



**MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION NATIONALE
ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE**

MODULE I

CHIMIE

Tous droits réservés

Novembre 2016

DIRECTION DE L'ENSEIGNEMENT SECONDAIRE

TABLE DES MATIÈRES

Chapitre I	1
Introduction à la chimie Origine du mot chimie Histoire de la chimie Définition de la chimie Les subdivisions de la chimie Tableau montrant la place de la chimie dans les niveaux d'organisation de la matière Tableau des principaux domaines d'application de la chimie. La méthode scientifique dans la pratique de la chimie Exercices d'application	
Chapitre 2	10
Matière et énergie Introduction Définition de la matière Structure de la matière États de la matière Changements d'états de la matière Exercices d'application	
Chapitre 3	14
Substances pures et mélanges Les substances pures Les mélanges Illustration de quelques méthodes de séparation des constituants d'un mélange Ensemble de procédés physiques de séparation des mélanges Les éléments et les composés Quelques éléments courants et leurs symboles Exercices d'application	
Chapitre 4	19
Propriétés de la matière Les propriétés physiques et chimiques de la matière Exercice d'application	
Chapitre 5	22
Notions de mesure Définition La mesure en chimie Les unités du système international de mesure (SI) Les grandeurs de base et unités du système SI Les préfixes utilisés avec les unités de mesure SI et les unités métriques Exercices d'application:	

Chapitre 6	28
Unité légale de quantité de matière Définition La masse molaire Le volume molaire d'un gaz Calcul du nombre de moles d'une substance pure Les formules chimiques Les formules moléculaires Les formules empiriques Application Nomenclature des composés Quelques acides simples ou hydracides	
Chapitre 7	36
Réaction chimique Définition Lois de conservation Equation chimique L'équilibrage des équations chimiques LES CALCULS DES QUANTITES DE RÉACTIFS ET DE PRODUITS	
Chapitre 8	45
Réactivité chimique des matériaux Action de l'air Action des acides Action des bases sur certains matériaux Exercice d'application	
Chapitre 9	47
La théorie atomique Théorie atomique de Dalton Structure de l'atome Le numéro atomique, le nombre de masse et les isotopes. Exercice d'application	
Chapitre 10	52
Les nombres quantiques Présentation des nombres quantiques Le nombre quantique principal (n) Le nombre quantique secondaire ou azimutal (l) Le nombre quantique magnétique (m) Le nombre quantique de rotation propre ou de spin (s)	

CHAPITRE I

INTRODUCTION À LA CHIMIE

Compétences à développer

Retracer l'évolution de la chimie à travers le temps et l'espace

Présenter l'importance de la chimie à travers ses nombreuses applications quotidiennes.

Application :

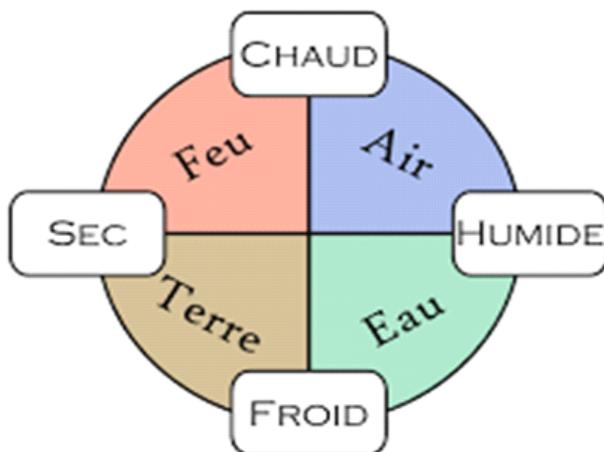
Présenter des exposés, par groupes d'élèves, ayant réalisé des recherches documentaires sur l'évolution de la chimie.

1. Origine du mot chimie

Le mot « chimie » vient du mot égyptien « khemi » qui signifie sombre, noir. Une telle dénomination découle du fait que les alchimistes dans leurs tentatives de transformer les matières brutes en matières directement utilisables travaillaient dans des souterrains, dans le noir et entouraient de mystère toutes leurs opérations.

2. Histoire de la chimie.

Les débuts de la chimie se perdent dans la nuit des temps. Dans la Grèce antique, « la théorie des quatre éléments » plaçait le feu et l'eau, l'air et la terre dans un système entre lesquels sont distribués quatre propriétés : le chaud et le froid, le sec et l'humide comme l'indique le schéma suivant :



Bien longtemps avant notre ère l'homme a découvert le feu pour se réchauffer et cuire ses aliments. Le feu est donc considéré comme la première source d'énergie utilisée par l'homme. Cette énergie a permis aussi de réaliser de nouveaux matériaux comme des poteries (par cuisson de l'argile), le charbon de bois. Ce dernier a été utilisé comme pigment dans les peintures préhistoriques dans les grottes ou les abris sous roches puis comme combustible.

