

Les Cours du



Physique – Chimie
Seconde
Notions fondamentales
Chimie

Rédaction :

Guy Le Parc
Philippe Briand

Coordination :

Jean Bousquet
Pierre Rageul
Jean-Michel Le Laouénan

Ce cours est la propriété du Cned. Les images et textes intégrés à ce cours sont la propriété de leurs auteurs et/ou ayants droit respectifs. Tous ces éléments font l'objet d'une protection par les dispositions du code français de la propriété intellectuelle ainsi que par les conventions internationales en vigueur. Ces contenus ne peuvent être utilisés qu'à des fins strictement personnelles. Toute reproduction, utilisation collective à quelque titre que ce soit, tout usage commercial, ou toute mise à disposition de tiers d'un cours ou d'une œuvre intégrée à ceux-ci sont strictement interdits.

©Cned-2010

Chimie

- Chapitre 1 Le modèle de l'atome
- Chapitre 2 Les éléments chimiques
- Chapitre 3 Les molécules
- Chapitre 4 Classification périodique des éléments
- Chapitre 5 La mole
- Chapitre 6 Les solutions aqueuses
- Chapitre 7 Formulation d'un médicament
- Chapitre 8 Obtention d'une espèce chimique naturelle
- Chapitre 9 Synthèse d'espèces chimiques
- Chapitre 10 La réaction chimique

Objectifs

- Connaître la constitution de l'atome (structure, particules constitutives).
- Connaître et utiliser le symbole A_ZX
- Donner la structure d'un atome ou d'un ion monoatomique à partir de son numéro atomique Z et de son nombre de nucléons A.
- Savoir que l'atome est électriquement neutre.

1. Structure de l'atome

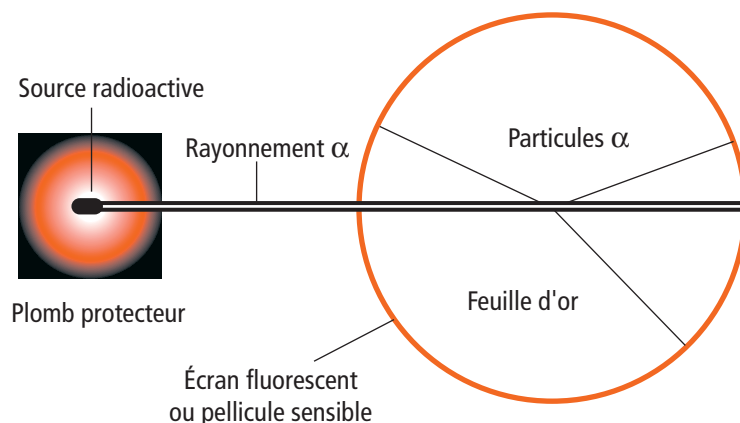
Dans l'Antiquité, l'atome a été considéré comme la particule élémentaire de la matière (Démocrite). Cette théorie était seulement due à des intuitions et non à des théories ou observations expérimentales.

Il a fallu attendre la fin du XIX^e siècle pour que cette théorie soit confirmée par des expériences qui permirent de mettre en évidence l'existence de particules constitutives de l'atome : les électrons.

■ L'expérience de Rutherford

Les philosophes grecs de l'Antiquité ont eu, les premiers, l'idée de l'atome qu'ils croyaient insécables (atomos : non divisibles).

L'expérience du physicien anglais Ernest Rutherford réalisée en 1911, permis d'aller plus loin dans la connaissance de la structure de l'atome.



L'expérience se produit à l'aide d'une enveloppe de verre dans laquelle règne un vide poussé.

Une source radioactive émet des noyaux d'hélium (particules α chargées positivement) qui sont dirigés vers une mince feuille d'or d'épaisseur de l'ordre du micromètre (10^{-6} m).

On observe les résultats de l'expérience sur un écran fluorescent (type écran d'oscilloscope) permettant de visualiser les différents impacts de particules α après leur éventuelle traversée de la feuille d'or.

Rutherford fit les observations suivantes :

1. Au centre de l'écran, sur la trajectoire initiale du faisceau de particules α , se trouve une tache lumineuse, brillante et très intense.
2. Présence d'un petit nombre de fluorescences en dehors de la tache centrale, en divers endroits de l'écran.

- Activité 1**
1. Pourquoi cette expérience ne permet-elle pas de considérer l'atome comme une sphère pleine ?
 2. La majorité des particules α sont – elles déviées par les atomes de la feuille d'or ?
 3. Quelle déduction peut-on faire quant à la structure de la feuille d'or ?
 4. Quel est l'intérêt d'utiliser une **mince** feuille d'or ?

- L'atome est constitué d'un noyau et d'électrons en mouvement autour du noyau.
- L'atome est électriquement neutre.

Le Physicien anglais Ernest Rutherford a montré en 1911, par l'expérience, que :

L'atome a une structure **lacunaire**, constitué par un noyau **très petit**, entouré d'un espace important et presque vide occupé par le(s) électron(s), le noyau étant chargé d'électricité **positive**.

La matière étant électriquement neutre, il existe donc une ou plusieurs charges électriques élémentaires négatives, appelées **électrons**.

On peut **modéliser** l'atome et son noyau par des sphères. Un **modèle** est une représentation destinée à se rapprocher le plus possible de la réalité de façon à tenir compte des résultats expérimentaux.

Le rayon atomique est de l'ordre de 10^{-10} m soit 100 pm (1 picomètre = 1.10^{-12} m), tandis que le rayon du noyau est de l'ordre de 10^{-15} m soit 1 fm (1 femtomètre = 1.10^{-15} m).

Le rapport $r_{\text{atome}} / r_{\text{noyau}} = 10^5$ donc on peut considérer le noyau environ 100000 fois plus petit que l'atome.

La valeur du rayon de l'atome est déterminée à partir du volume maximal dans lequel les électrons de l'atome se déplacent au cours de leur mouvement désordonné. A titre de comparaison, si le noyau avait les dimensions d'une noix (1 cm de rayon environ), alors l'atome serait une sphère de 10^5 cm de rayon, soit : 10^3 m, c'est-à-dire 1 km. On peut imaginer alors une noix dans une sphère de 1 km de rayon et mieux comprendre l'expression : « l'atome est presque vide ».

2. Constituants de l'atome

2.1. L'électron

L'électron (symbolisé e^-) (découvert en 1899) porte une charge élémentaire négative : la **charge élémentaire** est la plus petite charge électrique que l'on connaisse ; elle s'exprime en coulomb (C) ; dans le cas de la charge négative, sa valeur est :

$-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (signe - pour indiquer : électricité négative).

Remarque : la valeur est exprimée avec 2 chiffres significatifs.

La masse de l'électron a été déterminée expérimentalement : $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

2.2. Les particules du noyau

Le noyau possède plusieurs particules. Le noyau est constitué de **nucléons** (comme « nucléaire » qui vient de « noyau »).

Il existe deux types de nucléons :

Proton (découvert par Rutherford en 1919)	Chargé $+e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_{\text{proton}} = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron (découvert par Chadwick en 1932)	non chargé (neutre)	$m_{\text{neutron}} = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Un proton porte une charge élémentaire positive : $+e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Activité 2 *Que peut-on dire de la masse des protons et des neutrons ?*

Activité 3 *Calculer le rapport entre la masse d'un nucléon et celle d'un électron. Conclusion ?*

Activité 4 *Que peut-on dire alors de la répartition de masse dans l'atome ?*

- Activité 5** *A quoi est due la charge électrique du noyau ?
Comparer la charge élémentaire positive et la charge élémentaire négative.*
- Activité 6** *Quelle est la relation entre le nombre de protons et le nombre d'électrons d'un atome ? Justifier votre réponse.*

On peut déduire de ce qui précède que :

- La masse d'un neutron est sensiblement égale à celle d'un proton.
- La quasi totalité de la masse de l'atome est concentrée en son noyau (plus de 99,97 %).

3. Représentation symbolique d'un atome

Le **numéro atomique Z** (ou nombre de charge) d'un noyau est égal au **nombre de protons** qu'il contient.

A est le **nombre de nucléons** d'un noyau. A et Z sont des nombres entiers.

- Activité 7** *En appelant N le nombre de neutrons, trouver une relation entre A, Z et N.*

Pour représenter le noyau d'un atome, on utilise le symbole de l'élément correspondant et on indique les nombres Z et A de la manière suivante :



Ainsi, à partir du symbole :



On peut déduire la structure complète de l'atome de carbone :

$Z = 6$ donc l'atome possède 6 protons et par conséquent 6 électrons (électronéutralité de l'atome).

$A = 12$ donc l'atome possède 12 nucléons avec la répartition 6 protons (calculé plus haut) et donc :

$N = A - Z = 6$ neutrons

- Activité 8** *Déterminer la structure du fluor*



Un **atome** contient autant de protons que d'électrons : il est **électriquement neutre** globalement.

C'est la raison pour laquelle le numéro atomique Z s'appelle aussi le nombre de charges.

4. Masse d'un atome

La masse d'un atome est égale à la somme des masses des particules qui le constituent, donc la masse des électrons, des protons et des neutrons.

Ce qui donne : $m_{\text{atome}} = Z.m_{e^-} + Z.m_p + (A-Z).m_n$

Or l'*Activité 3* nous a permis de déduire que la masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons puis que la quasi-totalité de la masse de l'atome est concentrée en son noyau.

On définit alors la **masse approchée de l'atome** qui est égale à la masse de son noyau, soit :

$$m \approx Z.m_p + (A-Z).m_n$$

On peut même écrire : $m \approx A.m_p = A.m_n$,

si on exprime les masses des nucléons avec 3 chiffres significatifs car, dans ce cas, $m_n \approx m_p$.

Résumé

L'atome est constitué d'un noyau et d'électrons en mouvement autour du noyau. Il est électriquement neutre.

L'atome a une structure lacunaire, constitué par un noyau très petit, entouré d'un espace important et presque vide, le noyau étant chargé d'électricité positive.

Les nucléons sont les particules qui peuplent le noyau : ce sont les protons et les neutrons.

La masse d'un neutron est sensiblement égale à celle d'un proton.

La quasi totalité de la masse de l'atome est concentrée en son noyau (plus de 99,97 %).

Le numéro atomique Z (ou nombre de charge) d'un noyau est égal au nombre de protons qu'il contient.

Le nombre de nucléons d'un noyau est A . On l'appelle aussi nombre de masse.

Le noyau de l'atome est symbolisé par : ${}^A_Z X$

C

Corrigés des activités

- Activité 1**
- 1 Si l'atome était une sphère pleine, aucune particule α . ne traverserait la feuille d'or.
 - 2 Le texte dit « Au centre de l'écran, sur la trajectoire initiale du faisceau de particules α , se trouve une tache lumineuse, brillante et très intense. ». On en déduit que la majorité des particules α . ne sont pas déviées par les atomes de la feuille d'or.
 - 3 La structure lacunaire de l'atome signifie que l'atome est presque vide (la matière est concentrée en son noyau). Les résultats de cette expérience le confirment car si la majeure partie des particules α . n'ont pas été déviées par les atomes d'or, cela signifie qu'ils n'ont rencontré, au cours de la traversée, aucune matière.
 - 4 Le fait d'utiliser une mince feuille d'or permet de limiter les « couches » d'atomes et donc de trouver le résultat expérimental décrit dans le texte.

Activité 2 Protons et neutrons ont une masse presque égale.

Activité 3

$$\frac{m_{\text{proton}}}{m_{\text{électron}}} = 1,67 \cdot 10^{-27} / 9,1 \cdot 10^{-31} = 1836$$

La masse de l'électron est négligeable devant celle du proton.

Activité 4 La quasi-totalité de la masse de l'atome est concentrée en son noyau.

Activité 5 Dans le noyau, seul le proton est chargé électriquement, c'est donc à lui seul qu'est due la charge électrique du noyau.

Charge élémentaire positive et charge élémentaire négative sont opposées en valeur.

Activité 6 L'atome est neutre électriquement donc il contient autant de protons que d'électrons.

Activité 7 $N = A - Z$

Activité 8 ${}^{19}_{9}\text{F}$ $Z = 9$ donc 9 protons et 9 électrons (car l'atome est neutre électriquement).
 $A = 19$ donc 19 nucléons
 et : $N = A - Z = 10$ soit 10 neutrons

Chapitre 2

Les éléments chimiques

- Objectifs**
- Connaître la définition d'un isotope, d'un ion monoatomique ainsi que d'un élément chimique.
 - Savoir que le numéro atomique caractérise l'élément chimique.

1. Les isotopes

On a constaté l'existence des atomes de carbone suivant :



On constate que ces deux atomes, qui portent le même nom, ne sont pas identiques : le second s'appelle le carbone 14 : il est utilisé en archéologie pour dater des objets anciens.

Activité 1 *Donner, pour chaque atome, sa composition.*

Activité 2 *En quoi ces 2 atomes diffèrent-ils ?*

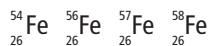
On constate, expérimentalement, que tous les atomes appartenant à un même élément n'ont pas exactement la même masse. On s'est aperçu alors que ces atomes n'avaient pas exactement la même structure. Les atomes appartenant au même élément (ils portent le même nom), possèdent le même numéro atomique Z (c'est-à-dire le même nombre de protons). Par contre, ils diffèrent par le nombre de neutrons.

Retenir

Des atomes sont **isotopes**, s'ils possèdent le même numéro atomique Z , mais s'ils diffèrent par leur nombre de nucléons A , et plus précisément par leur nombre de neutrons.

Activité 3 *Deux atomes isotopes possèdent-ils le même nombre d'électrons ? Justifier la réponse.*

■ **Exemple** isotopes du fer :



Ces atomes appartiennent bien au même élément (le fer) donc ce sont bien des atomes de fer (car ils possèdent le même nombre Z (26) ; par contre, ils diffèrent par leur nombre de nucléons A (et plus précisément, par leur nombre de neutrons). Ces atomes n'ont donc pas tout à fait la même masse.

Activité 4 Calculer le nombre de neutrons de chaque isotope du fer.

Le fer naturel est un mélange de ces isotopes, le fer 56 étant le plus abondant (92%).

On trouve, dans la nature, plus de 300 isotopes différents des divers éléments et on en a créé artificiellement plus de 1500.

3 autres exemples d'isotopes.

Élément	Hydrogène			Carbone			Uranium	
Isotopes	^1_1H	^2_1H	^3_1H	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$	$^{235}_{92}\text{U}$	$^{238}_{92}\text{U}$
Abondance relative(%)	99,985	0,015	traces	98,9	1,10	traces	0,7	99,3
Utilisation		Centrale nucléaire	radioactif datation			radioactif datation	centrale nucléaire	

2. Les ions monoatomiques

Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu, un ou plusieurs électrons.

Activité 5 Compléter les phrases :

« Un atome qui gagne un ou plusieurs électrons, est chargé....., c'est donc un..... ».

Un atome qui perd un ou plusieurs électrons, est chargé..... ; c'est donc un..... ».

■ Exemples d'ions monoatomiques :

Sodium Na^+ ; argent Ag^+ ; magnésium Mg^{2+} ; chlorure Cl^- ; sulfure S^{2-} ; oxyde O^{2-} .

Activité 6 Qu'est-ce que représente les signes +, -, 2+, 2- en exposant des ions précédents ?

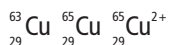
3. L'élément chimique

Les entités chimiques (atome, ion,) possédant le **même numéro atomique** (c'est-à-dire le même nombre de protons) appartiennent au même élément chimique.

Un élément chimique est caractérisé par un symbole chimique (et un nom) qui lui sont propres.

■ Exemple

les entités chimiques suivantes :



Appartiennent toutes à l'élément cuivre.

4. Corps simples et corps composés

■ Un **corps pur** est un corps constitué d'une seule sorte d'entité chimique (atome, ion ou molécule).
Exemple : l'eau pure H_2O .

■ Un **mélange** est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques.
Exemple : l'eau salée : constituée d'eau H_2O et de sel NaCl .

■ Un **corps pur simple** est un corps pur constitué d'un seul élément chimique.
Exemple : le dioxygène O_2 .

■ Un **corps pur composé** est un corps pur constitué de plusieurs éléments chimiques.
Exemple : l'eau pure H_2O .

Activité 7 *Classer les substances chimiques suivantes dans une des catégories ci-dessus :*

Cu^{2+} ; eau sucrée, diazote, solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$) ; Cu_2O .

5. Structure électronique d'un atome

5.1. Les couches électroniques

Nous nous sommes intéressés à la structure du noyau de l'atome. Regardons maintenant comment se répartissent les électrons.

Les électrons d'un atome sont liés au noyau par une force d'attraction électrique entre charges de signes opposés. Pour arracher les électrons du noyau, il faut fournir de l'énergie à l'atome. L'expérience montre que certains électrons sont plus faciles à arracher que d'autres, donc tous les électrons d'un atome ne sont pas « identiques » : certains sont plus liés au noyau que d'autres ; l'attraction électrique vis-à-vis du noyau est plus forte. Au cours du XX^e siècle, fut élaboré un modèle de l'atome permettant d'interpréter la formation des ions monoatomiques et des molécules basé sur la répartition des électrons par **couches électroniques**.

Pour chaque couche, on peut définir une distance du noyau (rayon d'un cercle) telle que la probabilité de trouver les électrons de cette couche est maximale. (N'oublions pas le mouvement désordonné et incessant des électrons autour du

noyau nous empêche de savoir où se trouve exactement un électron donné à un instant donné).

On nomme chaque couche par lettre de l'alphabet, telle que :

- K pour la première couche
- L pour la deuxième couche
- M pour la troisième couche
- N pour la quatrième couche (et ainsi de suite)...

Les électrons les plus proches du noyau peuplent la couche K, les électrons plus lointains peuplent la couche L, les électrons encore plus lointain, la couche M ...

5.2. Structure électronique

Dans chaque couche, il y a un nombre maximal d'électrons possible ; si ce nombre est atteint, on dit que la couche est **saturée**.

Couche	K	L	M
Nombre maximal d'électrons	2	8	8

Nous limiterons notre étude aux éléments de numéro atomique Z inférieur ou égal à 20.

La règle de remplissage est la suivante :

la **structure électronique** d'un atome s'obtient en remplissant successivement les couches à partir de la première c'est-à-dire la couche K, puis, lorsqu'elle est saturée, la couche L et ainsi de suite de manière à répartir tous les électrons de l'atome.

A noter que la dernière couche électronique d'un atome est aussi appelée sa **couche externe**, les autres couches étant appelées couches internes. Les électrons peuplant la couche externe sont appelés **électrons périphériques**.

■ Exemple

cas de l'atome de fluor : $^{19}_9\text{F}$

$Z = 9$ donc 9 protons soit 9 électrons pour l'atome neutre. Ce qui donne la répartition électronique :

- 2 électrons dans la couche K (couche remplie ou saturée)
- 7 électrons dans la couche L (couche **insaturée**)

La structure électronique de l'atome de fluor est alors : $(K)^2 (L)^7$

Activité 8 Donner la structure électronique des atomes :

- sodium Na ($Z = 11$)
- calcium Ca ($Z = 20$)

Puis celle des ions :

- sodium Na^+ ($Z = 11$)
- calcium Ca^{2+} ($Z = 20$)

Résumé

Des atomes sont **isotopes**, s'ils possèdent le même numéro atomique Z , mais s'ils diffèrent par leur nombre de nucléons A .

Un **ion monoatomique** est un atome qui a gagné ou perdu, un ou plusieurs électrons.

Les entités chimiques (atome, ion,) possédant le **même numéro atomique** (c'est-à-dire le même nombre de protons) appartiennent au même **élément chimique**.

Un élément chimique est caractérisé par un symbole chimique (et un nom) qui lui sont propres.

Un **corps pur simple** est un corps pur constitué d'un seul élément chimique.

Un **corps pur composé** est un corps pur constitué de plusieurs éléments chimiques.

Les électrons de l'atome se répartissent par **couches électroniques**.

- K pour la première couche
- L pour la deuxième couche
- M pour la troisième couche
- N pour la quatrième couche et ainsi de suite...

La **structure électronique** d'un atome s'obtient en remplissant successivement les couches en commençant par la première c'est-à-dire la couche K, puis lorsqu'elle est saturée, la couche L et ainsi de suite de manière à répartir tous les électrons de l'atome.



