contiennent.

Exercice 7

Les arômes d'ananas sont principalement constitués de butanoate d'éthyle que l'on peut synthétiser en chauffant à reflux un mélange constitué d'acide butanoïque et d'éthanol. Une fois la transformation terminée, on extrait le butanoate d'éthyle du mélange.

Après extraction, on réalise une chromatographie du produit synthétisé. On obtient le chromatogramme ci-après, pour lequel on a déposé une solution :

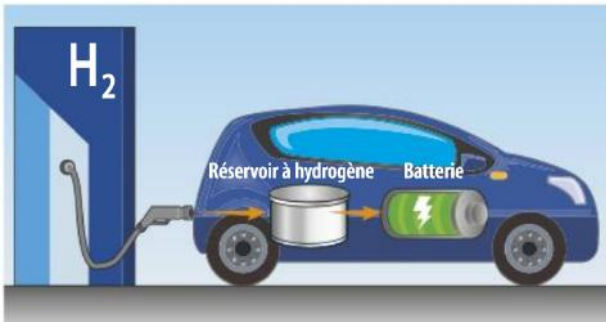
- de butanoate d'éthyle de référence en R ;
- d'arôme naturel d'ananas en A ;
- du produit de synthèse en S.



1. Schématiser et légénder le montage utilisé pour la synthèse.
2. Quel est le rôle d'une chromatographie ?
3. Nommer les deux lignes horizontales tracées sur le chromatogramme.
4. Interpréter le chromatogramme obtenu.

Résolution de problème

Une pile à hydrogène équipe une voiture qui réalise un déplacement de Paris à Marseille en consommant 8,0 kg de dihydrogène. Déterminer le volume d'eau liquide produit lors de ce trajet.



Une pile à hydrogène est un convertisseur d'énergie chimique en énergie électrique et en chaleur. Au cours de son fonctionnement, le dihydrogène $H_2(g)$ réagit avec le dioxygène $O_2(g)$ de l'air ; il ne se forme que de l'eau $H_2O(l)$.

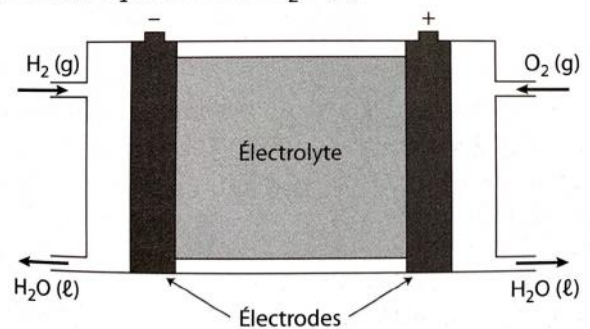


FIGURE 1 – Principe de fonctionnement d'une pile à hydrogène.

Données :

- Masse d'un atome d'hydrogène : $m_H = 1,67 \times 10^{-27}$ kg.
- Masse d'un atome d'oxygène : $m_O = 2,67 \times 10^{-26}$ kg.
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ mol⁻¹.