Dans l'antiquité, l'homme a pu extraire des minerais présents dans la nature certains métaux tels le fer, le plomb, le cuivre (source importante de richesse dans l'antiquité), l'or (considéré à l'époque comme un métal parfait). Ce dernier revêtit une valeur monétaire et artistique à l'époque antique. De plus, le bronze, fut le premier alliage fabriqué par l'homme. Par ailleurs en Égypte, le verre fut inventé (il y a environ 3800 ans) à partir de la fusion du sable du désert et du natron. Les égyptiens produisaient de la bière par fermentation et fabriquaient des colorants (indigo, cinabre) pour les fards. De leur côté, les chinois fabriquaient de la porcelaine.

En Alexandrie, vers le IX^e siècle avant Jésus-Christ, l'alchimie naît. Les alchimistes cherchaient à fabriquer à partir de métaux divers, le métal parfait qu'est l'or grâce à la pierre philosophale. Ils aspiraient à la synthèse de la panacée (ou élixir de vie) à laquelle ils attribuaient le pouvoir de guérir tous les maux et de conserver une jeunesse perpétuelle.

Avec les travaux d'Antoine Laurent de Lavoisier, chimiste français, à la fin du XVI^e siècle, la chimie prend un tournant décisif dans son évolution. Celui-ci est considéré, par plus d'un, comme le père de la « chimie moderne » pour avoir réalisé, notamment, de nombreuses recherches en analyse quantitative (analyse de l'air par exemple), et pour son énoncé de la loi de la conservation de la matière. Parallèlement, à l'époque, d'autres éminents savants firent de grandes découvertes. Citons : Joseph Priestley qui découvrit l'oxygène qu'il appela « air déphlogistiqué », Avogadro qui proposa le fameux nombre qui porte son nom, Robert Boyle etc...

De nos jours, la chimie est considérée comme une science intégrale fondamentalement expérimentale, aux horizons presque infinis. Etant surtout une science expérimentale, ses connaissances viennent des recherches en laboratoire. Cependant les chimistes d'aujourd'hui travaillent également avec des ordinateurs pour étudier, par exemple, la structure microscopique et les propriétés chimiques des substances, ainsi qu'avec de l'équipement électronique sophistiqué, pour analyser entre autres les polluants émis par les automobiles ou les substances toxiques présentes dans le sol. Aujourd'hui les progrès de la biologie et de la médecine dépendent des découvertes sur les atomes et les molécules, les unités structurales sur lesquelles se

base l'étude de la chimie. Les chimistes participent également au développement de nouveaux médicaments ainsi qu'à la recherche agronomique. Ils cherchent aussi des solutions au problème de la pollution de l'environnement, ainsi qu'à celui du remplacement de certaines ressources énergétiques. La plupart des industries, quoi qu'elles produisent, ont besoin de la chimie. Par exemple, les chimistes conçoivent des polymères (de très grosses molécules) utilisés en usine pour fabriquer un grand éventail de bien, dont les vêtements, des ustensiles de cuisine, des jouets et même des organes artificiels. On comprend donc pourquoi, étant donné ces diverses applications, la chimie est souvent appelée la « science centrale ».

3- Définition de la chimie

La chimie est une science expérimentale qui étudie la matière au niveau de sa composition, de sa structure et de ses propriétés.

4- Les subdivisions de la chimie.

La très grande diversité des domaines dans lesquels la chimie joue un rôle entraîne l'existence d'un grand nombre de « chimies » plus ou moins spécialisées. Ainsi, le tableau suivant résume des spécialités et sous-spécialités que l'on désigne souvent soit par un nom composé (liste a), soit par un qualificatif ajouté au mot chimie (liste b).

Tableau montrant la place de la chimie dans les niveaux d'organisation de la matière.

Outre son domaine propre, elle intervient de manière essentielle dans le fonctionnement des systèmes vivants.

Organismes ↑ Cellules	Matière vivante
Macromolécules ↑ Molécules et cristaux ↑ Atomes	Matière inanimée
Noyaux ↑ Nucléons	
Quarks ↑	

- a) Sur les plans pratique, industriel et économique, la chimie est devenue, par ses innombrables applications, fruit de la créativité des chimistes, une accompagnatrice de notre vie quotidienne et une composante majeure de l'activité économique dans les pays développés.

Tableau des principaux domaines d'application de la chimie.

A travers ses innombrables applications, la chimie nous habille, nous abrite dans nos maisons, nous protège, nous soigne, nous nettoie et nous embellit, nous nourrit, nous transporte, colore et égaye notre environnement, nous permet de communiquer...

Même si certaines de ses applications sont discutables (la pollution par les emballages de plastique, peut être difficilement considérée comment un bien), comment s'en passerait-on?

Santé, Médecine	Médicaments- Analgésiques- Contraceptifs- Cosmétiques
Matériaux	Métaux et alliages- Céramiques- Matières plastiques- Matériaux composites- Fibres textiles synthétiques - Elastomères (caoutchoucs)- Papiers et cartons.
Agriculture	Produits phytosanitaires : insecticides, pesticides, fongicides- engrais...
Transports, énergie	Carburant, fioul, mazout, gaz...
Divers	Savons et détergents (lessives, shampooings, etc.) Peintures et vernis- colles et adhésifs- colorants et pigments colorés- explosifs- parfums- encre- Ecrans à cristaux liquides- « airbag »- Photographie- Piles et batteries- Absorbants- etc.

6- Image de la chimie.