Corrigé des activités

- Activité 1** Atome de carbone 12 :
 $Z = 6$ protons donc 6 électrons et $(12-6) = 6$ neutrons.
 Atome de carbone 14 :
 $Z = 6$ protons donc 6 électrons et $(14-6) = 8$ neutrons.
- Activité 2** Ces atomes n'ont pas le même nombre de masse A et plus précisément, différent par leur nombre de neutrons.
- Activité 3** Deux atomes isotopes possèdent le même nombre d'électrons puisqu'ils possèdent le même nombre de protons. (l'atome est neutre, donc le nombre de protons est égal au nombre d'électrons).
- Activité 4** ${}^{54}_{26}\text{Fe} : N = A - Z = 54 - 26 = 28$
 ${}^{56}_{26}\text{Fe} : N = 56 - 26 = 30$
 ${}^{57}_{26}\text{Fe} : N = 31$
 ${}^{58}_{26}\text{Fe} : N = 32$
- Activité 5** Un atome qui gagne un ou plusieurs électrons est chargé **négativement**, c'est donc un **anion** (en effet, l'atome a gagné 1 ou plusieurs charges électriques négatives).
 Un atome qui perd un ou plusieurs électrons est chargé **positivement**, c'est donc un **cation** (en effet, l'atome a perdu 1 ou plusieurs charges négatives, il devient donc chargé positivement).
- Activité 6** Les signes représentent le nombre de **charges électriques élémentaires** (positives ou négatives) portées par l'ion.
- Activité 7** Corps pur simple : Cu^{2+} ; diazote,
 Corps pur composé : Cu_2O .
 Mélange : eau sucrée ; solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH
- Activité 8** $\text{Na} : (K)^2 (L)^8 (M)^1$
 $\text{Ca} : (K)^2 (L)^8 (M)^8 (N)^2$
 $\text{Na}^+ : (K)^2 (L)^8$
 $\text{Ca}^{2+} : (K)^2 (L)^8 (M)^8$

Chapitre 3

Les molécules

Objectifs

- Connaître les règles du duet et de l'octet et savoir les appliquer pour rendre compte des charges des ions monoatomiques existant dans la nature.
- Donner la représentation de Lewis de quelques molécules simples.
- Représenter des formules développées et semi – développées compatibles avec les règles du duet et de l'octet de quelques molécules simples.
- Connaître la notion d'isomérie.
- Savoir qu'à une formule brute peuvent correspondre plusieurs formules semi-développées différentes.

1. Les règles du duet et de l'octet

1.1. Stabilité des gaz nobles

Activité 1 *Donner la structure électronique des gaz rares :*

${}_2\text{He}$; ${}_{10}\text{Ne}$; ${}_{18}\text{Ar}$

Quels est le nom de chacun de ces éléments ?

On constate que chacun de ces éléments a sa couche externe saturée ce qui explique leur quasi-absence de réactivité (inertie chimique) : ils ne participent que très rarement à des réactions chimiques.

De tous les éléments, les gaz nobles (ou rares) sont **stables à l'état d'atome isolé** car leur couche externe est **saturée**. Seuls les atomes de gaz nobles (He, Ne, Ar, Kr...) présentent une certaine inertie chimique, ce sont des gaz monoatomiques dans les conditions ordinaires de température et de pression. Cela signifie que tous les autres éléments sont **instables à l'état d'atomes isolés** ; en effet, leur couche externe n'est pas saturée.

L'étude des réactions chimiques montre que ces éléments évoluent vers l'état de stabilité chimique qui correspond à la saturation de leur dernière couche d'électrons, ce qui revient, pour eux, à acquérir la structure électronique du gaz rare de numéro atomique le plus proche.

*soit 2 électrons ou un « duet » d'électrons pour les atomes de numéro atomique proche de celui de l'hélium.

*soit 8 électrons ou un « octet » d'électrons pour les autres atomes.

Ce sont les règles du duet et de l'octet que l'on peut écrire.

1.2. Énoncé des règles

Les atomes autres que les gaz inertes (ou gaz nobles), évoluent chimiquement de façon à acquérir la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche, c'est-à-dire à saturer leur couche externe :

- par formation d'ions monoatomiques
- par formation de molécules.

Ces règles concernent donc les **électrons des couches externes** des atomes. Nous allons voir plus loin que seuls ces électrons sont engagés lors de la formation des ions et des molécules.

En adoptant la structure électronique d'un gaz noble, l'élément chimique ne se transforme pas en un autre élément car son numéro atomique Z reste identique ; seul le nombre d'électrons varie.

Un élément tend vers la structure électronique du gaz noble le plus proche car il est plus facile pour lui de gagner ou perdre un petit nombre d'électrons qu'un grand nombre.

1.3. Application aux ions monoatomiques stables

L'atome de sodium Na de structure électronique $(K)^2 (L)^8 (M)^1$, non stable car couche externe M non saturée, ne peut exister seul.

Soit il forme des liaisons avec d'autres atomes (c'est le cas dans le métal de sodium Na), ou il s'ionise sous forme Na^+ .

Pourquoi Na^+ et pas Na^- ?

En vertu de la règle de l'octet, l'atome Na a tendance à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche, soit le néon $_{10}\text{Ne}$ ce qui se produira s'il perd 1 électron et se « transforme » en ions Na^+ stable car la couche externe (saturée) de l'ion est la couche L : $(K)^2 (L)^8$.

Activité 2 *En suivant le même raisonnement pour l'atome de chlore $_{17}\text{Cl}$, justifier l'existence de l'ion monoatomique Cl^- .*

Nous comprenons mieux, maintenant, pourquoi le chlorure de sodium NaCl (sel de cuisine) (constitué d'ions sodium et chlorure) existe.

Les éléments de numéro atomique compris entre 3 et 20 ne forment qu'un seul type d'ion monoatomique ; on peut prévoir la charge portée par celui-ci en appliquant les règles du duet ou de l'octet.

2. Formules développée et semi-développée d'une molécule

Une **molécule** est une **association** électriquement neutre d'**atomes**.

Dans la formule brute d'une molécule, on indique le nombre d'atomes de chaque élément en indice à droite du symbole. L'absence d'indice équivaut à 1.

- Activité 3**
- La formule brute de la molécule d'eau est H_2O . Indiquer le nombre d'atomes de chaque élément de cette molécule.
 - Même question pour la molécule de dioxyde de carbone CO_2 et la molécule d'éthanol : C_2H_6O .

2.1. Liaison covalente

Une liaison covalente est la mise en commun d'un doublet d'électrons par deux atomes, chaque atome apportant 1 électron.

Les deux électrons de la liaison covalente forment un doublet liant.

Un doublet liant est représenté par un tiret entre les deux atomes.

Liaison covalente entre les atomes A et B : A — B

Activité 4 Compléter la phrase :

« La formation d'une liaison de covalence entre deux atomes donne, à chaque atome,..... électron(s) supplémentaire(s) sur sa couche externe. »

Dans la molécule AB **chaque atome a gagné un électron**. Les deux électrons appartiennent à la fois à A et à B.

Le nombre de liaisons covalentes n établi par un atome est égal au **nombre d'électrons manquant** sur sa couche externe pour obéir aux règles du duet ou de l'octet.

Dans les modèles moléculaires, les atomes sont représentés **conventionnellement** par des boules de couleur. A chaque **élément chimique** correspond une couleur:

Élément	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène	Soufre	Chlore
Couleur	Blanc	Noir	Bleu	Rouge	Jaune	Vert

Les **liaisons** entre atomes sont matérialisées par des **tiges**.

Activité 5

a. *Faire un tableau avec les lignes suivantes: le nom, le symbole, le numéro atomique Z , la structure électronique, et le nombre d'électrons sur la couche externe, des atomes suivants placés en colonnes:*

H ($Z=1$), C ($Z=6$), N ($Z=7$), O ($Z=8$), S ($Z=16$) et Cl ($Z=17$).

b. *Ajouter au tableau précédent une ligne indiquant le nombre d'électrons manquant sur la couche externe de l'atome pour obéir aux règles du duet ou de l'octet.*

c. *Ajouter au tableau précédent une ligne indiquant le nombre de liaisons covalentes noté n .*

Pour satisfaire à la règle de l'octet, certains atomes sont liés entre eux par **plus d'un doublet liant** : ce sont des **liaisons multiples** : **doubles** (deux tirets) ou $A = B$ **triples** (trois tirets) $A \equiv B$.

2.2. Formules développée et semi-développée d'une molécule :

- La **formule brute** d'une molécule indique la nature et le nombre d'atomes qui la constituent.
- La **formule développée** d'une molécule précise l'ordre dans lequel les atomes sont liés les uns aux autres en schématisant les liaisons covalentes (doublets liants).
- La **formule semi-développée** simplifie l'écriture en ne représentant pas les liaisons concernant les atomes d'hydrogène de la molécule.

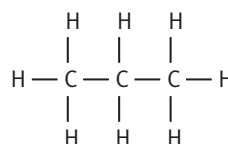
■ Exemple

La molécule de propane :

Formule brute : C_3H_8

Formule semi-développée : $H_3C-CH_2-CH_3$

Formule développée :



Remarque

Formules développées et semi-développées sont des représentations planes des molécules et ce, même si la plupart des molécules sont tridimensionnelles.

2.3. Comment déterminer la formule développée (ou semi-développée) d'une molécule à partir de sa formule brute ?

- A partir des **numéros atomiques**, écrire la **structure électronique** de tous les éléments chimiques contenus dans la molécule.
- En déduire le **nombre de liaisons covalentes** que doit former chaque atome pour respecter la **règle du duet ou de l'octet**.
- Chercher alors la (ou une) formule développée ou semi-développée.

Prenons l'exemple de la molécule d'eau. Des études expérimentales montrent que la molécule est formée de deux atomes d'hydrogène et de un atome d'oxygène. On représente ainsi la formule de l'eau :

Formule brute de l'eau : H_2O .

- la molécule est constituée de 2 éléments : oxygène O : (K)² (L)⁶ et hydrogène H : (K)¹.
- l'atome d'oxygène contient donc $n_e = 6$ électrons et l'atome d'hydrogène 1 électron dans leur couche externe. Donc l'oxygène forme 2 liaisons et chaque hydrogène 1 seule liaison.
- La formule développée de la molécule d'eau est alors : H-O-H.

Activité 7 *En utilisant la méthode illustrée ci-dessus, établir la formule développée des molécules :*

- Dihydrogène H_2
- Dichlore Cl_2
- Chlorure d'hydrogène HCl
- Ammoniac NH_3
- Le méthane CH_4

Dans tous ces exemples, les atomes ne forment entre eux qu'une seule liaison de covalence.

Dans les exemples qui vont suivre, il faut envisager l'existence de plusieurs liaisons entre certains atomes ; ce sont des liaisons multiples :

- 2 liaisons entre 2 atomes est appelée **liaison double** (ou double liaison).
- 3 liaisons entre 2 atomes est appelée **liaison triple** (ou triple liaison).

Dans la formule développée de la molécule, on place alors les tirets (représentant les liaisons) les uns au dessus des autres.

Activité 8 *Donner la formule développée des molécules suivantes :*

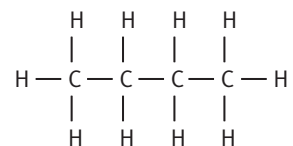
- dioxygène O_2
- l'éthène C_2H_4
- dioxyde de carbone CO_2

On remarquera que l'éthène est une molécule plane.

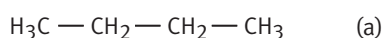
3. Notion d'isomérisation

Étudions le cas de la molécule de butane (utilisé comme moyen de chauffage, en bouteille) de formule C_4H_{10} .

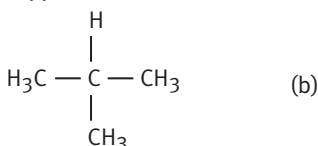
On en déduit une formule développée :



On peut aussi représenter sa formule semi-développée dans laquelle les liaisons C-H ne sont pas représentées, soit :



On constate, de plus, qu'il y a plusieurs façons de placer les atomes les uns par rapport aux autres :



Les molécules (a) et (b) ont la même formule brute (C_4H_{10}), mais un enchaînement d'atomes différent (formule développée ou semi-développée différente) ; ce ne sont donc pas les mêmes molécules ; on dit que ce sont, entre elles, des **isomères**.

Activité 9 *Trouver les formules semi-développées des différents isomères de formule brute C_2H_6O .*

Des isomères ont même formule brute mais des enchaînements d'atomes différents.

Résumé

Les gaz rares sont inertes chimiquement parce qu'ils possèdent deux électrons (pour l'hélium) ou huit électrons (pour les autres) sur leur couche électronique externe.

Au cours de réactions chimiques, on constate que les autres atomes du tableau périodique des éléments cherchent à acquérir cette configuration externe stable à deux (règle du « duet ») ou huit électrons (règle de l'octet). Ils peuvent s'associer entre eux par des liaisons covalentes pour former des molécules.

Le nombre de liaisons covalentes établies par un atome est égal au nombre d'électrons à rajouter sur sa couche externe pour obéir aux règles du duet et de l'octet.

- La **formule brute** d'une molécule indique la nature et le nombre d'atomes qui la constituent.
- La **formule développée** d'une molécule précise l'ordre dans lequel les atomes sont liés les uns aux autres en schématisant les liaisons covalentes (doublets liants).
- La **formule semi-développée** simplifie l'écriture en ne représentant pas les liaisons concernant les atomes d'hydrogène de la molécule.

Des molécules ayant même formule brute sont **isomères** lorsqu'elles ont un enchaînement d'atomes différent.

Corrigé des activités

Activité 1 Hélium ${}_2\text{He}$: $(K)^2$
 Néon ${}_{10}\text{Ne}$: $(K)^2 (L)^8$
 Argon ${}_{18}\text{Ar}$: $(K)^2 (L)^8 (M)^8$

Activité 2 Cl : $(K)^2 (L)^8 (M)^7$ aura tendance à gagner 1 électron pour acquérir la structure électronique de l'argon et saturer sa couche externe : $(K)^2 (L)^8 (M)^8$: ion Cl^- .

Activité 3 Dans H_2O , se trouvent 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.
 Dans CO_2 , il y a 1 atome de carbone et 2 atomes d'oxygène.
 Dans $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, 2 atomes de carbone, 6 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.

Activité 5 La formation d'une liaison de covalence entre deux atomes donne, à chaque atome, un électron supplémentaire sur sa couche externe.

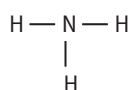
Activités 5 et 6

Nom	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène	Soufre	Chlore
Symbole	H	C	N	O	S	Cl
Numéro atomique Z	1	6	7	8	16	17
Structure électronique	$(K)^1$	$(K)^2 (L)^4$	$(K)^2 (L)^5$	$(K)^2 (L)^6$	$(K)^2 (L)^8 (M)^6$	$(K)^2 (L)^8 (M)^7$
Nombre d'électrons sur la couche externe	1	4	5	6	6	7
Nombre d'électrons externes manquants	1	4	3	2	2	1
Nombre de liaisons covalentes	1	4	3	2	2	1

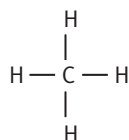
Activité 7

- Dihydrogène H_2 : H-H
- Dichlore Cl_2 : Cl : $K^2 L^8 M^7$ donc : Cl forme 1 liaison, donc : Cl-Cl
- Chlorure d'hydrogène HCl : H-Cl

- Ammoniac NH_3 :



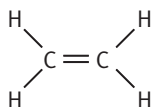
- Méthane CH_4 :



Activité 8 Dioxygène : $\text{O}=\text{O}$

Dioxyde de carbone : $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

Ethène :



Activité 9 Chaque atome de carbone possède 4 électrons externes donc forme 4 liaisons covalentes et chaque atome d'hydrogène possède 1 électron externe donc forme 1 liaison covalente.

Ce qui donne les isomères :

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{H}$ (ethanol) ou : $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$ (méthoxyméthane)

Ce sont bien des molécules différentes car leurs propriétés chimiques sont différentes.

La classification périodique des éléments chimiques

Objectifs

- ▶ Retrouver la démarche utilisée par Mendeleïev pour établir la classification périodique des éléments et la comparer à la classification actuellement utilisée.
- ▶ En utilisant la classification périodique, retrouver la charge des ions monoatomiques et le nombre de liaisons que peuvent établir les éléments de chacune des familles de la colonne du carbone, de l'azote, de l'oxygène et du fluor.
- ▶ Représenter des formules développées et semi-développées compatibles avec les règles du duet et de l'octet de quelques molécules simples.

Remarque

Pour que ce cours vous soit pleinement profitable, il vous est recommandé de ne pas consulter de tableau périodique des éléments avant le paragraphe 2.

1. La classification périodique des éléments

Objectifs

- ▶ Tenter de retrouver la démarche utilisée par Mendeleïev en 1869
- ▶ Comprendre les règles qui régissent la classification utilisée de nos jours.

Principe

- ▶ A partir de la fiche d'identité de quelques éléments, classer ceux-ci en fonction de critères de votre choix.
- ▶ Comparer votre classification avec celle de Mendeleïev.
- ▶ Enfin, comparer la classification de Mendeleïev avec la classification actuelle.

1.1. Classer les éléments chimiques comme Mendeleïev

■ Manipulation

Les « cartes d'identité » de 12 éléments sont fournies pages suivantes.
Ce sont des fiches recto-verso.
Elles sont volontairement non classées.
Chaque fiche résume les propriétés connues au XIX^{ème} siècle pour un élément.

Activité 1 *Découper les pages 99 et 100 ; ce sont les doubles des pages 97 et 98. (On peut même découper chaque fiche séparément).
Bien lire chaque fiche et classer ces éléments selon deux critères de votre choix.*

■ Compte-rendu

Activité 2 *Placer ces éléments dans un tableau.
Expliquer quels sont les critères qui ont guidé votre choix.*

NOM : **POTASSIUM** symbole K

Masse atomique molaire : 39 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple potassium :

Métal blanc argenté mou comme la cire, peu dense.

$T_f = 63,6^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 760^\circ\text{C}$

*s'oxyde rapidement à l'air.

*réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : K_2O ; KCl .

NOM : **HYDROGENE** symbole H

Masse atomique molaire : 1 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple dihydrogène :

Le plus léger des gaz, se liquéfie difficilement, très peu soluble dans l'eau.

$T_f = -260^\circ\text{C}$

$T_{eb} = -253^\circ\text{C}$

*peut réagir de façon explosive avec le dioxygène.

*réagit avec le dichlore, le soufre, le diazote, le carbone.

*réagit avec les oxydes métalliques comme CuO et les oxydes non métalliques comme SO_2 .

Formules de corps composés : H_2O ; HCl .

NOM : **BORE** symbole B

Masse atomique molaire : 11 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple bore :

Solide noir, léger et très dur.

$T_f = 2079^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 2550^\circ\text{C}$

*s'oxyde à température élevée.

*réagit avec l'acide nitrique et l'acide sulfurique bouillants.

*réagit avec le dichlore à chaud.

Formules de corps composés : B_2O_3 ; BCl_3 .

NOM : **LITHIUM** symbole Li

Masse atomique molaire : 7 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple lithium :

Métal blanc argenté mou.

$T_f = 180^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 1342^\circ\text{C}$

*s'oxyde avec différents acides avec formation de dihydrogène.

*réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : Li_2O ; LiCl .

NOM : **BERYLLIUM** symbole Be

Masse atomique molaire : 9 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple béryllium :

Métal blanc brillant, peu dense.

$T_f = 1278^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 2970^\circ\text{C}$

*s'oxyde à l'air avec émission de lumière.

*réagit facilement avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec dégagement de dihydrogène.

*réagit avec une solution d'hydroxyde de sodium concentrée.

Formules de corps composés : BeO ; BeCl_2 .

NOM : **MAGNESIUM** symbole Mg

Masse atomique molaire : 24 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple magnésium:

Métal blanc argenté malléable et ductile.

$T_f = 65^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 1107^\circ\text{C}$

*brûle dans le dioxygène avec un vif éclat.

*réagit avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : MgO ; MgCl_2 .



NOM : **ALUMINIUM** symbole Al
 Masse atomique molaire : 27 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple aluminium :
 Métal blanc ; bon conducteur de la chaleur et de l'électricité.
 $T_f = 660 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = 2467 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *s'oxyde à l'air.
 **réagit facilement avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec dégagement de dihydrogène.
 *réagit avec le dichlore.
 Formules de corps composés : Al_2O_3 ; AlCl_3 .

NOM : **BROME** symbole Br
 Masse atomique molaire : 80 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple dibrome :
 Liquide volatil de couleur rouge sombre.
 $T_f = 7,2 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = 58,8 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *réagit avec le dihydrogène.
 *réagit avec les métaux.
 *réagit avec le phosphore blanc.
 Formules de corps composés : NaBr ; HBr

NOM : **CHLORE** symbole Cl
 Masse atomique molaire : $35,5 \text{ g.mol}^{-1}$
 Propriétés du corps simple dichlore :
 Gaz verdâtre, peu soluble dans l'eau.
 $T_f = -101 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = -34,6 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *réagit avec le dihydrogène.
 *réagit avec les métaux., sauf l'or et le platine.
 *réagit avec le phosphore blanc.
 Formules de corps composés : NaCl ; HCl.

NOM : **SOUFRE** symbole S
 Masse atomique molaire : 32 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple soufre :
 Solide jaune, isolant électrique.
 $T_f = 113 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = 445 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *réagit avec le dihydrogène
 *réagit avec le dioxygène.
 *réagit avec le difluor, le dibrome et le dichlore.
 *réagit avec la plupart des métaux.
 Formules de corps composés : SO_2 ; SO_3 ; H_2S .

NOM : **SODIUM** symbole Na
 Masse atomique molaire : 23 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple sodium :
 Métal blanc, argenté et mou.
 $T_f = 97,8 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = 893 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *s'oxyde à l'air.
 *réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.
 *réagit avec le dichlore.
 Formules de corps composés : Na_2O ; NaCl.

NOM : **FLUOR** symbole F
 Masse atomique molaire : 19 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple difluor:
 Gaz jaune moins dense que l'air.
 $T_f = -219 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = -188 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *réagit avec le dihydrogène.
 *réagit avec les métaux., sauf l'or et le platine.
 *réagit avec le phosphore blanc.
 *réagit avec l'eau avec formation de dihydrogène.
 Formules de corps composés : NaF ; HF.

NOM : **POTASSIUM** symbole K

Masse atomique molaire : 39 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple potassium :

Métal blanc argenté mou comme la cire, peu dense.

$T_f = 63,6^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 760^\circ\text{C}$

*s'oxyde rapidement à l'air.

*réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : K_2O ; KCl .

NOM : **HYDROGENE** symbole H

Masse atomique molaire : 1 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple dihydrogène :

Le plus léger des gaz, se liquéfie difficilement, très peu soluble dans l'eau.

$T_f = -260^\circ\text{C}$ $T_{eb} = -253^\circ\text{C}$

*peut réagir de façon explosive avec le dioxygène.

*réagit avec le dichlore, le soufre, le diazote, le carbone.

*réagit avec les oxydes métalliques comme CuO et les oxydes non métalliques comme SO_2 .

Formules de corps composés : H_2O ; HCl

NOM : **BORE** symbole B

Masse atomique molaire : 11 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple bore :

Solide noir, léger et très dur.

$T_f = 2079^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 2550^\circ\text{C}$

*s'oxyde à température élevée.

*réagit avec l'acide nitrique et l'acide sulfurique bouillants.

*réagit avec le dichlore à chaud.

Formules de corps composés : B_2O_3 ; BCl_3 .

NOM : **LITHIUM** symbole Li

Masse atomique molaire : 7 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple lithium :

Métal blanc argenté mou.

$T_f = 180^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 1342^\circ\text{C}$

*s'oxyde avec différents acides avec formation de dihydrogène.

*réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : Li_2O ; LiCl .

NOM : **BERYLLIUM** symbole Be

Masse atomique molaire : 9 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple béryllium :

Métal blanc brillant, peu dense.

$T_f = 1278^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 2970^\circ\text{C}$

*s'oxyde à l'air avec émission de lumière.

*réagit facilement avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec dégagement de dihydrogène.

*réagit avec une solution d'hydroxyde de sodium concentrée.

Formules de corps composés : BeO ; BeCl_2 .

NOM : **MAGNESIUM** symbole Mg

Masse atomique molaire : 24 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple magnésium:

Métal blanc argenté malléable et ductile.

$T_f = 651^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 1107^\circ\text{C}$

*brûle dans le dioxygène avec un vif éclat.

*réagit avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : MgO ; MgCl_2 .



NOM : **ALUMINIUM** symbole Al
 Masse atomique molaire : 27 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple aluminium :
 Métal blanc ; bon conducteur de la chaleur et de l'électricité.
 $T_f = 660^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 2467^\circ\text{C}$
 * s'oxyde à l'air.
 * réagit facilement avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec dégagement de dihydrogène.
 * réagit avec le dichlore.
 Formules de corps composés : Al_2O_3 ; AlCl_3 .

NOM : **BROME** symbole Br
 Masse atomique molaire : 80 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple dibrome :
 Liquide volatil de couleur rouge sombre.
 $T_f = 7,2^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 58,8^\circ\text{C}$
 * réagit avec le dihydrogène.
 * réagit avec les métaux.
 * réagit avec le phosphore blanc.
 Formules de corps composés : NaBr ; HBr.

NOM : **CHLORE** symbole Cl
 Masse atomique molaire : $35,5 \text{ g.mol}^{-1}$
 Propriétés du corps simple dichlore :
 Gaz verdâtre, peu soluble dans l'eau.
 $T_f = -101^\circ\text{C}$ $T_{eb} = -34,6^\circ\text{C}$
 * réagit avec le dihydrogène.
 * réagit avec les métaux., sauf l'or et le platine.
 * réagit avec le phosphore blanc.
 Formules de corps composés : NaCl ; HCl.

NOM : **SOUFRE** symbole S
 Masse atomique molaire : 32 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple soufre :
 Solide jaune, isolant électrique.
 $T_f = 113^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 445^\circ\text{C}$
 * réagit avec le dihydrogène
 * réagit avec le dioxygène.
 * réagit avec le difluor, le dibrome et le dichlore.
 * réagit avec la plupart des métaux.
 Formules de corps composés : SO_2 ; SO_3 ; H_2S .

NOM : **SODIUM** symbole Na
 Masse atomique molaire : 23 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple sodium :
 Métal blanc, argenté et mou.
 $T_f = 97,8^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 893^\circ\text{C}$
 * s'oxyde à l'air.
 * réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.
 * réagit avec le dichlore.
 Formules de corps composés : Na_2O ; NaCl.

NOM : **FLUOR** symbole F
 Masse atomique molaire : 19 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple difluor :
 Gaz jaune moins dense que l'air.
 $T_f = -219^\circ\text{C}$ $T_{eb} = -188^\circ\text{C}$
 * réagit avec le dihydrogène.
 * réagit avec les métaux, sauf l'or et le platine.
 * réagit avec le phosphore blanc.
 * réagit avec l'eau avec formation de dihydrogène.
 Formules de corps composés : NaF ; HF.

1.2. La démarche de Mendéléïev

Mendeleïev: principes de chimie

Lire le texte puis répondre aux questions de l'Activité 3 :

Édition 1871, traduction française 1897 PARIS

Plusieurs groupes d'éléments semblables sont connus depuis longtemps. L'oxygène, l'azote, le carbone etc. possèdent des analogues qui seront étudiés plus bas. Leur étude nous conduit nécessairement à la question suivante: quelle est la cause de l'analogie et quel est le rapport des groupes d'éléments entre eux ?

Sans avoir de réponses à ces questions, il n'est guère possible de grouper les éléments analogues sans tomber dans des erreurs grossières, attendu que les notions du degré de l'analogie ne sautent pas toujours aux yeux et ne sont pas d'une précision rigoureuse. Ainsi, par exemple, le lithium ressemble sous certains rapports au potassium; par d'autres points, il se rapproche du magnésium; le glucinium ressemble à l'aluminium et au magnésium. Le thallium, comme nous le verrons plus tard, et comme on l'a observé dès sa découverte, ressemble au plomb et au mercure mais possède en même temps une partie des propriétés du lithium et du potassium. Il est certain que, là où nous ne pouvons pas mesurer, il faut bon gré mal gré se borner à faire un rapprochement ou une comparaison basée sur les propriétés les plus évidentes qui sont parfois loin de présenter une précision absolue.

Les éléments ont cependant une propriété exactement mesurable, c'est leur poids atomique. Il est donc tout naturel de chercher une relation entre les propriétés analogues des éléments d'une part et leur poids atomique d'autre part.

Telle est l'idée fondamentale qui oblige à **disposer tous les éléments d'après la grandeur de leur poids atomique**. Cela fait, on remarque immédiatement la répétition des propriétés dans les périodes des éléments.

Les halogènes ont des poids atomiques plus petits que les métaux alcalins et ceux de ces derniers sont également inférieurs à ceux des métaux terreux. C'est pourquoi, **en disposant les éléments d'après la grandeur croissante de leur poids atomique, on obtient une répétition périodique des propriétés**. C'est ce qu'on nomme la **loi périodique** : les propriétés des corps simples X comme les formes et les propriétés des combinaisons, sont en fonction périodique de la grandeur du poids atomique.

Activité 3

- ❶ L'expression « poids atomique » utilisée dans le texte n'est pas celle utilisée de nos jours. Quelle est-elle ?
- ❷ Donner les 2 critères de classement qui ont permis à Mendeleïev d'établir sa Classification.
- ❸ Comparer ces critères avec les vôtres.
- ❹ Faites éventuellement les modifications nécessaires et établissez la bonne classification ;

Lire le corrigé des Activités 1, 2 et 3 puis passer à la suite.

1.3. Comparaison de la classification de Mendeleïev (1869) avec la classification actuelle

On donne la première classification périodique de Mendeleïev (1869) :

I	II	III	IV	V	VI
			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = CO = 59	Pd = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197 ?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sb = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sn = 122	Bi = 210
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128 ?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		? Er = 56	La = 94		
		? Yt = 60	Di = 95		
		? In = 75,6	Th = 118 ?		

Au début de son texte, Mendeleïev, qui avait remarqué les propriétés analogues de certains éléments, se posait la question suivante : « Quelle est la cause de l'analogie et quel est le rapport des groupes d'éléments entre eux ? »

On peut répondre à cette question à l'aide du modèle actuel de l'atome.

Le **numéro atomique Z** et la **structure électronique** des atomes sont les deux critères à partir desquels la classification moderne est construite.

On donne la liste de 10 des 12 éléments précédents, dans l'ordre alphabétique : aluminium $_{13}\text{Al}$, béryllium $_4\text{Be}$, bore $_5\text{B}$, chlore $_{17}\text{Cl}$, fluor $_9\text{F}$, hydrogène $_1\text{H}$, lithium $_3\text{Li}$, magnésium $_{12}\text{Mg}$, potassium $_{19}\text{K}$, sodium $_{11}\text{Na}$

- Activité 4**
- 1 Envisager un classement des éléments par numéro atomique croissant et donner la structure électronique des atomes correspondants.
 - 2 Reprendre le classement précédent et le réorganiser en regroupant sur une même colonne les atomes ayant le même nombre d'électrons dans la couche externe.
 - 3 Quelle remarque peut-on faire sur l'évolution de la structure électronique des éléments d'une même période ?

La classification ainsi obtenue est la classification périodique actuelle.

- 4 Quelle(s) différence(s) éventuelle(s) peut-on constater entre cette classification et celle de Mendéléïev ?
- 5 Que peut-on dire alors du travail effectué par Mendeleïev ?

La principale raison du succès de la classification de Mendéléïev fut de prédire l'existence d'éléments chimiques à l'époque (1869) encore inconnus comme le germanium.

2. Utilisation de la classification périodique

Périodes	Niveau	Colonnes																	
		I	II	(transition)										III	IV	V	VI	VII	VIII
1 ^{ère}	K	¹ H 1,0 hydrogène																	² He 4,0 hélium
2 ^{ème}	L	³ Li 6,9 lithium	⁴ Be 9,0 béryllium											⁵ B 10,8 bore	⁶ C 12,0 carbone	⁷ N 14,0 azote	⁸ O 16,0 oxygène	⁹ F 19,0 fluor	¹⁰ Ne 20,1 néon
3 ^{ème}	M	¹¹ Na 23,0 sodium	¹² Mg 24,3 magnésium											¹³ Al 27,0 aluminium	¹⁴ Si 28,1 silicium	¹⁵ P 31,0 phosphore	¹⁶ S 32,1 soufre	¹⁷ Cl 35,5 chlore	¹⁸ Ar 39,9 argon
4 ^{ème}	N	¹⁹ K 39,1 potassium	²⁰ Ca 40,1 calcium	²¹ Sc 45,0 scandium	²² Ti 47,9 titanium	²³ V 50,9 vanadium	²⁴ Cr 52,0 chrome	²⁵ Mn 54,9 manganèse	²⁶ Fe 55,8 fer	²⁷ Co 58,9 cobalt	²⁸ Ni 58,7 nickel	²⁹ Cu 63,5 cuivre	³⁰ Zn 65,4 zinc	³¹ Ga 69,7 gallium	³² Ge 72,6 germanium	³³ As 74,9 arsenic	³⁴ Se 79,0 sélénium	³⁵ Br 79,9 brome	³⁶ Kr 83,8 krypton
5 ^{ème}	O	³⁷ Rb 85,5 rubidium	³⁸ Sr 87,6 strontium	³⁹ Y 88,9 yttrium	⁴⁰ Zr 91,2 zirconium	⁴¹ Nb 92,9 niobium	⁴² Mo 98,0 molybdène	⁴³ Tc 98,0 technétium	⁴⁴ Ru 101,7 ruthénium	⁴⁵ Rh 102,9 rhodium	⁴⁶ Pd 105,7 palladium	⁴⁷ Ag 107,9 argent	⁴⁸ Cd 112,4 cadmium	⁴⁹ In 114,8 indium	⁵⁰ Sn 118,7 étain	⁵¹ Sb 121,8 antimoine	⁵² Te 127,6 tellure	⁵³ I 126,9 iode	⁵⁴ Xe 131,3 xénon
6 ^{ème}	P	⁵⁵ Cs 132,9 césium	⁵⁶ Ba 137,3 baryum	⁵⁷ (1) La 138,9 lanthane	⁷² Hf 178,5 hafnium	⁷³ Ta 180,9 tantalum	⁷⁴ W 183,9 tungstène	⁷⁵ Re 186,3 rénium	⁷⁶ Os 190,2 osmium	⁷⁷ Ir 193,1 iridium	⁷⁸ Pt 195,1 platine	⁷⁹ Au 197,2 or	⁸⁰ Hg 200,6 mercure	⁸¹ Tl 204,4 thallium	⁸² Pb 207,2 plomb	⁸³ Bi 209,0 bismuth	⁸⁴ Po 210 polonium	⁸⁵ At 210 astate	⁸⁶ Rn 222 radon
7 ^{ème}	Q	⁸⁷ Fr 223 francium	⁸⁸ Ra 226,0 radium	⁸⁹ (2) Ac 227 actinium															

2.1. Familles chimiques

- Activité 5**
- 1 A quoi est due l'analogie des propriétés chimiques des éléments d'une même colonne ?
 - 2 A quoi sont liées les propriétés chimiques d'un élément chimique ?

Les éléments d'une même colonne constituent ce que l'on appelle une **famille** d'éléments chimiques.

Il faut savoir localiser :

- la famille des **alcalins** : colonne I;

- Activité 6** Nommer 3 exemples d'alcalins.

- la famille des **halogènes** : colonne VII.

- Activité 7** Nommer 4 exemples d'halogènes.

- la famille des gaz nobles (ou « rares ») : colonne VIII.

Les gaz rares furent découverts à la fin du XIX^{ème} siècle ; aussi, Mendéléïev eut - il des difficultés à les intégrer car il avait construit son tableau en mettant en

rapport le poids atomique des éléments et leurs propriétés. En effet, les gaz rares sont des éléments qui se caractérisent par leur grande inertie chimique (absence de réactivité).

2.2. Formules des molécules usuelles et charges des ions monoatomiques

Revenons sur la famille des métaux alcalins : ces éléments possèdent tous 1 électron de valence.

L'expérience montre que ces éléments sont très réactifs, en particulier avec le dioxygène et l'eau.

Lors de ces réactions les alcalins cèdent leur électron de valence pour donner naissance à des cations porteurs d'une seule charge positive.

Ces éléments respectent alors la règle de l'octet (structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification).

L'élément sodium, par exemple, se trouve sous la forme d'ion Na^+ .

Activité 8 *En partant du même raisonnement, trouver la formule des ions monoatomiques que tendent à donner les éléments de la famille des halogènes (colonne VII).*

Activité 9 *Quel type d'ion monoatomique tend à donner un élément de la colonne III ?*

Quand aux gaz nobles situés sur la colonne VIII, leur couche de valence saturée explique leur absence de réactivité.

D'autre part, un élément comme le carbone, situé sur la colonne IV peut, soit donner, soit gagner 4 électrons pour respecter la règle de l'octet.

L'expérience montre qu'il a tendance à gagner 4 électrons en formant 4 liaisons de covalence (dans des molécules comme CH_4 ou CO_2).

Activité 10 *En partant de la position de l'élément azote dans la classification, justifier son nombre de liaisons dans des molécules comme N_2 ou NH_3 .*

Fiche
TPComparaison des propriétés
chimiques de quelques halogènes

Objectifs

- Montrer par quelques expériences simples, l'analogie des propriétés chimiques des éléments d'une même colonne. La famille prise en exemple est la famille des halogènes (colonne VII) et plus précisément les éléments chlore, brome, et iode).

■ Réfléchir

Activité 11 *Sous quelle forme de corps pur simple trouve-t-on chacun des trois éléments : chlore, brome et iode ?*

■ Réaliser

1. Réaction de l'aluminium avec les dihalogènes

Aux conditions habituelles de température (25°C) et de pression (atmosphérique) :

- le dichlore est gazeux
- le dibrome, liquide,
- le diiode, solide
- l'aluminium Al, solide.

Les dihalogènes sont des produits dangereux, mettre l'aluminium en excès pour les consommer totalement.

On met en présence l'aluminium et un dihalogène, et on obtient les résultats suivants :

Réaction de l'Aluminium avec :	Dichlore	Dibrome	Diiode
Caractéristiques	Vive réaction après chauffage	Vives incandescences	Réaction exothermique après ajout d'un peu d'eau (catalyseur). Dégagement gazeux de vapeurs violettes (I_2)
Produit obtenu	Chlorure d'aluminium $AlCl_3$	Bromure d'aluminium $AlBr_3$	Iodure d'aluminium AlI_3

Activité 12

- Quel récipient choisir pour chaque expérience ?*
- Écrire les équations des trois réactions provoquées.*
- Comparer le comportement des trois dihalogènes.*

2. Caractérisation des ions halogénures :

Les ions halogénures sont les ions monoatomiques des halogènes :

Activité 13 *Donner la formule des ion chlorure, bromure et iodure.*

Dans quatre tubes à essais contenant respectivement environ 2 mL de solution de chlorure de sodium, de bromure de sodium, d'iodure de sodium et de sulfate de sodium, verser quelques gouttes de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$).

On obtient, dans les trois premiers tubes, un précipité blanchâtre ou jaunâtre, tandis qu'aucun résultat visible n'apparaît dans le quatrième tube. Seul le précipité du premier tube noircit à la lumière.

- Activité 14**
- Quel est l'ion commun contenu dans les quatre tubes ? A-t-il réagi pour donner un précipité dans les trois premiers tubes ? Pourquoi ?*
 - En déduire les équations des réactions provoquées dans les trois premiers tubes.*
 - Conclure sur le comportement des ions halogénures avec les ions Ag^+ .*

Résumé

Parmi les nombreuses tentatives de classification des éléments chimiques, la première classification périodique sous forme de tableau a été établie par Mendeleïev en 1869. Les éléments y étaient classés en ligne par numéro atomique croissant et en colonne par propriétés chimiques analogues.

La classification actuelle est bâtie sur les principes suivants :

Les éléments sont classés par numéro atomique croissant dans un tableau de 18 colonnes et tous les atomes des éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons périphériques (électrons de valence).

Les éléments sont classés en **7 périodes** (ou lignes) et en **18 colonnes**.

En conséquence, la Classification traduit le remplissage progressif des couches électroniques ; en effet, lorsqu'on passe d'un élément au suivant, le nombre de charge Z augmente d'une unité donc un électron-supplémentaire apparaît dans la couche externe de l'élément.

La première période correspond aussi au remplissage de la première couche : couche K (il y a deux éléments car remplissage de la couche K à 2 électrons).

La deuxième période correspond au remplissage de la deuxième couche : couche L (8 éléments, 8 électrons dans la deuxième couche) et ainsi de suite.

On commence une nouvelle période chaque fois que la couche externe d'un élément est saturée. Une colonne du tableau regroupe des éléments appartenant à une même **famille**.

Remarque

A partir de $Z = 20$, les règles de remplissage se compliquent. Notre modèle de couches électroniques est trop simple. Il faut faire intervenir des sous-couches, mais ceci n'est pas à notre programme.

Ceci dit, on comprend maintenant pourquoi le tableau périodique possède 18 colonnes, mais, en gardant notre modèle de couches électroniques, nous ne considérerons que les trois premières périodes (c'est-à-dire une classification à **8 colonnes** seulement).

La réactivité chimique d'un élément est due aux électrons périphériques : ils ont des propriétés chimiques voisines. Ils constituent une famille :

- * Les éléments de la famille des alcalins appartiennent tous à la colonne **I**.
- * Les éléments de la famille des halogènes appartiennent tous à colonne **VII**.
- * Les éléments de la famille des gaz rares (nobles) appartiennent à la colonne **VIII**.

Corrigés des activités

Activité 1 Les 2 critères à considérer sont : d'une part, la masse atomique molaire ; d'autre part, les propriétés du corps simple : en effet, on peut remarquer que certains éléments présentent une certaine analogie dans les propriétés (physiques et chimiques).

Activité 2

H				
Li	Be	B		F
Na	Mg	Al	S	Cl
K				Br

La classification peut se faire en considérant sur une même colonne, les éléments présentant une certaine analogie de propriétés :

- Les éléments de la 1^{re} colonne réagissent en particulier avec l'eau avec formation de H_2 , ainsi qu'avec le dichlore. Ils présentent aussi le même type de composés.
- Idem pour les éléments de la 2^e colonne.
- Pour les éléments de la dernière colonne, ils réagissent avec les métaux et avec le phosphore.

Activité 3

- 1 L'expression utilisée de nos jours est : masse atomique.
- 2 Les 2 critères adoptés par Mendéléïev sont : la masse atomique et la périodicité des propriétés.