Le public a parfois une image assez négative de la chimie qu'il associe à la toxicité, pollution et nuisances diverses. L'expression « produits chimiques » a généralement une connotation péjorative. La vue fréquente sur des camions citernes de l'indication « matière dangereuse » et aussi malheureusement un certain nombre d'accidents survenant au voisinage de sites industriels ne peuvent, il est vrai, que renforcer cette

opinion.

Ce jugement sommaire s'alimente à une mauvaise information, inexacte ou incomplète (parfois partisane) à propos de la chimie.

La chimie n'a pas le monopole des substances toxiques. La nature en recèle d'innombrables (l'essence de fraise en contient une bonne centaine, sans parler des champignons vénéneux ou des venins ou encore de l'amiante qui peut être cancérigène). Il est naïf d'opposer la nature et ce qui en vient, qui serait en principe bon, et la chimie qui ne fournirait que des substances nuisibles et toxiques. En effet, la toxicité est d'abord une question de dose. L'ingestion de 500g de sel ordinaire est mortelle! De même, si à faible dose (dans l'eau potable, dans les dentifrices), le fluor est un agent « anticarie » reconnu, à forte dose, il entraîne la fluorose (observée sur des animaux) avec la perte des dents...

Plus généralement, un grand nombre de médicaments sont bénéfiques à faible dose et peuvent devenir dangereux à forte dose. La chimie qui a permis de les synthétiser est-elle bonne ou mauvaise ? Tout dépend de l'usage qui en est fait, qui ne dépend en réalité que du comportement des hommes.

Lorsque la chimie reproduit par synthèse une molécule naturelle (pénicilline, vanilline), elle est strictement identique à l'originale et possède exactement les mêmes propriétés : elle n'est ni plus, ni moins toxique que la molécule naturelle, c'est en tout cas la chimie fine qui permet des progrès permanents dans le domaine des médicaments.

C'est bien sûr la chimie qui est responsable, non seulement des progrès dans les médicaments, mais aussi de la majeure partie de l'environnement confortable, pratique et hygiénique dans lequel nous vivons : matériaux composites qui changent les performances des voitures, des voiliers, des raquettes de tennis, verres de lunettes organiques incassables et photosensibles, emballages plastiques de toutes sortes, tuyaux d'addiction en polyéthylène exempts de plomb supportant le gel, purification permanente de l'eau potable (entraînement de fines particules par gel d'alumine, désinfection à l'ozone, purification finale par des charbons additifs), purification et régénération de l'atmosphère confinée dans les avions...

La chimie, en tant que science, n'est évidemment ni bonne ni mauvaise. Ce qu'en font les hommes est une autre question, et il ne serait pas honnête de l'en rendre responsable (rend-on les voitures responsables des accidents de la route, et accuse-t-on la physique d'avoir conduit à l'invention de la bombe atomique ?). Il n'est pas inéluctable que l'activité chimique industrielle soit polluante. Le problème est économique et financier voire politique mais non scientifique/

En somme, il n'y a pas de progrès médical ou technique sans chimie. A vous, lecteur des

générations montantes, de l'utiliser à bon escient.

4- La méthode scientifique dans la pratique de la chimie

Toutes les sciences, y compris les sciences humaines, sont basées sur des variantes d'une même méthode de travail appelée la méthode scientifique, qui est une approche systématique de recherche. Par exemple, si un psychologue veut savoir comment le bruit influe sur l'apprentissage chez un groupe d'étudiants ou si un chimiste veut étudier la chaleur dégagée au cours de la combustion de l'hydrogène en présence d'air, ces deux chercheurs doivent suivre à peu près la même méthode.

Dans une première étape, on doit cerner le problème. A la deuxième étape, on expérimente en faisant des observations minutieuses, on note ces observations ou ces données concernant le système, c'est-à-dire la portion de l'univers observée. (Dans les exemples précités, les systèmes sont :

- Le groupe d'étudiants observé par le psychologue
- Le mélange de dihydrogène et d'air observé par le chimiste.

Les données obtenues au cours d'une recherche peuvent être à la fois qualitatives (des observations générales concernant le système) et quantitatives (des nombres résultant de mesures prises à partir du système avec toute une panoplie d'instruments). En général, les chimistes notent leurs observations et leurs mesures à l'aide de symboles conventionnels et d'équations. Ce mode de représentation permet de simplifier la collecte des observations tout en assurant une langue commune de communication entre les chimistes.

Une fois les expérimentations et la collecte des données terminées, la troisième étape consiste à interpréter les données. On tente alors d'expliquer le phénomène étudié. En se basant sur les données recueillies, le chercheur formule une hypothèse, ou tentative d'explication de l'ensemble des observations. Ensuite, on conçoit d'autres expérimentations qui constituent autant de manières de vérifier la validité de l'hypothèse, et le processus recommence.

La figure suivante montre les relations entre les principales étapes d'une démarche scientifique qui sont: 1) l'observation portant sur des événements du monde macroscopique (les atomes et les molécules font partie du monde microscopique). 2) La représentation portant sur les résultats de manière concise à l'aide de symboles et d'équations décrivant les réactions. 3) L'interprétation visant à expliquer le phénomène étudié.