Activité 4

- 1 ${}_1H : K^1$ ${}_3Li : K^2L^1$ ${}_4Be : K^2L^2$ ${}_5B : K^2L^3$ ${}_9F : K^2L^7$ ${}_{11}Na : K^2L^8M^1$
 ${}_{12}Mg : K^2L^8M^2$ ${}_{13}Al : K^2L^8M^3$ ${}_{17}Cl : K^2L^8M^7$ ${}_{19}K : K^2L^8M^8N^1$
- 2 on peut regrouper les éléments possédant le même nombre d'électrons de valence (couche externe) dans une même colonne :

${}_1H : K^1$			
${}_3Li : K^2L^1$	${}_4Be : K^2L^2$	${}_5B : K^2L^3$	${}_9F : K^2L^7$
${}_{11}Na : K^2L^8M^1$	${}_{12}Mg : K^2L^8M^2$	${}_{13}Al : K^2L^8M^3$	${}_{17}Cl : K^2L^8M^7$
${}_{19}K : K^2L^8M^8N^1$			

3 une période correspond au remplissage d'une couche d'électrons.

- 4 on constate tout d'abord que les 2 classifications présentent une grande ressemblance.

Les principales (petites) différences que l'on peut noter sont :

*inversion ligne – colonne.

*place de l'élément hydrogène.

*inversion de quelques éléments.

*absence des gaz inertes (nobles) dans la classification de Mendéléïev.

- 5 Sans la classification des éléments établie par Mendéléïev, la classification actuelle n'aurait jamais vu le jour.

- Activité 5**
- Des éléments possédant le même nombre d'électrons de valence (dernière couche), présentent des propriétés analogues.
 - Les propriétés chimiques d'un élément sont liées à son nombre d'électrons de valence.

Activité 6 Les éléments lithium, sodium et potassium sont des alcalins.

Activité 7 Les éléments fluor, chlore, brome et iode sont des halogènes.

Activité 8 Les halogènes captent 1 électron pour saturer leur niveau de valence et donner des ions monoatomiques chargé – (comme F^- par exemple).

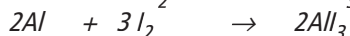
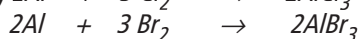
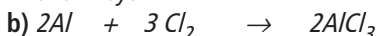
Activité 9 Un élément de la colonne III tend à donner un ion chargé 3+ car ils doivent perdre 3 électrons pour acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche.

Activité 10 L'élément azote est situé sur la colonne V du tableau, il lui manque donc 3 électrons pour saturer son niveau de valence (plus aisé que de perdre 5 électrons). Il formera alors 3 liaisons de covalence.

Activité 11 Ces trois éléments se trouveront donc sous forme de dihalogène car ils forment ainsi la liaison de covalence qu'il leur manque pour saturer leur couche externe, soit respectivement :

Dichlore : $Cl-Cl$ dibrome : $Br-Br$ diiode : $I-I$

Activité 12 a) pour chaque expérience, choisir un récipient **fermé** : ballon à fond plat ou erlenmeyer.



c) Les trois dihalogènes sont un comportement similaire vis-à-vis de l'aluminium.

Activité 13 *Ion chlorure Cl^- (règle de l'octet satisfaite)*
ion bromure Br^-
ion iodure I^-
pour la même raison

Activité 14 a) *L'ion commun contenu dans les quatre tubes est l'ion sodium Na^+ . Il n'a pas réagi car aucune réaction visible n'apparaît dans le quatrième tube.*
b) *Donc les ions qui réagissent dans les trois premiers tubes sont les ions halogénures : Cl^- , Br^- et I^- avec le cation de la solution de nitrate d'argent soit Ag^+ d'où :*
$$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \text{ (qui noircit à la lumière)}$$
$$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}$$
$$\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}$$
c) Comportement similaire des ions halogénures avec l'ion Ag^+ .

La mole : unité de quantité de matière

Objectifs

- Définir et utiliser la mole
- Relier les quantités de matière aux masses

1. La mole, unité de quantité de matière

1.1. Une question d'échelle

En Chimie, les échantillons de matière avec lesquels on travaille sont évalués à partir de leur masse ou de leur volume en fonction de leur état physique (solide, liquide ou gazeux).

Pour mesurer une masse, on utilise une balance, tandis que pour mesurer un volume, on peut utiliser une éprouvette graduée.

Ces mesures se font à notre échelle de dimension ou de poids c'est-à-dire à l'**échelle macroscopique**.

Or, les entités qui constituent la matière (atomes, ions, molécules...) sont de masse ou de volume non mesurables par les instruments cités plus haut. Elles sont d'**échelle microscopique**.

Envisageons l'exemple de la réaction de la poudre de fer sur la poudre de soufre. On obtient, après amorçage de la réaction par chauffage, du sulfure de fer FeS (solide). Soit l'équation-bilan :



A l'échelle microscopique, l'équation de la réaction nous dit qu'un atome de fer réagit sur un atome de soufre pour donner une molécule de sulfure de fer

A l'échelle macroscopique : quand le chimiste réalise cette réaction, il utilise par exemple un mélange de 5g de fer et de 5g de soufre. Il met ainsi en œuvre un très grand nombre d'atomes.

Il existe donc un décalage entre ce que l'on fait et ce que l'on écrit, du à un décalage d'échelle.

1.2. La mole

Pour faire disparaître ce décalage, on va raisonner, non plus sur un atome mais sur un « paquet » d'atomes, soit $1 \times N_A$ atomes.

Ce qui donnera « $1 \times N_A$ atomes de fer réagissent avec $1 \times N_A$ atomes de soufre pour donner $1 \times N_A$ molécules de sulfure de fer ».

Cette valeur symbolisée N_A est appelée une **mole** : elle correspond à un paquet d'entités élémentaires : atomes, ions ou molécules. On parle ainsi de mole d'atomes, mole d'ions ou moles de molécules.

Cette nouvelle unité est ainsi adaptée à notre échelle ; en effet, la masse d'une mole d'atomes est de l'ordre du gramme et non plus de 10^{-24}g .

L'équation bilan de la réaction



signifie alors : une mole de fer réagit sur une mole de soufre pour donner une mole de sulfure de fer.

La mole est l'unité de quantité de matière : elle est définie à partir d'une référence : l'isotope 12 du carbone.

« La mole est la quantité de matière d'une système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes de Carbone dans 12g de carbone 12. »

Des mesures récentes montrent qu'il y a $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes de carbones dans 12g de carbone 12. Cette valeur constante de $6,022 \cdot 10^{23}$ est appelée **constante d'Avogadro N_A** . Elle s'exprime en mol^{-1} :

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Remarque

La constante d'Avogadro est un nombre très élevé et difficile à mesurer avec précision c'est-à-dire avec un grand nombre de chiffres significatifs : un calcul approché montre que la production mondiale annuelle de blé est d'environ $1,7 \cdot 10^{16}$ grains. Pour produire une mole de grains, c'est-à-dire $6,02 \cdot 10^{23}$ grains, il faudra 36 millions d'années !

Dans 27g d'aluminium métal, on dénombre $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes d'aluminium. La notion de quantité de matière exprimée en mole, nous permet de dire que l'on a 1 mole d'aluminium dans 27g de ce métal.

1.3. Quantité de matière

La **quantité de matière** désigne le nombre de moles de matière contenues dans un échantillon donné ; elle est symbolisée par **n**.

Ainsi, en considérant un échantillon de matière contenant N entités élémentaires, à chaque fois que l'on a $6,022 \cdot 10^{23}$ entités, on dit que l'on a 1 mole. Il y a donc proportionnalité entre le nombre N et la quantité de matière n selon :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n ; Quantité de matière (mol.)
 N_A : constante d'Avogadro (mol^{-1} .)
 N : nombre d'entités (entités).

Cette nouvelle unité (mol.) est bien adaptée à notre échelle.

2. Quantité de matière et masse

2.1. Masse molaire

Comme l'indique son nom, la masse molaire est la masse d'une mole d'entités élémentaires. Elle est notée M et est exprimée en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ou g/mol . La masse molaire va nous permettre de relier quantité de matière et masse.

■ Masse molaire atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. C'est une grandeur caractéristique d'un élément donné. On trouve la masse molaire atomique correspondant à chaque élément dans la classification périodique des éléments ; vous n'avez donc pas à connaître les valeurs numériques, elles sont données dans les exercices.

Ainsi :

$$M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ et } M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Le plus souvent, ce sont des valeurs entières (arrondies) ; pour certains éléments la valeur de M est décimale, par exemple : $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

En effet, la masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes correspondant au mélange naturel c'est-à-dire avec les proportions naturelles de ses différents isotopes.

Ainsi, le chlore possède 2 isotopes : le chlore 35 de masse molaire $35,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et le chlore 37 de masse molaire $37,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Activité 1 *Quelle est l'abondance relative (en %) de chacun des isotopes du chlore ?*

■ Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Comme une molécule est un assemblage d'atomes, la masse molaire moléculaire s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques de chacun des atomes qui constituent cette molécule.

■ Exemple

la masse molaire de l'eau H_2O :

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{H}} + M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Activité 2 *Calculer la masse molaire de :*

- L'ammoniac NH_3
- Le dioxyde de carbone CO_2
- L'éthène C_2H_4
- L'éthane C_2H_6
- L'acide sulfurique H_2SO_4

On donne les masses molaires atomiques :

Elément	H	C	N	O	S
Masse molaire M (g.mol ⁻¹)	1	12	14	16	32

■ Masse molaire ionique

La masse molaire ionique est la masse d'une mole d'ions. On peut négliger la masse des électrons devant la masse du noyau de l'atome ; la masse molaire d'un ion se calcule sans tenir compte de la masse des électrons gagnés ou perdus.

■ Exemple

$$M_{\text{Na}^+} \approx M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{SO}_4^{2-}} \approx M_{\text{SO}_4} = M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}} = 96 \text{ g.mol}^{-1}$$

Activité 3 Calculer la masse molaire des ions :

- K^+
- Cl^-
- PO_4^{3-}

Données :

$$M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{P}} = 31 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{K}} = 39 \text{ g.mol}^{-1}$$

2.2 Relation entre quantité de matière et masse.

D'après la définition de la masse molaire, on a la relation :

$$n = \frac{m}{M}$$

n : quantité de matière (mol)

m : masse (g)

M : masse molaire (g.mol⁻¹)

Exemple : dans 100g d'eau, quelle quantité de matière ? ($M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g.mol}^{-1}$)

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100}{18} = 5,55 \text{ mol.}$$

Activité 4 a) Calculer la quantité de matière contenue dans :

1,6 g de méthane CH_4

1,7 g d'ammoniac NH_3

4,4 g de dioxyde de carbone CO_2

b) Quelle masse est contenue dans :

0,2 mole d'éthane C_2H_6

2,5 moles d'acide sulfurique H_2SO_4

Données : voir Activité 2.

Résumé

La mole est l'unité de quantité de matière. Elle permet au chimiste de passer de l'échelle microscopique (atome, molécule) à l'échelle macroscopique (la nôtre). Une mole d'entités chimiques correspond à un paquet d'entités contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités. Ce nombre, noté N_A est appelé constante d'Avogadro ; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

La quantité de matière désigne le nombre de moles de matière contenues dans un échantillon donné ; elle est symbolisée par la lettre n .

Ainsi, en considérant un échantillon de matière contenant N entités élémentaires, à chaque fois que l'on a $6,02 \cdot 10^{23}$ entités, on dit que l'on a 1 mole d'entités. Il y a donc proportionnalité entre le nombre N et la quantité de matière n selon :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n : quantité de matière (mol.)

N_A : constante d'Avogadro (mol^{-1})

N : nombre d'entités (sans unité)

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. Elle est notée M et est exprimée en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Elle s'exprime aussi par le symbole M . elle se calcule en additionnant les masses molaires atomiques de chacun des atomes constituant cette molécule.

La relation entre quantité de matière et masse est :

$$m = n \times M$$

m : masse de l'échantillon (g)

n : quantité de matière (mol.)

M : masse molaire du corps pur ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).



Corrigés des activités

Activité 1 On peut poser deux équations à deux inconnues :
 x : % de ^{35}Cl
 y : % de ^{37}Cl
 $x \cdot M_{^{35}\text{Cl}} + y \cdot M_{^{37}\text{Cl}} = 35,5 \cdot 100$ (1)
 $x + y = 100$ (2)
 soit :
 $35x + 37y = 3550$ (1)
 $x + y = 100$ (2)
 (2) : $y = 100 - x$
 (1) : $35x + 37(100 - x) = 3550$ soit $35x + 3700 - 37x = 3550$
 $-2x = -150$ soit $x = 75$ donc $y = 25$
 Soit 25 % de ^{37}Cl et 75 % de ^{35}Cl

Activité 2

- $-M_{\text{NH}_3} = M_{\text{N}} + 3M_{\text{H}} = 14 + 3 = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $-M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2M_{\text{O}} = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $-M_{\text{C}_2\text{H}_4} = 2M_{\text{C}} + 4M_{\text{H}} = 2 \times 12 + 4 \times 1 = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $-M_{\text{C}_2\text{H}_6} = 2M_{\text{C}} + 6M_{\text{H}} = 2 \times 12 + 6 \times 1 = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $-M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}} = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Activité 3

- $M_{\text{K}^+} \approx M_{\text{K}} = 39 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M_{\text{Cl}^-} \approx M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M_{\text{PO}_4^{3-}} \approx M_{\text{PO}_4} = M_{\text{P}} + 4M_{\text{O}} = 31 + 4 \times 16 = 95 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Activité 4

- $n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{1,6}{16} = 0,1 \text{ mol.}$
- $n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{1,7}{17} = 0,1 \text{ mol.}$
- $n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{4,4}{44} = 0,1 \text{ mol.}$
- $m_{\text{C}_2\text{H}_6} = n_{\text{C}_2\text{H}_6} \cdot M_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,2 \times 30 = 6 \text{ g}$
- $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2,5 \times 98 = 245 \text{ g}$

Chapitre 6

Les solutions aqueuses

Objectifs

- ▶ Préparer une solution par dissolution d'une espèce moléculaire dans l'eau.
- ▶ Elaborer un protocole de dilution.
- ▶ Trouver l'ordre de grandeur de la concentration d'une solution colorée, à l'aide d'une échelle de teintes.
- ▶ Savoir prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée en utilisant une balance, une éprouvette graduée ou une burette graduée.
- ▶ Réaliser la dissolution d'une espèce moléculaire.
- ▶ Réaliser la dilution d'une solution en utilisant la verrerie de base (pipette graduée ou jaugée, poire à pipette, burette, fiole jaugée).
- ▶ Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions.
- ▶ Connaître l'expression de la concentration moléculaire d'une espèce moléculaire dissoute et savoir l'utiliser.
- ▶ Connaître et utiliser une échelle de teintes.

1. Les solutions

Dans un bécher contenant de l'eau distillée, introduisons une pointe de spatule de cristaux de sucre (saccharose) et agitons le tube.

Les cristaux semblent disparaître dans la solution. Ils se sont **dissous**.

Nous avons préparé une solution aqueuse de saccharose.

La quantité d'eau est très supérieure à celle du saccharose ; ainsi, l'eau constitue-t-elle le solvant et le glucose, le soluté.

Le **solvant** est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances.

Le **soluté** est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant.

Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).

Ce mélange homogène (solvant + soluté) est appelé **solution** (**aqueuse** si le solvant est l'eau).

2. Dissolution d'une espèce moléculaire :

En gardant l'exemple du saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$ qui est un solide moléculaire (constitué de molécules), on obtient alors une solution aqueuse contenant des molécules dissoutes $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Des cristaux de saccharose sont constitués par un empilement de molécules $C_{12}H_{22}O_{11}$ liées les unes aux autres.

Lors de leur dissolution dans l'eau, ces liaisons sont rompues, provoquant la libération des molécules dans l'eau.

Comment préparer une solution aqueuse par dissolution d'un composé solide ?

Objectifs ► procéder à la fabrication de 100 mL de solution aqueuse de glucose à $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ en glucose.

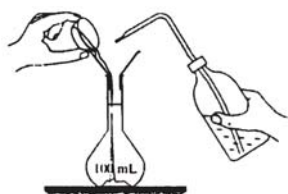


Fig.1

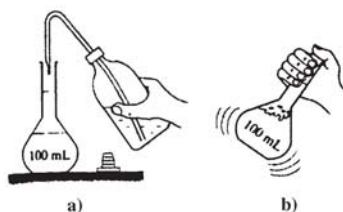


fig.2

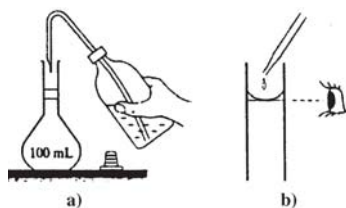


Fig.3

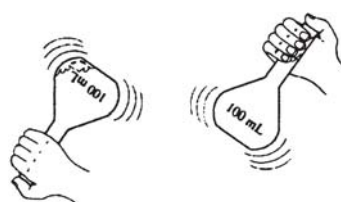


fig.4

Le solide pesé (et placé dans une capsule) est introduit dans une fiole jaugée de 100 mL avec un entonnoir (à solide). Puis on rince la capsule et l'entonnoir avec de l'eau distillée (**fig. 1**).

On remplit la fiole aux $\frac{3}{4}$ environ avec de l'eau distillée et, après l'avoir bouchée, on l'agite pour favoriser la dissolution du solide (**fig.2**).

Lorsque le mélange est homogène, on complète avec de l'eau distillée, avec la pissette d'eau au début, puis à l'aide d'une pipette simple pour terminer au trait de jauge (**fig.3**).

On rebouche la fiole puis on la retourne plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution (**fig.4**).

3. Concentration d'une espèce dissoute

La **concentration molaire** (appelée aussi concentration) d'une espèce A dissoute dans un volume V de solution est notée : [A].

Elle est égale au quotient de la quantité de matière de A dissous par le volume V de solution :

$$[A] = \frac{n}{V}$$

[A] en mol.L⁻¹ ou mol/L

n en mol.

V en L

La **concentration massique** C d'une solution (en g.L⁻¹ ou : g/L) est égale au rapport de la masse m (en g) de soluté dissout par le volume V (en L) de solution :

$$C = \frac{m}{V}$$

La relation entre concentration massique C (g.L⁻¹) et concentration molaire [A] (mol.L⁻¹) d'un soluté A de masse molaire M_A (en g.mol⁻¹) est :

$$C = \frac{m}{V} = \frac{n_A \cdot M_A}{V} = [A] \cdot M_A$$

Remarque

dans la vie courante, on donne souvent la concentration massique d'une solution.

- Activité 1**
- On dissout 17,1 g de sucre dans de l'eau de façon à obtenir 50,0 mL de solution d'eau sucrée.
Quelle est la concentration (molaire) du saccharose dans cette solution ?
Donnée : Masse molaire du saccharose (C₁₂H₂₂O₁₁) : 342 g.mol⁻¹.
 - On désire fabriquer 100 mL de solution d'eau sucrée à 0,100 mol.L⁻¹.
Quelle masse de cristaux de saccharose doit-on dissoudre ?

4. Dilution d'une solution aqueuse

La dilution d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par ajout de solvant (eau). La solution initiale de concentration supérieure est appelée **solution-mère**.

La solution finale de concentration inférieure est appelée **solution-fille (solution diluée)**.

Lors d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté de telle sorte que l'on peut écrire :

$$n_i = n_f$$

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

avec n : quantité de matière ; V : volume et C : concentration

i : initial c'est-à-dire relatif à la solution-mère.

f : final c'est-à-dire relatif à la solution diluée.

Généralement, on connaît la valeur des concentrations ; le problème étant de déterminer celle des volumes : V_i : volume de solution-mère à prélever et V_f : volume de solution diluée correspondant à celui de la fiole jaugée.

Activité 2 *On dispose de 100 mL de solution aqueuse de diiode I_2 de concentration $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
Quel volume de solution-mère utiliser pour procéder à la fabrication de 50,0 mL de solution diluée de diiode de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$?*

Fiche
TP

Comment préparer une solution par dilution ?

Objectifs ► fabrication de la solution aqueuse diluée de diode de l'activité 2.

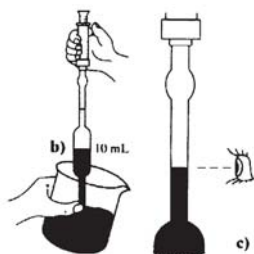


Fig.1

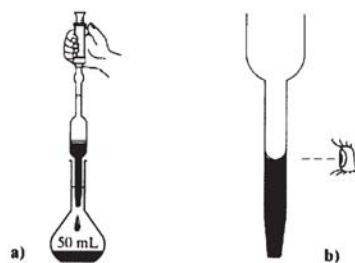


Fig.2



fig.3

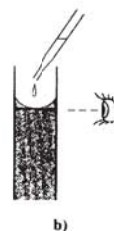
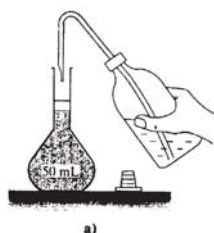


fig.4

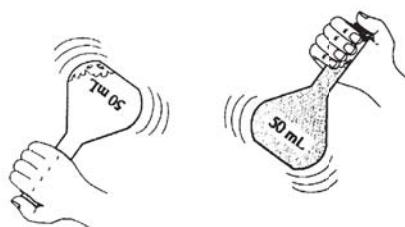


fig.5

On prélève 5,0 mL de solution-mère à l'aide d'une pipette jaugée à un ou deux traits de 5,0 mL et munie d'une propipette (**fig.1**).

On introduit la solution prélevée dans une fiole jaugée de 50 mL (**fig.2**).

On remplit aux $\frac{3}{4}$ la fiole par de l'eau distillée et, après l'avoir bouchée, on agite pour favoriser la dilution (**fig.3**).

Lorsque le mélange est homogène, on complète avec de l'eau distillée, avec la pissette d'eau au début, puis à l'aide d'une pipette simple pour terminer au trait de jauge (**fig.4**).

On Rebouche la fiole puis on la retourne plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution (**fig.5**).

On se propose de fabriquer des solutions diluées dans un volume tel qu'on puisse remplir une des fioles jaugées mises à disposition.

Vous travaillez pour un laboratoire de Chimie industrielle. Votre chef de service vous demande de réaliser les solutions aqueuses de diiode de concentrations :

- $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

pour cela, vous disposez de **40** mL de solution-mère de diiode $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Vous disposez aussi du matériel suivant :

- Pipettes jaugées de : 2 mL, 5 mL, 10 mL, 20 mL.
- Poire à pipette.
- Burette graduée de 25 mL.
- Fioles jaugées de : 50 mL, 100 mL, 250 mL, 500 mL.
- Tubes à essais dans un porte - tube.
- Eau permutée.

Activité 3 Pour chacune des dilutions effectuées, indiquer les récipients utilisés et calculer :

Concentration demandée	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
• Le volume de solution diluée voulu (mL).			
• Le volume de solution-mère prélevé (mL).			

Indication : n'oubliez pas que de procéder à ces fabrications en tenant compte du volume de solution-mère de départ, ainsi que du matériel disponible dont la liste est indiquée ci-dessus.

5. Échelle de teintes

2 solutions contenant la même espèce chimique colorante à la même concentration auront la même teinte si elles sont observées dans les mêmes conditions (même récipient, même éclairage).

La couleur de la solution dépendra alors seulement de la concentration de la solution.

Une échelle de teintes est un ensemble de plusieurs solutions contenant la même espèce colorante mais à des concentrations différentes.

On utilise une **échelle de teintes** pour évaluer approximativement la concentration inconnue d'une solution de cette espèce par comparaison de couleur.

Résumé

Le solvant est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances. Le **soluté** est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant. Le **solvant** est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).

Ce mélange homogène (solvant + soluté) est appelé **solution** (**aqueuse** si le solvant est l'eau).

- **Préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide.**

- **Préparation d'une solution par dilution**

Le calcul numérique relatif à une dilution est basé sur la conservation de la matière :

$$\text{soit : } C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

avec n : quantité de matière ; V : volume et C : concentration

i : initial c'est-à-dire relatif à la solution-mère.

f : final c'est-à-dire relatif à la solution diluée.

Généralement, on connaît la valeur des concentrations ; le problème étant de déterminer celle des volumes : V_i : volume de solution – mère à prélever et V_f : volume de solution diluée correspondant à celui de la fiole jaugée.

Une **échelle de teintes** est un ensemble de plusieurs solutions contenant la même espèce colorante mais à des concentrations différentes.



Corrigés des activités

Activité 1 ① La concentration de saccharose dans la solution peut s'exprimer par :

$$[C_{12}H_{22}O_{11}] = \frac{n_{\text{saccharose}}}{V}$$

Le volume V de la solution est de 50,0 mL ; tandis que la quantité de matière n de saccharose est inconnue : il faut la calculer.

Utilisons la relation de définition de n : $n = \frac{m}{M} = 17,1 / 342 = 0,050 \text{ mol}$.

D'où : $[C_6H_{12}O_6] = 0,050 / 0,050 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

(Attention à bien exprimer V en litres.)

② La masse de cristaux à dissoudre peut se calculer par la relation : $m = n * M$.

Or, on ne connaît pas la valeur de la quantité de matière n de saccharose à dissoudre. Par contre, on peut calculer n par :

$$n = [C_{12}H_{22}O_{11}] \times V = 0,100 * 0,1 = 0,01 \text{ mol}.$$

$$\text{D'où : } m = 0,01 * 342 = 3,42 \text{ g}$$

Activité 2 Il faut utiliser la relation de conservation de la quantité de matière : $n_i = n_f$ soit :

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

La principale difficulté est de faire l'application numérique, c'est-à-dire d'identifier chaque valeur numérique.

La solution diluée est la solution de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ donc :

$$C_f = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } V_f = 50,0 \text{ mL}.$$

Quant à $C_i = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et V_i est ici l'inconnue.

$$\text{D'où } V_i = 1,0 \cdot 10^{-2} * 50 / 5,0 \cdot 10^{-2} = 10,0 \text{ mL}$$

Activité 3

Concentration demandée	$1,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$4,0.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
• Le volume de solution diluée voulu (mL).	Fiole de 50,0	Fiole de 250,0	Fiole de 100(ou 250)
• Le volume de solution-mère prélevé (mL).	Pipette de 10,0	Pipette de 20,0	Pipette de 2(ou 5)

Dans les différents cas envisagés, le volume total ne dépasse pas 40 mL.

Formulation d'un médicament

Objectifs

- ▶ Réviser les connaissances acquises au collège impliquant lecture, observations, classement... ;
- ▶ Proposer une expérience répondant à un objectif précis.
- ▶ Suivre un protocole en respectant les consignes (sécurité, protection de l'environnement).
- ▶ Faire le schéma d'une expérience.
- ▶ Reconnaître, nommer et choisir le matériel nécessaire.
- ▶ Savoir que certaines espèces chimiques proviennent de la nature et d'autres de la chimie de synthèse.
- ▶ Interpréter, discuter et présenter les résultats d'une analyse comparative.
- ▶ Lire l'étiquette, la notice d'un médicament et en extraire l'information utile.
- ▶ Mettre en œuvre un protocole pour montrer qu'une espèce chimique interagit avec le milieu dans lequel elle se trouve.
- ▶ Identifier la présence d'un groupe caractéristique dans une formule développée.

A

Substances naturelles et substances de synthèse

1. Inventaire de quelques substances chimiques :

L'étude sera réalisée à partir d'un produit courant : la pomme.

Activité 1

Prendre une pomme, l'observer, la sentir, la goûter.

Une pomme contient – elle des « substances » chimiques parmi celles proposées dans le tableau suivant ?

Compléter le tableau.

« substance » chimique	Présente ? (oui ou non)	Substance naturelle ou additif ?
Eau		
Colorants		
Graisses		
Acides		
Détergents		
Sucres		
Pesticides		
Arômes		
Hydrocarbures		
Sels minéraux		
Vitamines		

Essayons maintenant de vérifier expérimentalement la présence ou non de certaines de ces substances dans la pomme.

Activité 2 *Quelles expériences simples, vues au collège, permettent de vérifier la présence des espèces chimiques suivantes : eau, sucres, acides et graisses.*

Pour chacune d'elles...

- ▶ élaborer un protocole (une manipulation),
- ▶ dessiner le schéma du montage qu'il faudra réaliser et prévoir les résultats.
- ▶ choisir le matériel et les produits nécessaires à chaque expérience.

Données le matériel et les produits :

- ▶ Des capsules en verre
- ▶ Des béchers
- ▶ Un tube à dégagement
- ▶ Des tubes à essais
- ▶ Un bec bunsen
- ▶ Un ballon
- ▶ Une pince en bois
- ▶ Des pipettes

- ▶ Du papier pH
- ▶ De la liqueur de Fehling
- ▶ Du sulfate de cuivre anhydre
- ▶ Une pomme

2. Espèces chimiques naturelles et espèces chimiques synthétiques :

Un produit naturel comme la pomme contient donc des substances naturelles, mais aussi des substances synthétisées par l'industrie chimique, et que l'homme ajoute au produit pour diverses raisons.

L'homme a aussi tenté de recopier des produits naturels. C'est, par exemple, le cas de l'éponge.

Naturel ou synthétique ? L'éponge

D'après le magazine « Molécules », décembre 1992

L'éponge est le parfait exemple d'un produit naturel recopié et amélioré par l'industrie chimique. Aujourd'hui, 74 millions d'éponges végétales sont consommées en France chaque année.

Deux siècles avant notre ère, les Crétois utilisaient déjà les éponges marines qu'ils pêchaient comme le font encore aujourd'hui les Tunisiens et les Grecs. Celles-ci sont des squelettes d'animaux marins qui filtrent par leurs pores les microsubstances de l'eau de mer.

Après leur collecte, elles sont d'abord trempées dans une solution peu concentrée d'acide chlorhydrique qui élimine le calcaire, puis stérilisées au permanganate de potassium ; elles sont ensuite blanchies par de l'eau oxygénée, traitées avec du thiosulfate de sodium, puis elles subissent de nombreux lavages et retrouvent leur teinte d'origine sous l'action de l'hydrogénocarbonate de sodium. Les éponges marines sont toujours très prisées. Leur excellente capacité d'absorption de l'eau, de l'ordre de trente fois leur masse, les rend très performantes pour les gros lavages. Elles sont également appréciées pour la toilette mais leur production reste limitée.

Au début du siècle, les textiles artificiels fabriqués à partir de la viscose sont en plein essor. Des chercheurs français de ce secteur ont alors l'idée de l'utiliser pour obtenir des éponges artificielles. Un brevet est déposé en 1932 et en 1935 les premières éponges cellulosiques sont commercialisées en France avec grand succès.

Le processus est le suivant : de la pâte de bois est déchiquetée finement, puis imprégnée d'une solution concentrée d'hydroxyde de sodium. Le produit obtenu est soumis à différents traitements, on obtient une pâte contenant entre autre des fibres textiles de renfort et des cristaux de sulfate de sodium qui formeront les futurs trous. Cette pâte est placée dans un moule puis coagulée à la vapeur ou par un procédé électrique. Le sulfate de sodium soluble est éliminé et les trous apparaissent dans la masse. Après le démoulage quelques opérations permettent de régénérer la cellulose qui est essorée, séchée et découpée aux dimensions voulues. Les éponges ainsi obtenues sont capables d'absorber environ 12 fois leur masse d'eau. Le procédé de fabrication des éponges cellulosiques permet d'obtenir des produits variés : par la forme, suivant la configuration des moules et le découpage, par la porosité, selon la quantité et la taille des cristaux insérés dans la pâte, par la texture et la résistance selon les fibres végétales incorporées dans la pâte, enfin par la couleur. Les fabricants, en jouant sur ces différents paramètres proposent une gamme de produits répondant à des usages spécifiques.

Activité 3 Questions à propos des éponges naturelles

- ① Repérer tous les « produits » chimiques concernés par le traitement de l'éponge naturelle.
- ② L'action de l'acide chlorhydrique sur le calcaire se manifeste par un dégagement gazeux. De quel gaz s'agit-il ? comment peut-on l'identifier ?
- ③ Pourquoi faut-il stériliser l'éponge ?
- ④ Quelles est la principale qualité des éponges marines ?

Activité 4 Questions à propos des éponges cellulósiques

- ① Sous quelle étiquette sont vendues ces éponges ?
- ② Quelles sont les caractéristiques que l'on peut contrôler au cours de la fabrication ?
- ③ Donner le nom de quelques textiles artificiels et de quelques textiles naturels.
- ④ Expliquer pourquoi on privilégie l'utilisation des éponges cellulósiques au détriment des éponges naturelles.

B**Corps et pur mélange**

Une substance constituée d'une seule espèce chimique est un **corps pur**.
 Une substance constituée de plusieurs espèces chimiques est un **mélange**.

Activité 5 Classer ces substances parmi les corps purs ou bien les mélanges :
*Lait, eau, jus d'orange, solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, acier, fer.***C****Principe actif - Formulation**

Un **médicament** est défini comme étant toute substance ou composition présentée comme possédant des propriétés curatives ou préventives à l'égard des maladies humaines ou animales.

Un médicament contient au moins une espèce chimique ayant des vertus thérapeutiques : c'est le (ou les) **principe actif**.

Exemple le paracétamol est le principe actif contenu dans le médicament : Efferalgan.

Un médicament contient en général d'autres espèces chimiques ; celles-ci sont appelées **excipients**.

Un médicament contenant du paracétamol (principe actif) peut contenir aussi de la povidone, de l'amidon de maïs, de l'acide stéarique... Ce sont les excipients.

Un **médicament princeps** (de référence) est un médicament mis au point par un laboratoire et qui en garde l'exclusivité jusqu'à expiration du brevet. Une fois celui-ci expiré, d'autres laboratoires peuvent utiliser le principe actif et fabriquer des **médicaments génériques** (en général moins chers que le princeps).

On trouve sur l'étiquette d'un médicament les initiales « q.s.p. » qui signifient : quantité suffisante pour.

La **formulation** d'un médicament est sa composition : principe actif + excipients. Celle-ci peut varier d'un médicament à l'autre même si ceux-ci contiennent le même principe actif.

Le rôle des excipients est d'optimiser l'action curative du médicament (en retardant par exemple l'action du principe actif de manière à ce qu'il réagisse dans l'estomac et pas avant) ou faciliter sa mise en forme voire modifier son goût...

La **forme galénique** d'un médicament est la forme physique de présentation : comprimé, gélule, sirop, poudre, suppositoire etc...

L'étiquette d'un médicament contient les informations suivantes : formulation, posologie (informations sur la quantité à prendre ainsi que les dates de prise), précautions d'emploi, effets secondaires (contre-indications).

4

Groupe caractéristique

Un **groupe caractéristique** est un ensemble d'atomes liés entre eux et dont un au moins n'est pas un atome de carbone.

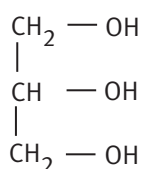
Ce groupe d'atomes confère à la molécule qui le porte des propriétés particulières.

Les principaux groupes caractéristiques sont :

Nom	Alcool	Amine	Carbonyle
Formule développée	— O — H	$\begin{array}{c} \\ \text{— N —} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C —} \end{array}$

Nom	Carboxyle	Ester	Amide	Ether-oxyde
Formule développée	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — O — H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — O — C —} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — N —} \\ \end{array}$	C — O — C

Activité 6 Identifier le(s) groupe(s) caractéristique(s) de la molécule de glycérol :



R

ésumé

Les **substances naturelles** sont, par définition, présentes dans la nature (le sucre extrait de la betterave, le caoutchouc de l'hévéa...).

Comme les ressources sont « épuisables » et les besoins croissants, les laboratoires industriels ont appris à fabriquer des substances synthétiques.

Une **substance synthétique** peut être l'exacte reproduction d'une substance naturelle. Elle en a alors les propriétés mais coûte moins cher et peut être obtenue en plus grande quantité (la vanilline, extraite des gousses de vanille, est aussi synthétisée).

Les chimistes sont allés plus loin : ils ont appris à élaborer des « produits » qui n'existent pas à l'état naturel (les matières plastiques, la plupart des médicaments).

Une substance constituée d'une seule espèce chimique est un **corps pur**.

Une substance constituée de plusieurs espèces chimiques est un **mélange**.

Un médicament contient au moins une espèce chimique ayant des vertus thérapeutiques : c'est le (ou les) **principe actif**.

La **formulation** d'un médicament est sa composition : principe actif + excipients.

Un **groupe caractéristique** est un ensemble d'atomes liés entre eux et dont un au moins n'est pas un atome de carbone.

Nom	Alcool	Amine	Carbonyle
Formule développée	— O — H	$\begin{array}{c} \\ \text{— N —} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C —} \end{array}$

Nom	Carboxyle	Ester	Amide	Ether-oxyde
Formule développée	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — O — H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — O — C —} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — N —} \end{array}$	C — O — C

C

Corrigés des activités

Activité 1

« substance » chimique	Présente ? (oui ou non)	Substance naturelle ou additif ?
Eau	Oui	Naturelle
Colorants	Oui	Naturels
Graisses	Non	
Acides	Oui	Naturels
Détergents	Non	
Sucres	Oui	Naturels
Pesticides	Oui	Additif
Arômes	Oui	Naturels
Hydrocarbures	Non	
Sels minéraux	Oui	Naturels
Vitamines	Oui	Naturelles

Activité 2 On peut vérifier la présence :

- ▶ **Eau** : par le test au sulfate de cuivre anhydre : dans une coupelle contenant quelques cristaux de sulfate de cuivre blanc, on ajoute quelques gouttes de jus de pomme : les cristaux prennent une teinte bleue ;
- ▶ **Acides** : quelques gouttes de jus de pomme sur un morceau de papier pH (initialement jaunâtre) ; il prend une teinte rouge.
- ▶ **Graisses** : absence de tache grasse sur un papier absorbant collé sur un quartier de pomme.
- ▶ **Sucres** : Ajouter de la liqueur de Fehling dans un tube à essais contenant du jus de pomme. Chauffer le mélange. Observer l'apparition d'un précipité rouge brique.

Activité 3

- ① Les « produits » chimiques concernés par le traitement de l'éponge naturelle sont : acide chlorhydrique, permanganate de potassium, eau oxygénée, thiosulfate de sodium et hydrogénocarbonate de sodium.
- ② Le gaz dégagé par l'action de l'acide chlorhydrique sur le calcaire est le dioxyde de carbone CO_2 . On peut le caractériser par l'eau de chaux (le dioxyde de carbone trouble l'eau de chaux).

- ③ L'éponge naturelle peut contenir des microorganismes et autres bactéries nuisibles pour la santé en cas d'ingestion.
- ④ La principale qualité des éponges naturelles est leur excellente capacité d'absorption de l'eau (environ 30 fois leur masse).

Activité 4

- ① Éponges cellulosiques artificielles (ou synthétiques).
- ② Le procédé de fabrication des éponges cellulosiques permet d'obtenir des produits variés : par la forme, suivant la configuration des moules et le découpage, par la porosité, selon la quantité et la taille des cristaux insérés dans la pâte par la texture et la résistance selon les fibres végétales incorporées dans la pâte, enfin par la couleur.
- ③ Textiles naturels : coton, soie. Textiles artificiels : nylon, viscose, polyamide
- ④ On privilégie l'utilisation des éponges cellulosiques, car elles permettent d'obtenir des produits variés par leur forme, leur porosité et leur couleur ; de plus on préserve la population des éponges naturelles.

Activité 5

Corps purs : Eau, fer.

Mélanges : Lait, jus d'orange, solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, acier.

Activité 6

La molécule de glycérol possède le groupe alcool (3 fois).

Objectifs

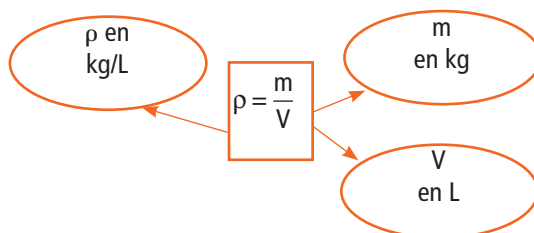
- Interpréter les informations de l'étiquette d'un flacon (risques, sécurité, paramètres physiques) comme une carte d'identité de son contenu ;
- Être conscient des risques lors de la manipulation, en particulier, des solvants organiques ;
- Déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa densité ou de sa masse volumique.
- Reconnaître et nommer la verrerie de laboratoire.
- Savoir utiliser :
 - une ampoule à décanter
 - un dispositif à filtration
 - un appareil de chauffage dans les conditions de sécurité.
- Mettre en œuvre une technique d'extraction.
- À l'aide d'un tableau de données (températures de changement d'état, solubilités, masses volumiques..), à température donnée et à la pression atmosphérique :
 - prévoir l'état physique d'une espèce chimique.
 - choisir un solvant approprié pour faire une extraction.
 - Prévoir le liquide surnageant dans un système constitué de deux liquides non miscibles.

A

Masse volumique et densité

1. Masse volumique

La masse volumique ρ d'une espèce chimique est le rapport de sa masse m , par son volume V :



La masse volumique s'exprime en kg/m^3 ou en kg/L .

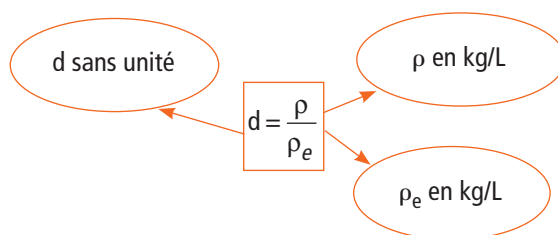
Exemple

la masse volumique de l'eau est de $1000 \text{ kg}/\text{m}^3$ ou $1 \text{ kg}/\text{L}$.

On peut calculer la masse d'un échantillon à partir de la relation : $m = \rho \times V$.

2. Densité

Pour les solides et les liquides, la densité d d'une espèce chimique est le rapport de la masse volumique de cette espèce par la masse volumique ρ_e de l'eau :



Noter que la densité d n'a pas d'unité si on exprime les masses volumiques dans la même unité.

On peut calculer la masse d'un échantillon à partir de la relation :

$$m = d \times \rho_e \times V.$$

Activité 1 Calculer la masse de $1,5 \text{ m}^3$ de dichlorométhane liquide de densité $d = 1,3$.

3. Solubilité

La solubilité s d'une espèce chimique est la masse maximale m de cette espèce que l'on peut dissoudre dans 1 L de solution : $s = \frac{m}{V}$
 s s'exprime en g/L quand m est en g et V en L.

4. Miscibilité de 2 liquides

2 liquides sont **miscibles** s'ils se mélangent c'est-à-dire s'ils ne forment qu'une seule phase.