MODULE
CHIMIE

A la suite de la collecte d'un grand nombre de données, il est souvent souhaitable et fort utile de résumer cette information d'une manière précise par la formulation d'une loi. En science, une loi est un énoncé concis, verbal, mathématique, d'une relation entre phénomènes, cette relation étant toujours la même dans les mêmes conditions. Par exemple, en mécanique, la deuxième loi de Newton stipule que la force est toujours égale à la masse multipliée par l'accélération ($F=ma$). Cette loi stipule que tout accroissement de la masse ou de l'accélération d'un objet accroît toujours proportionnellement la force de cet objet et, à l'inverse, toute diminution de la masse ou de l'accélération diminue la force.

Les hypothèses qui survivent à plusieurs épreuves de validité peuvent devenir des théories. Une théorie est un énoncé de principes unificateurs qui permet d'expliquer un ensemble de phénomènes ou les lois formulées à partir de ces phénomènes. Les théories sont elles aussi mises à l'épreuve : si une théorie est contredite à la suite d'une expérimentation, elle sera soit mise de côté soit modifiée pour être conforme aux observations. La confirmation ou le rejet d'une théorie peut prendre des années et même des siècles. Une des raisons pouvant expliquer ces longs délais est le manque de technologie adéquate pour pouvoir faire une certaine expérimentation. Par exemple, dans le cas de la théorie atomique proposée par Démocrite, philosophe grec de l'Antiquité, il a fallu plus de deux mille ans pour élaborer les principes fondamentaux de cette théorie constituant la base de la chimie moderne.

Le progrès scientifique se fait rarement d'une manière aussi stricte, étape par étape, comme on l'a décrit précédemment. En général, une loi précède une théorie mais, parfois, le contraire se produit. Deux chercheurs peuvent aussi travailler sur un même projet dans un même but, mais en procédant différemment dans toutes les directions. Les scientifiques sont avant tout des humains, donc des êtres qui subissent l'influence autant de leurs propres expériences et de leurs connaissances antérieures que de leurs traits de caractères.

La science n'avance pas toujours au même rythme ni selon la même logique. Les grandes découvertes sont habituellement dues aux contributions de plusieurs chercheurs. Toutefois, on attribue souvent le crédit d'une loi ou d'une théorie à une seule personne. Certaines découvertes peuvent être fortuites, c'est-à-dire qu'elles sont le fruit du hasard. On dit cependant « que la chance ne favorise que les esprits bien préparés ». En

effet, seulement une personne entraînée et attentive pourra comprendre toute la signification d'une découverte fortuite afin de l'exploiter avantageusement. Le plus souvent, le grand public n'est mis au courant que des grandes percées scientifiques spectaculaires, mais il ne faut pas oublier que plusieurs projets de recherche aboutissent à un cul-de-sac, que d'autres nécessitent tellement de détours et de temps qu'ils passent inaperçus. Cependant, même les recherches abandonnées peuvent être très utiles, car elles augmentent nos connaissances et peuvent servir à d'autres recherches. On ne peut se passer de cette patience, ce renoncement et cet acharnement des chercheurs dans leurs laboratoires que par leur grand amour de la recherche.

Exercices d'application:

- 1) Préciser les apports de Lavoisier dans l'évolution de la chimie.
- 2) Caractériser les différentes étapes de l'évolution de la chimie.

CHAPITRE II

MATIÈRE ET ÉNERGIE

Compétences à développer

- Caractériser les états physiques de la matière
- Présenter les causes des changements d'états de la matière
- Expliciter les différentes formes d'énergie.

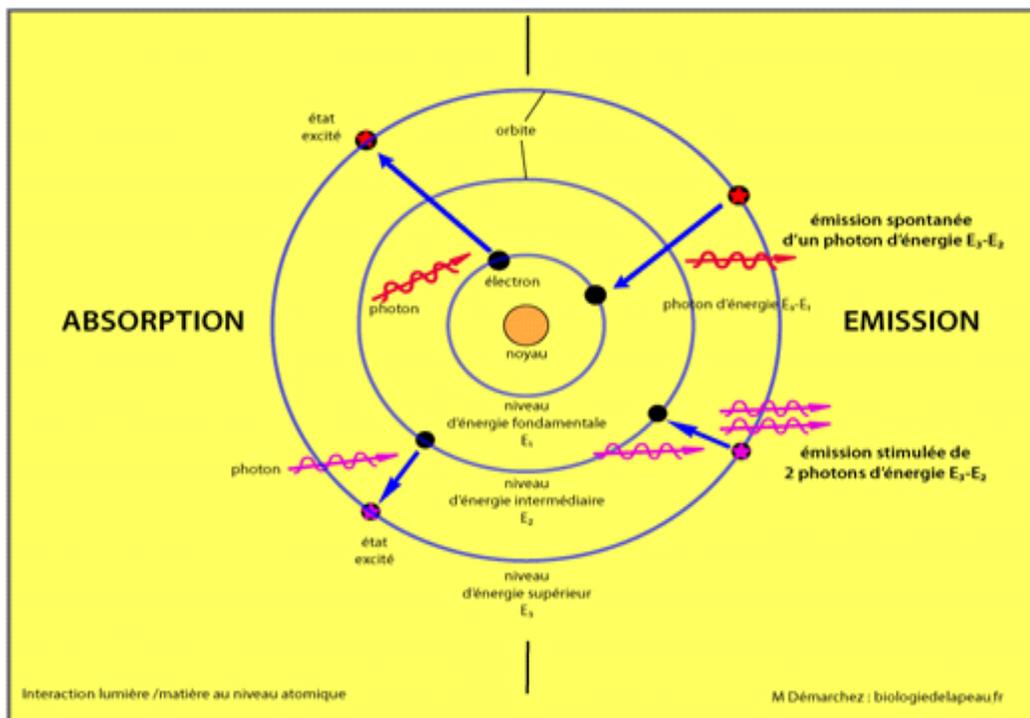
Activités :