Sinon, ils forment 2 phases.

Dès l'Antiquité, l'Homme a tenté d'extraire des principes actifs présents naturellement dans les plantes.

Les premières techniques d'extraction étaient l'**infusion** ou la **macération**, puis à partir du X^e siècle fut mis au point la technique d'**hydrodistillation** à l'aide d'alambic.

Un des premiers principes actifs extrait par cette technique fut, vers 1805, la morphine, aux vertus antalgiques, issue du pavot.



Techniques d'extraction d'espèces chimiques

1. Les différentes techniques d'extraction :

a. L'hydrodistillation ou entraînement à la vapeur.

La distillation est l'une des méthodes les plus anciennes d'extraction. Ce procédé ancien est apporté par les Arabes entre le VIII^e et le X^e siècle. Mais le principe était déjà connu des Grecs et des Égyptiens dès le IV^e ou le III^e siècle avant Jésus Christ.

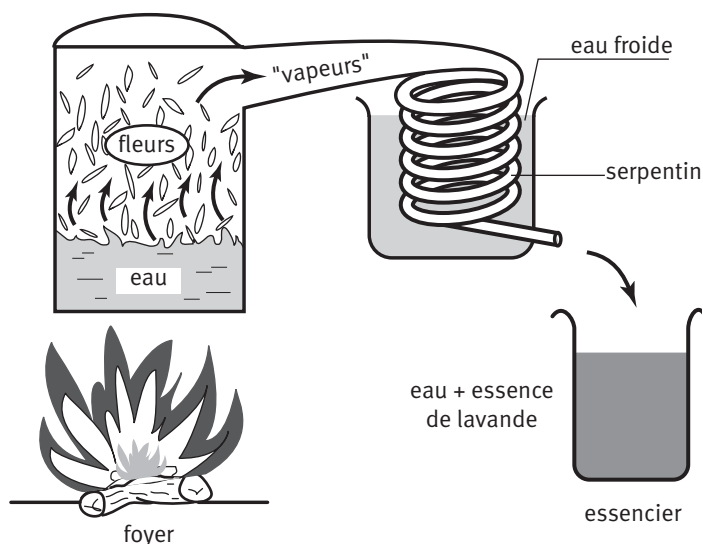
Elle permet d'obtenir les **huiles essentielles** ou **essences**.

Cette technique est utilisée en Chimie des parfums et des principes actifs. Ces espèces chimiques sont extraites à partir de plantes.

Pour extraire ces huiles essentielles, on utilise de la vapeur d'eau. La vapeur d'eau peut en effet entraîner avec elle les huiles essentielles qu'elle enlève aux plantes.

La distillation se fait grâce à des alambics en acier inoxydable de capacité variable (de 500 L à 5000 L environ). Ils sont surmontés d'un tube en col de cygne relié à un serpentin réfrigérant et un vase florentin placé à la sortie de ce serpentin recueille le mélange eau - essence en vue de leur séparation.

Les plantes sont entassées sur un plateau perforé qui empêche tout contact avec l'eau de l'alambic. L'eau portée à son point d'ébullition libère de la vapeur qui s'infiltre à travers la matière première emportant les composés désirés jusqu'au col de cygne. Une fois dans le serpentin réfrigérant, les vapeurs d'eau et d'essence se condensent avant d'être récupérées dans le vase florentin. Les essences, généralement moins denses que l'eau, restent en surface où on les collecte. Cependant, certaines sont plus denses que l'eau et nécessitent l'utilisation d'un réceptacle spécial pour essences lourdes.



Il faut distiller 1000 kg de fleurs d'oranger pour obtenir 1 kg d'essence ou Néroli. 10 000 kg de pétales de roses de Grasse donneront 1 kg d'essence de Rose. 330 kg de feuilles sèches de patchouli, 125 à 175 kg de lavande, 600 kg de géranium, 500 kg de fleurs de camomille fournissent 1 kg d'essence correspondante.

L'essence de lavande, très utilisée en parfumerie, provient de la distillation des fleurs de lavande, plante cultivée principalement dans

les régions méditerranéennes. Sa densité par rapport à l'eau est voisine de 0,90. Les anciens alambics possédaient des chaudières de petite capacité (200 à 500 L) ; mobiles, ils permettaient d'effectuer les distillations sur les lieux mêmes de culture de lavande. À l'aide du schéma ci-dessus représentant un ancien alambic dit « à feu nu », répondre aux questions suivantes :

- Activité 2**
- Quel est le rôle de la vapeur d'eau produite lors du chauffage de la chaudière ?*
 - Quel est le rôle du serpentín ? Pourquoi n'est-il pas constitué par un tube rectiligne ?*
 - Dans quelle partie de l'essencier se trouve l'essence de lavande ? Justifier votre réponse.*

Un montage à entraînement à la vapeur d'eau est constitué par un ballon placé dans un chauffe – ballon, bouché et relié à un réfrigérant à eau.

Un réfrigérant à eau est un tube de verre à 2 conduits : un conduit interne dans lequel passe les vapeurs de distillat qui viennent s'y condenser ; un conduit extérieur dans lequel passe un courant ascendant d'eau du robinet (froide par rapport aux vapeurs internes).

On place un erlenmeyer ou une éprouvette à l'extrémité du réfrigérant.

- Activité 3**
- En vous aidant de la feuille de verrerie à la fin du cours, schématiser un montage à distillation au laboratoire. Ecrivez-les réponses dans le cadre ci-dessous qui fera partie de votre cours.*
 - Quelle est l'utilité du réfrigérant ?*

a) Schéma du montage à distillation

b) Utilité du réfrigérant :

b. L'extraction par solvant.

L'extraction par solvant consiste à extraire une espèce chimique présente dans un produit naturel (plante) à l'aide d'un **solvant extracteur** à condition que l'espèce chimique y soit très soluble.

On peut distinguer différentes variantes :

- L'**extraction liquide-liquide** mettant en jeu une ampoule à décanter.
- La **macération** qui consiste à laisser une plante tremper dans un solvant froid.
- L'**infusion** : on laisse la plante finement hachée tremper dans de l'eau chaude (le thé par exemple).

À la fin du XIX^e siècle on met au point cette méthode nouvelle d'extraction, c'est l'**extraction par solvants volatils**. Cette façon de procéder permet de s'occuper de plantes qui ne donnent pas de bons résultats avec la distillation comme la rose centifolia, le narcisse ou le mimosa. On extrait le composé actif des plantes ainsi que les cires : avec cette méthode on épuise vraiment la plante. On remplit l'extracteur avec un solvant qui est de l'éther de pétrole ou du benzène. On effectue plusieurs lavages avec le solvant pour extraire tous les composés.

Les fleurs sont posées sur des grilles. Les grilles sont placées dans une grande cuve appelée extracteur.

On envoie ensuite le solvant parfumé dans un décanteur pour éliminer toute trace d'eau provenant des fleurs. L'eau plus lourde que le solvant est au fond du décanteur et le solvant parfumé plus léger à la surface. Il suffit d'enlever l'eau. Après évaporation du solvant on obtient la « **concrète** » s'il s'agit de fleurs et un « résinoïde » si on distille des plantes, feuilles, gomme. On effectue un lavage à l'alcool dans les batteuses. Ainsi les cires végétales qui ne se dissolvent pas dans l'alcool sont séparées de la concrète.

On récupère, dans un évaporateur sous vide, une pâte liquide et tiède, légèrement colorée, très odorante, qui se solidifie plus ou moins selon la matière première. Cet extrait est appelé **essence solide** quand la matière première est florale, mais on parle de **résine brute** quand il provient de produits visqueux ou secs.

c. Extraction d'un principe actif par extraction liquide-liquide

Il s'agit d'effectuer l'extraction du principe actif (le diiode I_2) contenu dans un médicament : le Lugol : solution aqueuse brune contenant des molécules de diiode et des ions iodure I^- ainsi que potassium K^+ .

Solubilité d'une même espèce chimique (diiode) dans l'eau et dans un solvant organique :

L'étude sera faite à partir de l'exemple de la solubilité du diiode dans l'eau d'une part et dans le cyclohexane d'autre part.

Expérience 1

On place un cristal de diiode dans 1 mL d'eau. On agite. On constate que la solution obtenue prend une couleur orangée.

- Expérience 2** On place un cristal de diiode dans 1 mL de cyclohexane. On agite. On constate que la solution obtenue prend une couleur violette.
- Expérience 3** Verser dans un tube à essais environ 1 mL de solution aqueuse de diiode, puis 1 mL de cyclohexane. Agiter et laisser reposer. On constate que le cyclohexane, non miscible à l'eau (ne se mélange pas avec l'eau) prend une couleur violette tandis que la couleur orangée de la phase aqueuse devient nettement plus pâle.
- Expérience 4** Verser dans un tube à essais environ 1 mL de cyclohexane, puis 1 mL de solution aqueuse de diiode. Agiter et laisser reposer. On constate que le cyclohexane prend une couleur violette tandis que la couleur orangée de la phase aqueuse devient nettement plus pâle.

Activité 4 *a) Le diiode est-il aussi soluble dans l'eau que dans le cyclohexane ? Justifier la réponse.*

b) La densité par rapport à l'eau du cyclohexane est de 0,78. Où se situe le cyclohexane dans chaque tube à essais ?

Conclusion Lorsqu'on rajoute un solvant non miscible avec l'eau à une solution aqueuse, on obtient 2 phases.

La position de la phase organique dépend de la densité du solvant.

Le pictogramme du flacon de cyclohexane est :



Activité 5 *a) Quels risques présente-t-il ?*

b) quels précautions d'emploi faut-il prendre ?

Extraction du diiode du Lugol par extraction liquide-liquide

Du Lugol et du cyclohexane sont placés ensemble dans une ampoule à décanter. On a donc initialement un mélange de 2 solutions non miscibles respectivement brune et incolore.

Après agitation, la phase supérieure, initialement incolore, prend une teinte mauve, tandis que la phase aqueuse s'est nettement décolorée.

Activité 6 *a) Quelle observation permet de dire que l'extraction du diiode a été faite ?*

b) Quelles sont les 2 conditions sur le solvant extracteur pour qu'une extraction liquide-liquide soit possible ? Ecrivez la réponse dans le cadre ci-après et apprenez-là.

2. Extraction par hydrodistillation du limonène de l'écorce d'orange

On se propose d'extraire l'huile essentielle contenue dans l'écorce d'orange : le limonène.

La « carte d'identité » du limonène indique :

Liquide incolore très volatil.

Peu soluble dans l'eau ; soluble dans le cyclohexane.

Densité : 0,84.

Température d'ébullition : 178 °C.

- Activité 7**
- a) Que signifie « liquide volatil » ?
 - b) Que voit-on dans un tube à essais contenant de l'eau et du limonène ?

1^{re} étape L'hydrodistillation de l'écorce d'orange

On réalise donc l'hydrodistillation d'écorces d'orange à partir du montage décrit précédemment (activité 3).

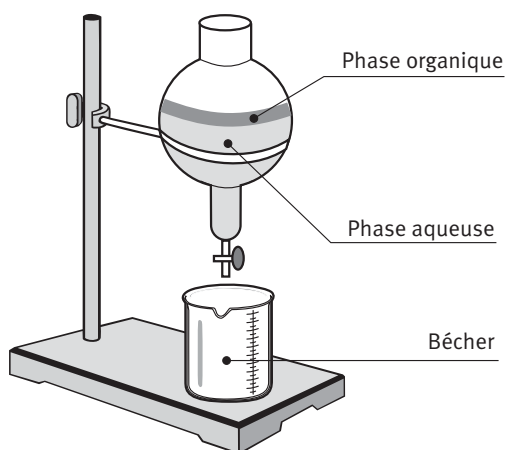
- Éplucher deux oranges en laissant la partie blanche sur le fruit. Découper le zeste en petits morceaux. Les laisser macérer quelques instants dans environ 50 mL d'eau chaude contenue dans un bécher.
- Broyer finement ce zeste humidifié.
- Introduire la purée obtenue dans le ballon et la recouvrir d'environ 100 mL d'eau chaude.
- Ouvrir le robinet pour permettre la circulation de l'eau dans le réfrigérant.
- Allumer le chauffe ballon et surveiller l'ébullition.
- Maintenir l'ébullition 50 minutes environ puis éteindre le chauffe ballon et fermer le robinet.

- Activité 8** *Pendant cette manipulation, le thermomètre indique la température de 100 °C. Commenter.*

À la fin de la distillation, l'éprouvette contient un mélange hétérogène de 2 liquides : un liquide incolore limpide, surmonté d'un liquide blanchâtre opaque. Le liquide obtenu s'appelle le **distillat**.

- Activité 9** *Quelle est la nature des 2 « phases » obtenues ?*

On a ainsi extrait le limonène du zeste d'orange ; reste maintenant à le séparer de l'eau qui l'a entraîné.

2^e étape La décantation.

Une décantation est une opération de séparation de 2 substances non miscibles (qui ne se mélangent pas) sous l'effet de leur propre poids.

Verser le distillat dans une ampoule à décantier ; y ajouter le contenu d'une spatule de chlorure de sodium (ou de l'eau salée saturée).

Reboucher l'ampoule à décantier, la prendre à deux mains et l'agiter doucement.

La reposer sur son support et la déboucher.

Le sel que l'on ajoute permet une meilleure séparation des 2 phases car le limonène est encore moins soluble dans l'eau salée que dans l'eau.

Cette technique s'appelle le relargage.

Activité 10 *Qu'observe-t-on au bout de quelques minutes ?
Comment séparer les deux liquides ?*

Récupérer l'huile essentielle qui sera conservée pour être utilisée lors de la chromatographie.

Activité 11 *a) Résumer le protocole utilisé ici pour extraire le limonène du zeste d'orange.
b) En tenant compte des données de la « carte d'identité » du limonène, proposer une autre méthode d'extraction.*

Conclusion Lors d'une extraction par hydrodistillation, on distille un mélange constitué du produit naturel et d'eau. L'eau facilite le passage de certaines espèces chimiques à l'état gazeux. On parle aussi d'entraînement à la vapeur d'eau.

Le distillat obtenu par condensation des vapeurs dans le réfrigérant est un mélange hétérogène constitué :

- d'une phase organique appelée huile essentielle contenant la ou les espèces chimiques extraites.
- d'une phase aqueuse pouvant être séparée de la phase organique par décantation.

Pour améliorer la séparation des deux phases, il arrive que l'on doive rajouter du sel (relargage) ou même un solvant organique au distillat (extraction par solvant). Dans ce dernier cas, on ne peut plus vraiment qualifier la phase organique d'huile essentielle car on a rajouté un solvant organique qui peut présenter des risques (nocivité...)



Identification d'une espèce chimique par chromatographie

1. Principe de la chromatographie

La Chromatographie sur Couche Mince (C.C.M.) est une méthode permettant de **contrôler** la pureté d'une substance, de **séparer** les constituants d'un mélange et éventuellement de les **identifier**.

Le mélange est fixé sur un support appelé **phase stationnaire** (un gel de silice déposé en couche mince sur une plaque d'aluminium). Il est entraîné par un solvant approprié (phase mobile ou **éluant**) qui migre par capillarité sur la plaque. Les constituants du mélange se séparent par migration différentielle : chacun d'eux est d'autant plus entraîné par l'éluant qu'il est plus soluble dans celui-ci et moins adsorbé (fixé) sur la phase stationnaire.

Après migration les taches incolores doivent être **révélées** (rendues visibles) ; c'est la détection qui peut se faire par pulvérisation d'un réactif caractéristique ou par immersion dans un bain de permanganate de potassium ou de vapeur de diiode ou encore par observation à la lumière UV si la plaque de silice comporte un indicateur de fluorescence.

Pour un éluant et une phase stationnaire identiques, une espèce chimique migre toujours à la même vitesse : 2 taches situées à la même hauteur sont constituées de la même espèce chimique.

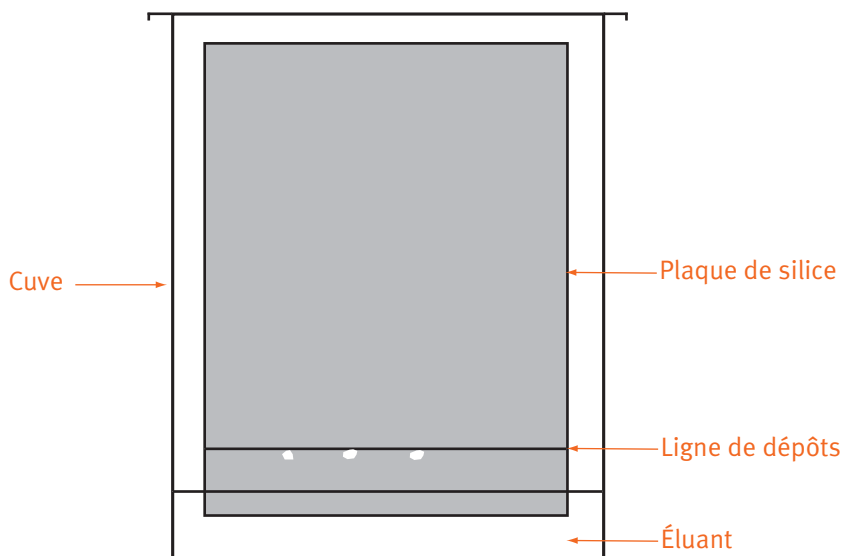
2. Mode opératoire

Réaliser une chromatographie sur couche mince

– Préparation :

- L'atmosphère de la cuve doit être saturée en vapeur d'éluant. Préparer tout d'abord la cuve à chromatographie en y versant sur une hauteur de 1 cm environ l'éluant, puis la couvrir.
- Dessiner un trait fin sur une plaque de silice, au crayon à papier, à 2 cm du bas de la plaque. Prendre la plaque par ses côtés car il faut éviter de toucher la silice avec les doigts.
- Faire 4 dépôts à l'aide de micro pipettes (ou de piques à apéritif dont le bout à été écrasé). Les répartir régulièrement (à au moins 1 cm du bord de la plaque et à 1 cm au moins les uns des autres). Sécher.
- Le diamètre optimal de la tache est 2 à 3 mm.
- Introduire la plaque de silice dans la cuve à chromatographie et reposer le couvercle.



Le schéma du montage*– Élution (ou développement) :*

L'éluant monte progressivement le long de la plaque, entraînant les constituants à des vitesses différentes.

Lorsque la plaque est mouillée jusqu'à 1 cm du haut environ, la manipulation est terminée. Retirer doucement la plaque, marquer au crayon le niveau atteint par le front de l'éluant (hauteur H).

La plaque de silice constitue, à ce moment là, un chromatogramme qu'on ne peut analyser directement ou non (selon que les taches sont visibles ou non). Il y a lieu alors de révéler les taches.

– Révélation

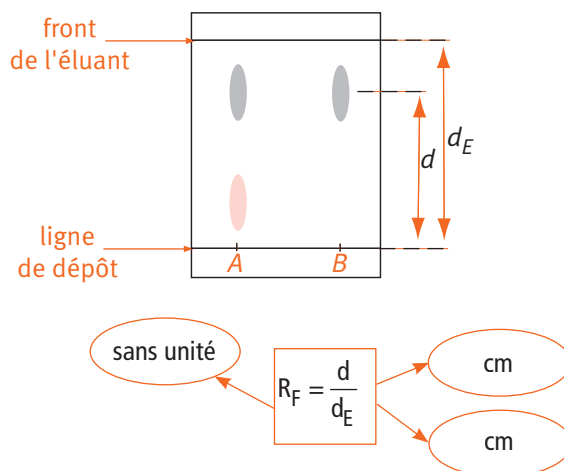
Elle permet donc de rendre les taches visibles. On plonge alors le côté silice de la plaque (là où sont les taches) dans une solution de permanganate de potassium durant quelques secondes, puis on la retire et on la laisse sécher.

La plaque prend une couleur violette puis brune claire; on distingue bien la position finale des taches (couleur brune foncée).

3. Les résultats

Pour repérer la position des taches et, par suite, les identifier, on mesure le rapport frontal R_F de chaque tache :

Le rapport frontal R_F est le rapport entre la hauteur h de migration de la tache (sommet) et la hauteur maximale H atteinte par l'éluant.



Une chromatographie permet de faire une identification de produit(s) par comparaison avec des espèces chimiques de référence.

Remarque il est possible de faire une chromatographie sur papier avec du matériel courant : se procurer des colorants alimentaires dans le commerce, puis à l'aide d'une pique à apéritif, faire un dépôt de chaque colorant sur du papier-filtre (à café par exemple) et prendre de l'eau comme éluant. Placer le tout dans un flacon suffisamment large pour que le papier ne touche pas les bords.

Activité 12 *La méthode peut-elle s'appliquer à n'importe quel mélange ?*

Activité 13 *On réalise la chromatographie de l'huile essentielle obtenue à l'activité 10*

L'éluant est constitué d'un mélange de 1 volume de cyclohexane pour 3 volumes de chloroforme.