- 1 Description des caractéristiques macroscopiques des états de la matière
- 1) Projection de diapositives sur la constitution de la matière et ses changements d'état.

1- Introduction

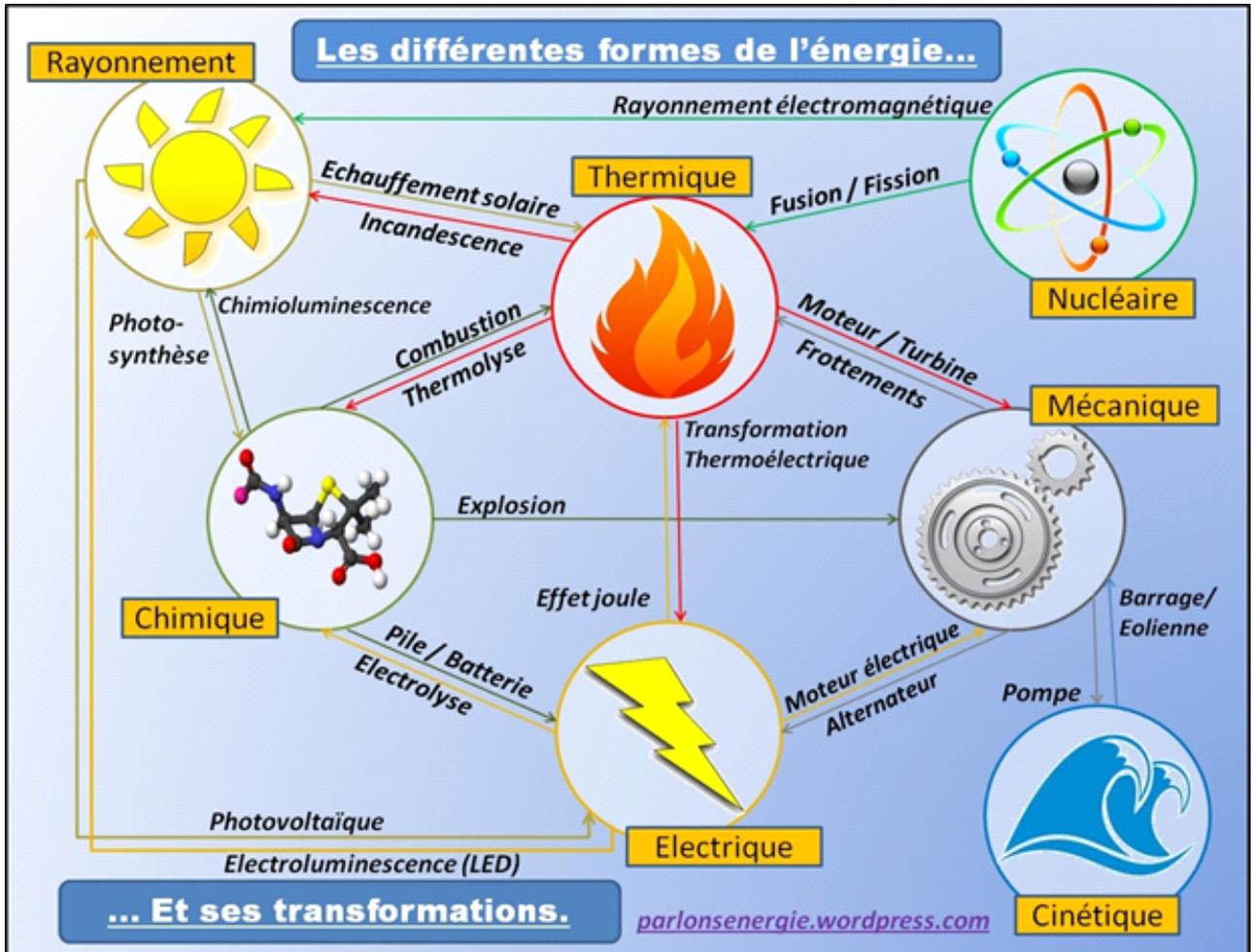
La matière et l'énergie constituent un couple et sont toujours en constante interaction.

L'énergie est considérée comme la cause de toutes les transformations et de la cohésion de la matière : elle siège dans la matière.



L'énergie peut se manifester sous différentes formes réversibles comme le montre la figure ci-après:

- L'énergie mécanique
- L'énergie électrique
- L'énergie thermique
- L'énergie lumineuse
- L'énergie chimique
- L'énergie nucléaire



1- Définition de la matière

La matière est tout qui occupe un espace et qui a une masse. Ex : l'eau, l'air, une pierre.