4 dépôts seront faits :

A : une goutte de limonène du commerce dans le dichlorométhane, (référence)

B : une goutte du distillat préparé dans la manipulation précédente sur le trait,

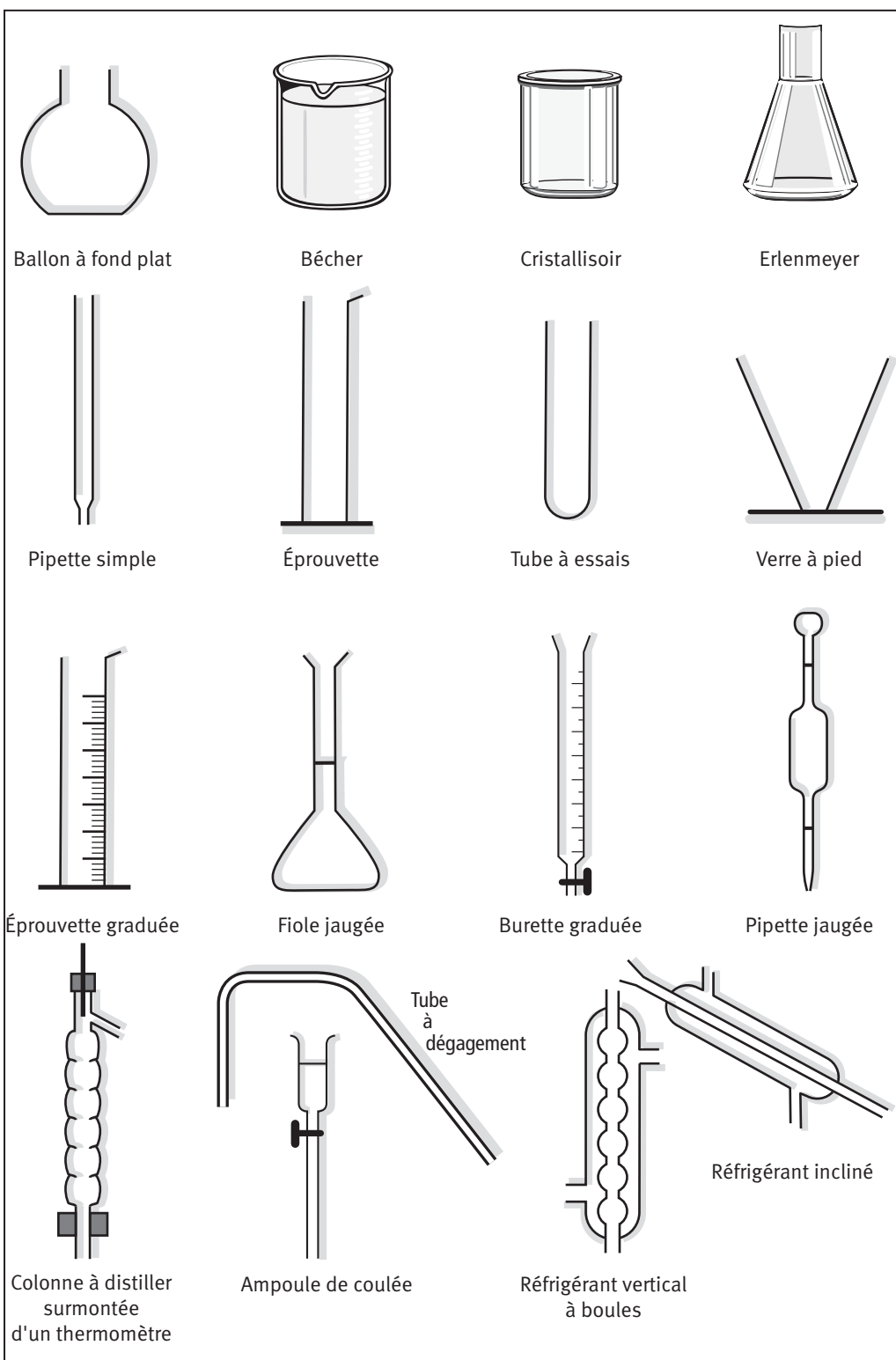
C : une goutte d'essence d'orange extrait par le cyclohexane (activité 10)

D : une goutte d'extrait alimentaire citronné du commerce.

On mesure les rapports R_F des taches A, B, C et D du chromatogramme révélé par le permanganate de potassium :

Limonène	Distillat	Essence d'orange	Extrait citronné
0,93	0,93	0,93	
	0,50	0,50	
	0,36	0,36	0,37
	0,21	0,21	
	0,13	0,13	

Quelles déductions peut-on faire des résultats consignés dans le tableau ?



Résumé

Comment séparer les différents constituants d'un mélange ?

- si ce mélange est hétérogène et constitué d'un liquide et d'un solide : par décantation puis par filtration.
- Si ce mélange est hétérogène et liquide : décantation (ampoule à décanter).
- Si ce mélange est homogène : par distillation (à condition que les espèces chimiques à séparer possèdent des températures d'ébullition notablement différentes).

Comment réaliser l'extraction par solvant d'une espèce chimique présente dans un produit naturel solide ?

- mélanger le produit naturel et le solvant extracteur. L'espèce chimique à extraire doit être très soluble avec le solvant extracteur.
- séparer le solvant extracteur (et l'espèce chimique dissoute) du produit naturel par filtration.

Comment réaliser l'extraction par solvant d'une espèce chimique présente dans une solution aqueuse (à base d'eau) ?

- mélanger la solution aqueuse et le solvant extracteur. L'espèce chimique à extraire doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans l'eau.
- séparer la phase organique et la phase aqueuse par décantation. Le solvant extracteur ne doit pas être miscible avec l'eau.

Comment réaliser l'extraction par hydrodistillation d'une espèce chimique présente dans un produit naturel solide ?

- distiller un mélange de produit naturel et d'eau. Le distillat est un mélange hétérogène constitué d'eau et de certaines espèces chimiques entraînées par l'eau dans les vapeurs.
- séparer par décantation la phase aqueuse et la phase organique (appelée huile essentielle) contenant la ou les espèces chimiques extraites. Cette séparation n'étant pas toujours facile, il est quelquefois nécessaire d'ajouter du sel ou un solvant organique (extraction par solvant) pour récupérer la phase organique.

La chromatographie permet :

- ▶ d'analyser un mélange en séparant certains de ses espèces chimiques (composants).
- ▶ d'identifier un composé par comparaison avec des espèces chimiques de référence.

La technique repose sur la différence d'affinité des espèces chimiques présentes dans le produit analysé avec deux phases différentes :

- ▶ la phase mobile ou éluant : c'est un liquide spécialement choisi.
- ▶ la phase fixe : silice déposée sur film en plastique ou en aluminium.

L'éluant est choisi pour la capacité qu'il a de dissoudre certaines espèces chimiques plus que d'autres et de les entraîner par capillarité vers le haut de la plaque. Il ne doit pas réagir avec ces espèces chimiques.

Chaque espèce chimique migre à sa propre vitesse et, en fin d'expérience, le chromatogramme présente un certain nombre de taches situées à des niveaux différents par rapport à la ligne de départ.

On constate que la trace laissée par un constituant donné est toujours à la même hauteur qu'il soit dans un mélange ou seul. On peut alors conclure :

- qu'il s'agit d'un mélange si le chromatogramme comporte deux taches au moins.
- qu'un constituant donné est bien présent dans la goutte que l'on a déposée sur le trait de crayon si sa tache, en fin d'expérience, est à la même hauteur que celle d'un produit de référence.

Lorsque les composés testés sont incolores, il faut prévoir une révélation du chromatogramme : celui-ci apparaît coloré et les taches ressortent.



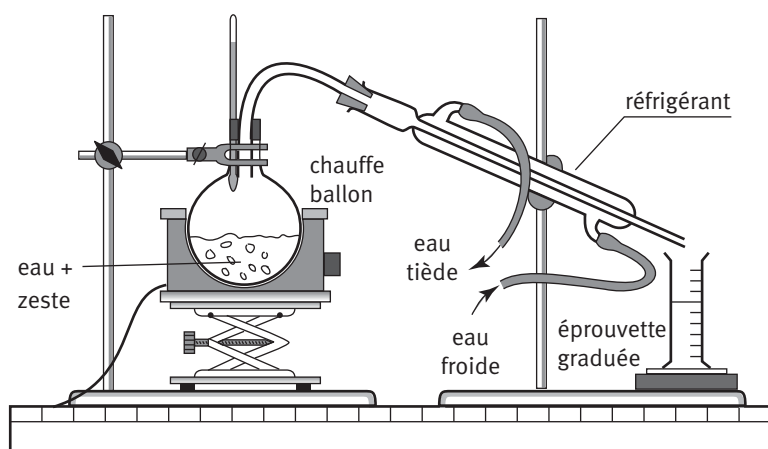
Chimie

Corrigés des activités

Activité 1 $m = d \times \rho_e \times V = 1,3 \times 1000 \times 1,5 = 1950 \text{ kg}$ en exprimant m en kg et V en m^3 .

- Activité 2**
- a) Le rôle de la vapeur d'eau est d'entraîner avec elle l'huile essentielle contenue dans la plante (entraînement à la vapeur d'eau).
 - b) Le rôle du serpentin est de condenser les vapeurs de manière à recueillir un distillat liquide. Le serpentin n'a pas une forme rectiligne car il s'agit d'obtenir une longueur maximale dans un encombrement minimal de façon à accroître l'efficacité du refroidissement.
 - c) La densité de la lavande est de 0,9 (inférieure à 1), donc la lavande est moins dense que l'eau; elle constituera donc la phase supérieure.

Activité 3 a) Un montage d'hydrodistillation :



- b) Le réfrigérant a la même utilité que le serpentin dans le montage précédent : condenser les vapeurs par refroidissement.

- Activité 4**
- a) Le diiode est plus soluble dans le cyclohexane que dans l'eau car l'ajout de cyclohexane dans une solution aqueuse de diiode la décolore nettement.
 - b) Le cyclohexane constitue la phase supérieure car sa densité est inférieure à 1.

- Activité 5**
- a) Substance facilement inflammable.
 - b) Tenir à l'écart d'une flamme; éviter le contact avec l'air.

- Activité 6** a) La coloration de la phase organique et le décoloration de la phase aqueuse montrent que le diiode a été extrait de la phase aqueuse pour passer dans la phase organique.
- b) Le solvant extracteur doit être non miscible avec l'eau et l'espèce chimique (diiode) extraite doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant de départ (eau).

- Activité 7** c) Un liquide volatil est un liquide qui s'évapore facilement.
- d) On voit 2 phases : la densité du limonène est inférieure à 1 (moins dense que l'eau); le limonène constituera donc la phase supérieure.

- Activité 8** La température d'ébullition de l'eau est de 100°C; celle du limonène est de 178°C. Lors du chauffage, l'eau (de plus faible température d'ébullition) distillera en premier en entraînant du limonène.

- Activité 9** L'éprouvette contient un mélange hétérogène des 2 produits à l'état liquide : eau et limonène.

- Activité 10** a) Au bout de quelques minutes, on retrouve les 2 phases : eau salée d'une part; limonène d'autre part.
- b) L'eau salée constitue la phase inférieure; on sépare les 2 phases en laissant couler d'abord la phase inférieure dans un récipient puis le limonène dans un autre récipient (l'ampoule à décanter est munie d'un robinet).

- Activité 11** a) Pour extraire le limonène de l'écorce d'orange, on place l'écorce finement broyée dans un ballon relié à un réfrigérant. On ajoute de l'eau dans le ballon et on chauffe de manière à réaliser une hydrodistillation.

On sépare l'eau du limonène ainsi distillés à l'aide d'une ampoule à décanter (on peut préalablement ajouter du sel dans l'eau)

- b) La carte d'identité du limonène indique qu'il est soluble dans le cyclohexane; on peut donc faire une extraction par solvant :

on place un peu de cyclohexane (liquide incolore) et du zeste d'orange broyé; on mélange le tout pendant quelques minutes; on constate alors que le liquide s'est coloré en jaune : du limonène (entre autre) s'est dissous dans le solvant.

- Activité 12** Cette méthode de séparation ne peut s'appliquer qu'à des substances dont la solubilité dans l'éluant est notablement différente, sinon les taches migreront à la même vitesse. Il y a nécessité de bien choisir l'éluant avant de faire une C.C.M.

- Activité 13** Du chromatogramme, on déduit que le limonène est bien contenu dans l'essence d'orange (extrait par distillation ou par extraction par solvant). L'essence d'orange contient aussi d'autres substances non identifiées ici. Par contre, l'extrait citronné contient une substance, mais ce n'est pas du limonène (valeurs de R_f différentes).

Chapitre 9

Chimie

Objectifs

- Mémoriser le schéma de montage d'une synthèse.
- Savoir quel est l'intérêt de synthétiser une espèce chimique.
- Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.
- Mettre en œuvre un protocole expérimental pour réaliser la synthèse d'une molécule et son identification.
- Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide.
- Savoir que certains matériaux proviennent de la nature et d'autres de la chimie de synthèse.

A

Synthèse d'espèces chimiques

1. Nécessité de la chimie de synthèse

Depuis la nuit des temps, l'Homme a utilisé les produits de la nature pour se nourrir, se vêtir, se laver, se soigner...

Les produits utilisés furent, dans un premier temps, des produits naturels, puis l'essor de la chimie (et de son industrie) lui permit de reproduire fidèlement ces molécules. C'est, par exemple, le cas du colorant appelé indigo.

Enfin, il mit au point de nouvelles molécules : les produits de synthèse. Par exemple, les polymères.

Le travail qui suit a pour but, à partir de quelques exemples, de montrer l'importance de la chimie de synthèse.

Activité 1 *Rechercher les informations nécessaires de manière à remplir le tableau suivant :*

Secteurs	Produit naturel utilisé auparavant	Produit de synthèse utilisé ensuite	Cause du remplacement
Agriculture	Fumier, lisier		
Habillement	Soie naturelle		
Hygiène et santé	Sève de saule		

2. Synthèse d'une espèce chimique

Une synthèse chimique se fait en 4 étapes :

- ▶ La **transformation chimique** à partir des réactifs et permettant la synthèse du produit désiré.
- ▶ La **séparation** permettant d'isoler le produit brut du solvant ou réactifs en excès.
- ▶ La **purification** afin d'extraire d'éventuelles impuretés.
- ▶ L'**identification** du produit par chromatographie afin de vérifier sa pureté.

Les molécules organiques de la famille des esters sont responsables du goût et de l'odeur agréable de nombreux fruits et fleurs, et de parfums artificiels.

Parmi ceux-ci, l'acétate de linalyle possède une odeur de lavande prononcée.

Synthèse de l'acétate de linalyle

Le port des lunettes et des gants est obligatoire.

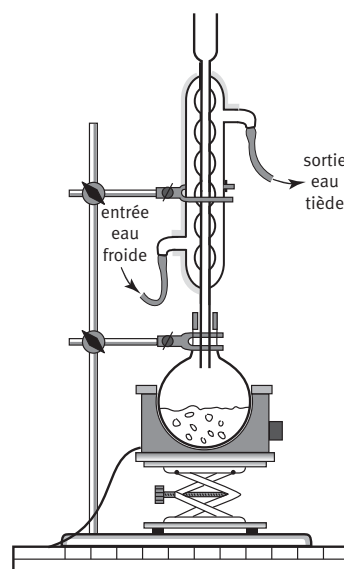
1. Préparation de l'ester

- Dans un ballon de 100 mL **bien sec**, introduire 5 mL de linalol $C_{10}H_{18}O$.
- Sous la hotte ajouter 10 mL d'anhydride acétique $C_4H_6O_3$ mesurés à l'éprouvette **bien sèche**. Boucher.
- Agiter quelques instants doucement en maintenant le bouchon.
- Réaliser le montage à reflux (La longueur du reflux est de 50 à 60 cm).
- Chauffer à reflux pendant une vingtaine de minutes.

- Activité 2**
- a) Nommer chaque partie du montage.
 - b) Que signifie le mot « reflux » ?
 - c) À quoi sert le réfrigérant à eau ?
 - d) Que se passerait-il si l'on ne mettait pas de réfrigérant ?
 - e) Quel est le rôle du chauffage ?
 - f) Le réfrigérant doit-il être ouvert à son extrémité ?

2. Hydrolyse de l'excès d'anhydride acétique.

- Préparer 25 mL d'eau froide dans un bécher de 100 mL.
- Arrêter le chauffage.
- Refroidir le ballon (tenu par une pince) sous un courant d'eau froide.



- Verser doucement en agitant le contenu du ballon dans le bécher. L'excès d'anhydride est détruit par hydrolyse (il se forme alors de l'acide acétique).
- Laisser refroidir, au besoin, le contenu du bécher.

3. Extraction :

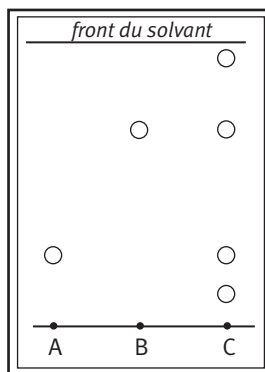
- Verser le mélange dans l'ampoule à décanter.
- Décanter. Observer en vous aidant du tableau de données.
- Éliminer la phase aqueuse. Traiter la phase organique avec 30 mL de solution d'hydrogénocarbonate de sodium (de façon à éliminer l'acide acétique) jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement gazeux.
- Procéder avec précaution le dégagement gazeux peut être important ; dégazer souvent.
- Décanter, recueillir la phase organique dans un bécher.
- Laver la phase organique avec 20mL d'eau, éliminer la phase aqueuse.
- Récupérer la phase organique dans un flacon.
- Ajouter un peu chlorure de calcium anhydre de façon à sécher la phase organique.
- Conserver la phase organique (acétate de linalyle $C_{12}H_{20}O_2$) dans un flacon bouché.

	Linalol	Anhydride acétique	Acétate de linalyle	Acide acétique
Densité	0,87	1,08	0,89	1,18
Température d'ébullition (°C)	199	139,5	220	85
Solubilité dans l'eau	Assez faible	Très grande	Très faible	Très grande

- Activité 3**
- Dessiner l'ampoule à décanter et y placer les 2 phases (aqueuse et organique) (voir tableau ci - dessus).*
 - Écrire l'équation - bilan de la réaction sachant que le 2e produit est l'acide acétique.*
 - quoi sert le séchage final ?*

3. Analyse comparative

L'étiquette d'un produit domestique précise que des extraits naturels de lavandin (variété cultivée de lavande, mélange de linalol et d'acétate de linalyle, entre autres) parfument ce produit. On désire vérifier cette information en réalisant une chromatographie sur couche mince. Trois dépôts **A**, **B**, **C** sont effectués sur une plaque spéciale :



A : linalol
B : acétate de linalyle
C : produit domestique

Après passage dans un éluant approprié, la plaque est placée dans des vapeurs de diiode. Le chromatogramme ainsi obtenu est reproduit ci-dessus.

- Activité 4**
- a) Quel est le rôle du diiode ?*
 - b) Calculer la valeur du (ou des) R_F correspondant à chaque dépôt.*
 - c) Le chromatogramme est-il en accord avec l'information de l'étiquette ? Justifier votre réponse.*
 - d) Quelle différence y-a-t-il entre l'acétate de linalyle de la lavande et l'acétate de linalyle synthétisé ?*

B

Matériaux naturels et synthétiques

Le 23 Avril 2009, le nageur français Alain Bernard battait le record du monde du 100 m nage libre. Pourtant, son record fut invalidé par la Fédération Internationale de Natation car le nageur portait une combinaison en polyuréthane.

Ce type de combinaison est interdite en compétition depuis le 1^{er} juillet 2010. En effet, les records mondiaux étaient pulvérisés depuis la création de ce matériau.

Voici un exemple de nouveau matériau synthétique qui permet d'augmenter les performances.

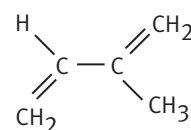
Les **polymères** sont des matériaux de synthèse possédant des propriétés intéressantes dans de nombreux domaines, en particulier le sport ; ce sont des molécules de grande dimension dans lesquelles un motif de base se répète un grand nombre de fois.

Le P.V.C. est utilisé comme revêtement de terrain de sport par exemple.

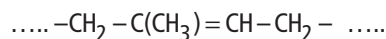
Un matériau de synthèse possède des propriétés que n'ont pas les matériaux naturels ou alors ont des propriétés identiques aux matériaux naturels mais optimisés.

Le caoutchouc en est un bon exemple :

Le caoutchouc naturel est un polymère dont le motif (monomère) est l'isoprène :



La structure du polymère est alors :



Le caoutchouc synthétique est fabriqué par polymérisation de l'isoprène en présence de soufre qui permet d'améliorer les propriétés du polymère obtenu, en particulier ses propriétés élastiques.

Citons aussi les **matériaux composites** constitués de plusieurs matériaux non miscibles ce qui permet d'avoir un ensemble aux propriétés particulières que ne possède pas chaque constituant. Par exemple, certains polymères sont mélangés avec des fibres de verre, ce qui les rend plus résistant (perche au saut à la perche).

Enfin, les **nanomatériaux**, matériaux très petits (dimensions de l'ordre du nanomètre) sont utilisés de nos jours dans des domaines très variés tels les crèmes solaires.

Résumé

Une synthèse chimique se fait en 4 étapes :

- La **transformation chimique** à partir des réactifs et permettant la synthèse du produit désiré.
- La **séparation** permettant d'isoler le produit brut du solvant ou réactifs en excès.
- La **purification** afin d'extraire d'éventuelles impuretés.
- L'**identification** du produit par chromatographie afin de vérifier sa pureté.