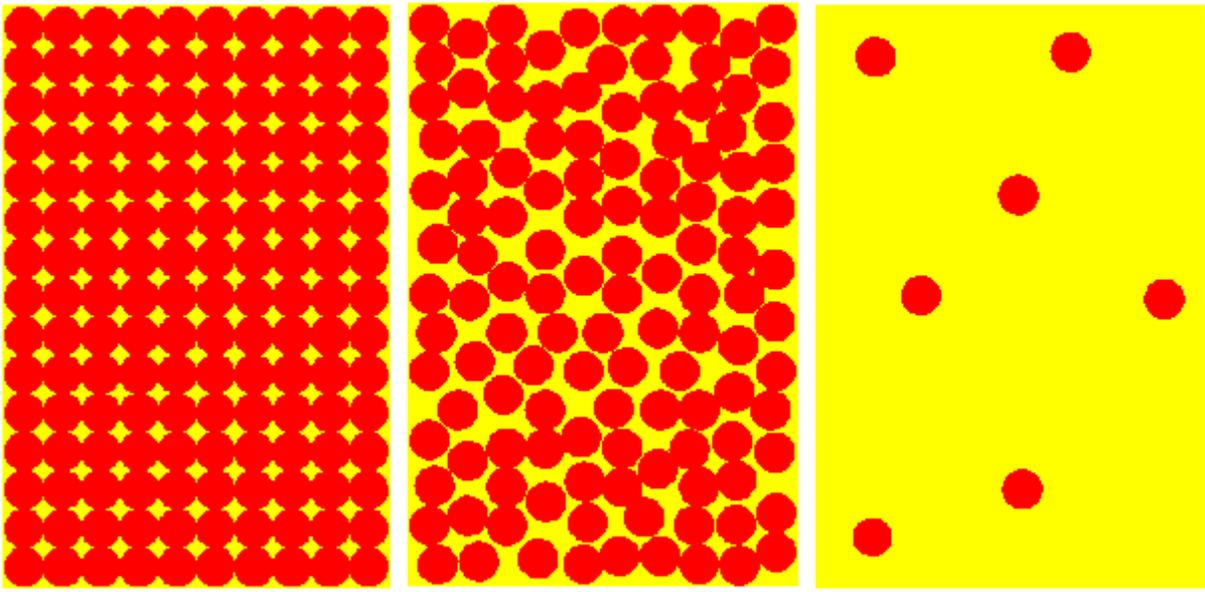
2- Structure de la matière

La matière est constituée de particules et de vide. Ces particules peuvent être des atomes, des molécules, des ions... La matière a une structure lacunaire, une structure discontinue.

3- États de la matière

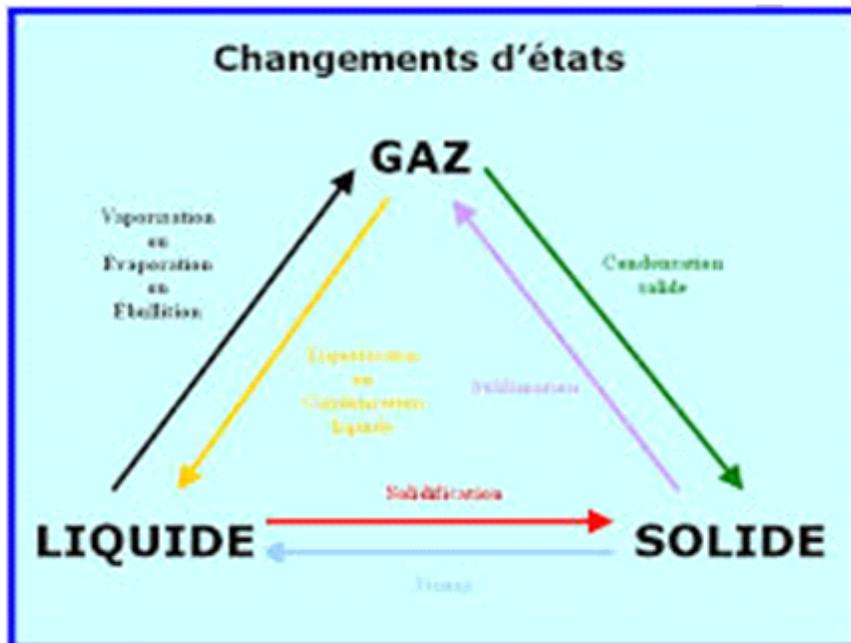
La matière peut se présenter fondamentalement sous trois états physiques : solide,

liquide et gazeux. Un solide est un objet rigide qui a une forme fixe. Un liquide est moins rigide qu'un solide et est fluide : il peut couler et prendre la forme de son contenant. Un gaz est fluide comme un liquide mais contrairement à ce dernier, il peut se dilater à l'infini. Le schéma suivant illustre les trois états de la matière :



1- Changements d'états de la matière.

La matière peut passer d'un état à un autre. Sous l'effet de la chaleur, un solide peut fondre et devenir liquide. Une chaleur plus grande peut convertir ce liquide en gaz, de façon inverse, refroidir un gaz le convertira en liquide. Sous l'effet d'un refroidissement plus important, ce liquide se solidifiera.



Exercices d'application :

- 1) Expliquer les causes des changements d'états physiques de la matière.
- 2) Relever les caractéristiques de chaque forme d'énergie.
- 3) Appliquer les températures des changements d'états à la purification des substances.

CHAPITRE III

SUBSTANCES PURES ET MÉLANGES

Compétences à développer :

- Comparer les caractéristiques physiques des corps purs à celles des mélanges
- Séparer les constituants d'un mélange en utilisant des méthodes physiques appropriées

Activités :

- 1) Présenter le montage permettant de préparer de l'eau distillée à partir de l'eau de mer
- 2) Présenter les différentes étapes de purification d'une eau trouble et salée
- 3) Relever et comparer les températures d'ébullition de l'eau distillée et de l'eau de mer.

1- Les substances pures

Une substance pure est un échantillon de matière qui a une composition chimique homogène et constante, ainsi que des propriétés caractéristiques. L'eau, l'argent, l'éthanol, le sel de table (le chlorure de sodium) et le dioxyde de carbone en sont des exemples. Chaque substance se distingue des autres par sa composition et peut être identifiée par son apparence, son odeur, son goût ou d'autres propriétés. Actuellement plus de 8 millions de substances pures sont connues, et ce nombre croît rapidement.

2- Les mélanges

On appelle mélange un échantillon de matière dans lequel coexistent deux ou plusieurs substances pures qui gardent chacune son identité chimique propre. L'eau du robinet, l'air, les boissons gazeuses, le lait et le ciment en sont des exemples. Les mélanges n'ont pas une composition constante.

Les mélanges peuvent être homogènes, hétérogènes ou colloïdaux. Par exemple, de l'eau sucrée, de l'eau alcoolisée, de l'eau salée, l'air sont des **mélanges homogènes**. D'un autre côté, un mélange de sable et de limaille de fer où les particules restent visibles et distincts est un **mélange hétérogène**. De l'empois d'amidon, du blanc d'œuf, du lait, du café sont des **mélanges colloïdaux**.

Un mélange peut être formé par des moyens physiques sans que la nature des corps purs qui le constituent ne soit altérée : inversement ses constituants peuvent être séparés en substances pures par des moyens physiques.

Par exemple, le sel peut être récupéré d'une solution aqueuse si l'on chauffe la solution jusqu'à évaporation complète de l'eau ; en condensant la vapeur d'eau ainsi produite, on récupère l'eau du mélange. Pour séparer la limaille de fer du sable, on peut utiliser un aimant qui attire le fer, mais pas le sable. Après leur séparation, les constituants d'un mélange conservent leur composition et leur propriété d'origine.

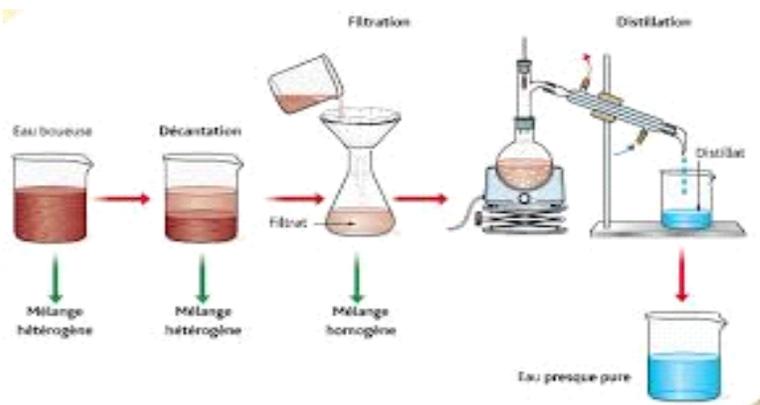
Illustration de quelques méthodes de séparation des constituants d'un mélange