Les synthèses simples font appel à des techniques comme :

- ▶ Le chauffage à reflux : chauffage d'un produit liquide avec récupération des vapeurs par un réfrigérant.
- ▶ Séparation des espèces par une ampoule à décanter.

Une analyse comparative de différentes substances peut se faire par une C.C.M.

Les **polymères** sont des matériaux de synthèse possédant des propriétés intéressantes dans le domaine du sport ; ce sont des molécules de grande dimension dans lesquelles un motif de base se répète un grand nombre de fois.

C

Corrigés des activités

Activité 1

Secteurs	Produit naturel utilisé auparavant	Produit de synthèse utilisé ensuite	Cause du remplacement
Agriculture	fumier, lisier	engrais de synthèse : ammonitrate NH_4NO_3 engrais phosphatés, engrais composés.	problème de quantités non contrôle de la quantité d'éléments apportés.
Habillement	soie naturelle	nylon	difficulté d'obtention (maladie du ver à soie). meilleures qualités de la fibre de nylon fibre peu onéreuse.
Hygiène et santé	sève de saule	aspirine	brûlures d'estomac

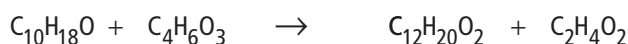
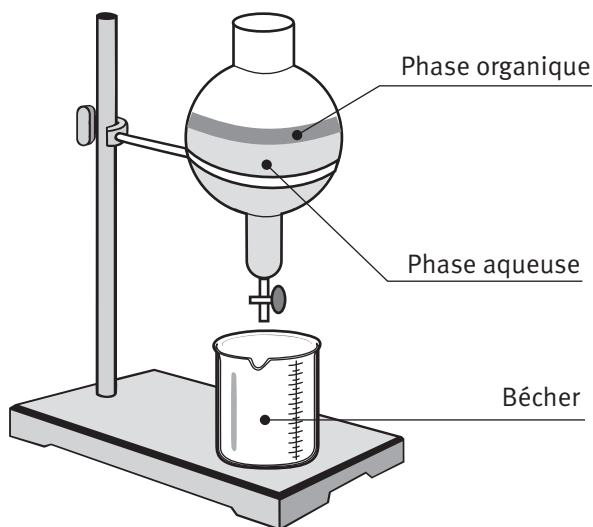
Activité 2

- Un ballon contenant le mélange à chauffer est surmonté d'un réfrigérant à air. l'ensemble est chauffé au bain – marie dans l'eau d'un cristalliseur par un système de chauffage électrique (pouvant éventuellement faire aussi office d'agitateur).
- Le mot « reflux » signifie: chauffage d'un liquide avec récupération des vapeurs par condensation.
- Le réfrigérant à eau permet de récupérer les vapeurs émises lors du chauffage par condensation ; des gouttes de liquide retombent alors dans le mélange.
- Sans réfrigérant, il y aurait perte de matière par évaporation.
- Le chauffage du mélange permet de rendre la réaction de synthèse plus rapide.
- Il est préférable d'utiliser un réfrigérant avec ouverture à l'extrémité, sinon gare à l'augmentation de pression à l'intérieur.

Activité 3 a)

la phase organique se trouve au-dessus car son constituant essentiel, l'acétate de linalyle a une densité inférieure à 1 : 0,89.

b) l'équation-bilan de la réaction est :



c) le séchage permet d'éliminer les dernières traces d'eau éventuellement contenues dans la phase organique (acétate de linalyle) $\text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2$.

Activité 4 a) Le diode sert de révélateur : il permet de rendre visible les taches.

b) La hauteur h parcourue par l'éluant est de 3,9 cm.

$$H_a = 1 \text{ cm donc } r_{fa} = 1,0 / 3,75 = 0,27.$$

$$H_b = 2,6 \text{ cm donc } r_{fb} = 2,6 / 3,75 = 0,69.$$

Il y a 4 taches pour le dépôt c de hauteur : 0,5 ; 1,0 ; 2,7 et 3,6 cm soit des r_{fc} respectivement de : 0,13 ; 0,26 ; 0,69 et 0,92.

c) Le produit domestique contient du lavandin : en effet, les 2^e et 4^e taches du dépôt c correspondent aux dépôts a et b.

d) ce sont deux molécules strictement identiques ; il n'y a donc aucune différence entre le produit naturel et le produit de synthèse.

Chapitre 10

Chimie

Objectifs

- Savoir décrire un système et son évolution.
- Savoir écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques corrects.
- Étudier l'évolution d'un système par la caractérisation expérimentale des espèces chimiques présentes à l'état initial et à l'état final.
- Mettre en œuvre un protocole pour mettre en évidence l'effet thermique d'une transformation physique ou chimique.

A

Définitions

Le but de ce chapitre est d'étudier la transformation chimique d'un système, d'un état initial à un état final, modélisé par une réaction chimique.

Un **système** est un mélange d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles.

La **transformation** subie par un système est la conversion du système d'un état initial à un état final.

À l'**état initial**, la composition du système est l'ensemble des **réactifs** (espèces chimiques réagissantes).

À l'**état final**, le système est constitué des **produits** (espèces chimiques formées au cours de la transformation) et des éventuels réactifs n'ayant pas réagi.

Une transformation chimique est modélisée par une (ou plusieurs) **réactions chimiques**. Nous n'envisagerons cette année que des transformations correspondant chacune à une seule réaction chimique.

Une réaction chimique est représentée par son **équation chimique** qui fait le bilan des réactifs et des produits sous la forme :



Au cours d'une réaction chimique, la somme des masses des réactifs ayant réagi est égale à la somme des masses des produits formés.

Cette loi est une conséquence directe de la conservation des éléments lors d'une réaction.

Une équation de réaction chimique fournit un bilan en **quantités de matière** (c'est-à-dire en moles) entre les réactifs consommés et les produits formés, dans les proportions des **nombre**s (coefficients) **stœchiométriques** (nécessaires pour **ajuster** l'équation).

On ajuste (équilibre) une équation chimique en respectant la **conservation des éléments chimiques** ainsi que la **conservation des charges électriques**.

On raisonne maintenant en moles et non plus en entités élémentaires.

B

Effet thermique d'une transformation

On peut mettre en évidence l'effet thermique de certaines transformations chimiques à partir de l'exemple des combustions :

La combustion d'une espèce chimique est la transformation entre cette espèce et le dioxygène ; ce type de transformation dégage de la chaleur.

Lors d'une activité physique, il se produit la combustion du glucose dans l'organisme du sportif ; cette transformation dégage de l'énergie qui permet aux muscles de fonctionner.

À noter que la transpiration est une transformation physique (condensation de vapeur d'eau) permettant à l'organisme de diminuer sa température.

Une transformation chimique peut s'accompagner d'une élévation ou d'une diminution de température.

C

Étude de réactions chimiques

1. Étude de la réaction de l'acide acétique sur la poudre d'hydrogénocarbonate de sodium.

a. Description du système à l'état initial.

Des cristaux anhydres (secs) de sulfate de cuivre CuSO_4 de couleur blanche, prennent une couleur bleue au contact de l'eau.

Note

On pourra se procurer les réactifs dans le commerce : acide acétique (vinaigre de vin 6°) et hydrogénocarbonate de sodium (bicarbonate de soude en pharmacie).

Placer quelques gouttes de vinaigre sur des cristaux anhydres de sulfate de cuivre : ceux-ci bleuissent.

Placer quelques gouttes de vinaigre sur un petit bout de papier pH.

Le papier (initialement jaunâtre) prend alors une couleur rouge.

Activité 1 *Que peut-on déduire des tests précédents ?
Quelle est l'état physique et la couleur de l'hydrogénocarbonate de sodium ?
Que fait le gaz dioxyde de carbone lorsqu'il barbote dans de l'eau de chaux ?*

Un corps à l'état solide sera noté (s), un corps dissout en solution aqueuse sera noté (aq), un corps gazeux (g).

b. Observation de l'évolution du système et description du système à l'état final.

Le matériel utilisé est le suivant :

- ▶ Hydrogénocarbonate de sodium.
- ▶ Vinaigre de vin à 6°.
- ▶ Spatule.
- ▶ Papier pH.
- ▶ Éprouvette graduée à pied de 100 mL.
- ▶ 4 flacons (petites bouteilles plastique par exemple).
- ▶ 4 ballons de baudruche.
- ▶ Balance à 0,1 g.

Mode opératoire :

- ▶ Peser une masse m de poudre d'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 (valeur dans le tableau ci – dessous).
- ▶ L'introduire dans un ballon de baudruche.
- ▶ Verser, dans un flacon, un volume v connu de solution d'eau ou d'acide acétique (voir tableau).
- ▶ Adapter hermétiquement (avec l'aide de ruban adhésif) le ballon à l'orifice du flacon.
- ▶ Faire tomber la totalité de la poudre dans le flacon (il est préférable de procéder si possible simultanément pour les 4 flacons).

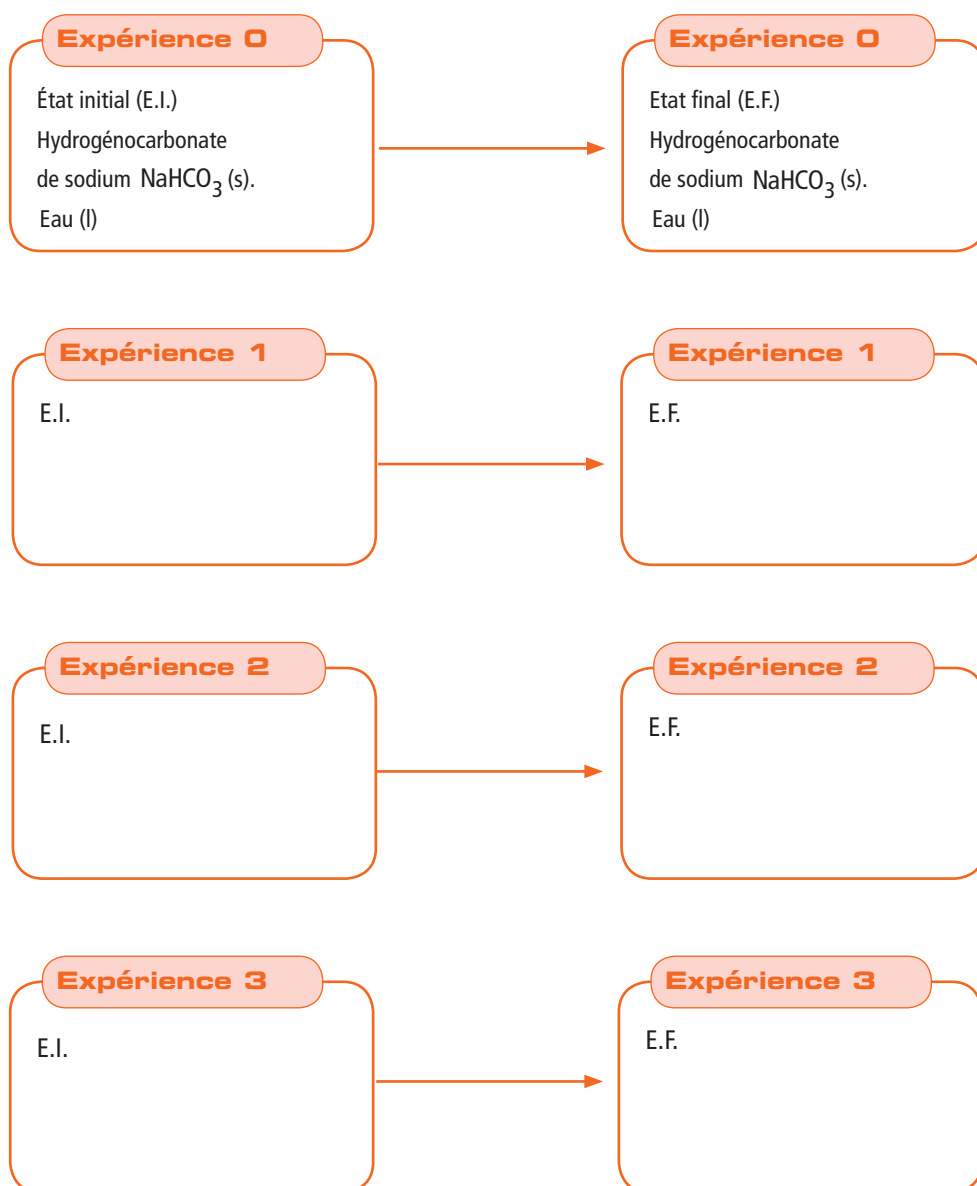
On complète alors le tableau :

Expérience	0	1	2	3
État initial	NaHCO_3 : 1,7g Eau : 50,0 mL	NaHCO_3 : 1,7g Vinaigre : 10,0 mL	NaHCO_3 : 1,7g Vinaigre : 20,0 mL	NaHCO_3 : 1,7g Vinaigre : 40,0 mL
Observations	Pas d'effervescence. Pas de réaction visible. Le solide est à priori intact.	Il y a effervescence. Il reste du solide. Le ballon est légèrement gonflé.	Il y a effervescence. Il ne reste plus de solide. Le ballon est plus gonflé que précédemment.	Il y a effervescence. Il ne reste plus de solide. Le ballon est aussi gonflé que dans le cas précédent.
État final	Identique à l'état initial.	Le test à l'eau de chaux est positif. La solution ne rougit pas le papier pH mais bleuit les cristaux de CuSO_4 .	Le test à l'eau de chaux est positif. La solution ne rougit pas le papier pH mais bleuit les cristaux de CuSO_4 .	Le test à l'eau de chaux est positif. La solution rougit le papier pH et bleuit les cristaux de CuSO_4 .

c. Schématisation de la transformation chimique

Activité 2 Schématiser la transformation subie par le système en complétant les diagrammes des expériences 1, 2 et 3. :

(Pour cela, indiquer le nom et la formule des espèces chimiques concernées).



d. Écriture de l'équation de la réaction associée à la transformation

Activité 3 *À l'issue des expériences faites précédemment et en raisonnant sur la conservation des éléments, formuler des hypothèses sur les nouvelles espèces chimiques formées, sachant qu'il se forme aussi de l'eau.*

Écrire alors une première ébauche de l'équation de la réaction chimique étudiée (pour simplifier, on pourra écrire HA la formule de l'acide acétique du vinaigre)..

2. Étude de la réaction d'une solution d'hydroxyde de sodium avec une solution de sulfate de cuivre (II)

a. Le matériel :

- ▶ Solution bleue de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ de concentration $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ▶ Solution incolore d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$ (soude) de concentration $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ▶ Bêchers 100 mL.
- ▶ Éprouvettes à pied 10 mL et 50 mL.
- ▶ Matériel pour filtration.

Activité 4 *Noter la couleur des solutions utilisées.*

b. Test préalable :

Dans un tube à essais, prélever environ 5 mL de solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$).

Y ajouter quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^{+} + \text{OH}^{-}$).

Activité 5 *Qu'observez – vous ?
Préciser l'état et la couleur du produit de la réaction ;*

Activité 6 *Faire le bilan des ions contenus dans chaque solution de départ.
Trouver quels sont les ions réactifs et écrire l'équation chimique de la réaction.*

c. Manipulation :

Dans un bécher de 150 mL, verser 50,0 mL de solution de sulfate de cuivre à l'aide d'une fiole jaugée puis verser progressivement la soude à l'aide d'une burette graduée.

La présence d'hydroxyde de cuivre se fait grâce à la formation d'un précipité bleu.

La présence d'ions cuivre Cu^{2+} dans une solution est repérée par la couleur bleue de la solution.

La présence d'ions hydroxyde OH^- dans une solution se fait en mesurant le pH (très supérieur à 7).

L'abondance du précipité sera noté : + ou ++ ou +++ en fonction de la quantité relative.

Volume V_1 de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (mL)	Volume V_2 de soude versée $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (mL)	Abondance de précipité	Couleur de la solution	pH	$n_{\text{Cu}^{2+}}$ (mol)	n_{OH^-} (mol)	Présence d'ions Cu^{2+} ou OH^- dans le filtrat
50	2	+	Bleue	3			Cu^{2+}
50	4	+	Bleue	4			Cu^{2+}
50	6	++	Bleue	5			Cu^{2+}
50	10	+++	Incolore	7			
50	14	+++	Incolore	9			OH^-
50	16	+++	Incolore	10			OH^-
50	18	+++	Incolore	11			OH^-

Activité 7

a) Compléter le tableau ci-dessus.

b) Dans quels cas peut-on dire que l'ion cuivre est le réactif en excès ? le réactif limitant ?

b) Même question pour l'ion hydroxyde.

c) Expliquer l'évolution de la quantité de précipité.





Résumé

Le système est l'ensemble des espèces chimiques étudiées (elles constituent le mélange réactionnel). La réaction chimique est un modèle rendant compte de la stoechiométrie selon laquelle se forment ou se consomment les constituants lors de la transformation chimique du système.

Elle est symbolisée par :



Cette équation respecte les lois de conservation (éléments et charges électriques) et nécessite l'ajustement des nombres précédant les symboles chimiques appelés nombres stoechiométriques.

Le bilan de la transformation du système se manifeste au travers de la comparaison des états initial et final du système.

Une équation de réaction chimique fournit un bilan en quantités de matière (c'est-à-dire en moles) entre les réactifs consommés et les produits formés, dans les proportions des nombres (coefficients) stoechiométriques (nécessaires pour ajuster l'équation).

On ajuste (équilibre) une équation chimique en respectant la conservation des éléments chimiques ainsi que la conservation des charges électriques.

On raisonne maintenant en moles et non plus en entités élémentaires.

Une transformation peut s'accompagner d'une élévation ou d'une diminution de température.

C

Corrigés des activités

Activité 1 Des tests précédents, on peut dire que le vinaigre est une solution **aqueuse** (contient de l'eau) qui est **acide**.

L'hydrogénocarbonate de sodium est un solide blanc utilisé sous forme de poudre (appelé bicarbonate de soude en pharmacie).

Le dioxyde de carbone trouble l'eau de chaux.

Activité 2**Expérience 1**

E.I.
Hydrogénocarbonate de sodium (s).
Eau (l)
Acide acétique (aq)

Expérience 1

E.F.
Hydrogénocarbonate de sodium (s).
Eau (l)
Dioxyde de carbone (g)
Nouvelle espèce chimique P

Expérience 2

E.I.
Hydrogénocarbonate de sodium (s).
Eau (l)
Acide acétique (aq)

Expérience 2

E.F.
Eau (l)
Dioxyde de carbone (g)
Nouvelle espèce chimique P

Expérience 3

E.I.
Hydrogénocarbonate de sodium (s).
Eau (l)
Acide acétique (aq)

Expérience 3

E.F.
Acide acétique (aq)
Eau (l)
Dioxyde de carbone (g)
Nouvelle espèce chimique P

Activité 3 L'expérience 0 montre que c'est l'acide acétique et non l'eau qui réagit avec l'hydrogénocarbonate de sodium, pour former (entre autres) de l'eau, du dioxyde de carbone et une nouvelle espèce chimique P :



En raisonnant sur la conservation des éléments, l'espèce P a pour formule NaA, ce qui donne :



Activité 4 ► Solution bleue de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$.
 ► Solution incolore d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$ (soude).

Activité 5 On observe la formation d'un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre de formule : $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Activité 6 Les ions initialement présents sont les ions : Cu^{2+} , SO_4^{2-} , Na^{+} et OH^{-} .
 L'équation de réaction est : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^{-} \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$.

Activité 7 a)

Volume V_1 de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (mL)	Volume V_2 de soude versée $\text{Na}^{+} + \text{OH}^{-}$ (mL)	Abondance de précipité	Couleur de la solution	pH	$n_{\text{Cu}^{2+}}$ (mol)	$n_{\text{OH}^{-}}$ (mol)	Présence d'ions Cu^{2+} ou OH^{-} dans le filtrat
50	2	+	Bleue	3	$5 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	Cu^{2+}
50	4	+	Bleue	4	$5 \cdot 10^{-3}$	$4 \cdot 10^{-3}$	Cu^{2+}
50	6	++	Bleue	5	$5 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-3}$	Cu^{2+}
50	10	+++	Incolore	7	$5 \cdot 10^{-3}$	$10 \cdot 10^{-3}$	
50	14	+++	Incolore	9	$5 \cdot 10^{-3}$	$14 \cdot 10^{-3}$	OH^{-}
50	16	+++	Incolore	10	$5 \cdot 10^{-3}$	$16 \cdot 10^{-3}$	OH^{-}
50	18	+++	Incolore	11	$5 \cdot 10^{-3}$	$18 \cdot 10^{-3}$	OH^{-}

- b) Le réactif cuivre est en excès lorsqu'il en reste dans le filtrat ; c'est le cas des 3 premières lignes.
- c) Le réactif hydroxyde est en excès lorsqu'il en reste dans le filtrat ; c'est le cas des 3 dernières lignes.
- d) Le précipité est le produit de la réaction. On constate que la quantité de précipité augmente tant que la transformation n'est pas terminée, c'est-à-dire jusqu'à la 4^e ligne. Ensuite, cette quantité reste constante puisque tous les ions cuivre ont été consommés donc la transformation est terminée.