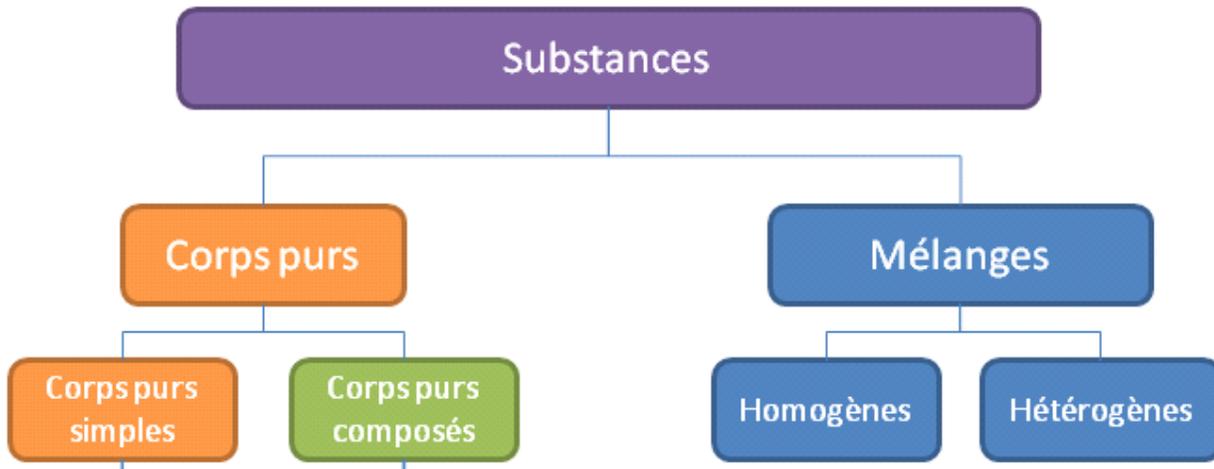
Triage magnétique



Réalisation de la filtration

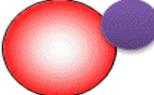


Ensemble de procédés physiques de séparation des mélanges



1- Les éléments et les composés.

Une substance pure peut être soit un élément soit un composé. Un élément est une substance que des moyens chimiques ne peuvent décomposer en substance plus simples. Actuellement plus de 109 éléments ont été formellement identifiés ; 83 d'entre eux existent naturellement sur la terre, les autres ont été créés en laboratoire.

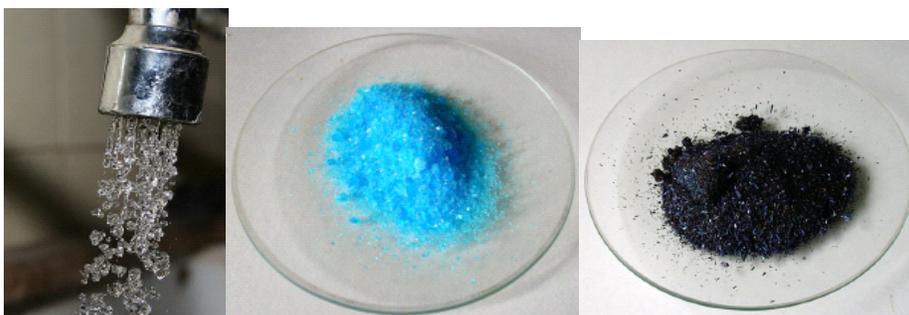
<p>Modèle 1</p> 	<p>•Un corps pur élémentaire est un corps pur dont les atomes, tous identiques, ne sont pas liés en molécules = <i>Modèle 1</i> .</p>
<p>Modèle 2</p> 	<p>•Un corps pur simple est un corps pur dont les molécules sont composées d'atomes identiques = <i>Modèle 2</i> .</p>
<p>Modèle 3</p> 	<p>•Un corps pur composé est un corps pur dont les molécules sont composées d'atomes différents = <i>Modèle 3</i> .</p>

Les chimistes utilisent des symboles alphabétiques pour représenter les éléments. La première lettre d'un symbole est toujours en majuscule, et la deuxième et la troisième ne sont jamais en majuscules. Par exemple, Co est le symbole de l'élément cobalt, mais CO est la formule du monoxyde de carbone qui est composé des éléments carbone et oxygène. Le symbole de certains éléments dérive de leur nom latin (par exemple, Au, d'aurum, pour or ; Fe, de ferrum, pour fer ; Na, de natrum, pour sodium) mais dans la plupart des cas, il est l'abréviation de son nom français.

Quelques éléments courants et leurs symboles.

Nom	Symbole	Nom	Symbole	Nom	Symbole
Aluminium	Al	Cobalt	Co	Or	Au
Argent	Ag	Cuivre	Cu	Oxygène	O
Arsenic	As	Etain	Sn	Phosphore	P
Azote	N	Fer	Fe	Platine	Pt
Baryum	Ba	Fluor	F	Plomb	Pb
Brome	Br	Hydrogène	H	Potassium	K
Calcium	Ca	Iode	I	Silicium	Si
Carbone	C	Magnésium	Mg	Sodium	Na
Chlore	Cl	Mercure	Hg	Soufre	S
Chrome	Cr	Nickel	Ni	Zinc	Zn

La plupart des éléments peuvent réagir avec un ou plusieurs autres éléments pour former des composés. On appelle composé une substance pure formée d'atomes ou d'ions de deux ou plusieurs espèces d'éléments liés chimiquement dans des proportions définies. Par exemple, pendant la combustion de l'hydrogène avec l'oxygène, il y a formation de l'eau, un composé dont les propriétés diffèrent de celles des substances de départ. L'eau est constituée de deux parties d'hydrogène et d'une partie d'oxygène. Cette composition ne change pas, que l'eau vienne d'un étang du Québec, du Yang-tseu-kiang en Chine, de Miragoane en Haïti, ou des calottes glaciaires de Mars. Contrairement aux mélanges, les composés ne peuvent être séparés en leurs constituants simples que par des moyens chimiques.



eau (H_2O)

Sulfate de cuivre
($CuSO_4 \cdot 5 H_2O$)

Permanganate de
potassium ($KMnO_4$)

Exercices d'application:

- 1) Indiquer, parmi les échantillons de matière suivants, ceux qui sont des corps purs ou des mélanges :
 - a) L'eau de pluie
 - b) Le jus de mangue
 - c) L'alcool éthylique
 - d) La sueur
 - e) La sève des plantes
 - g) Le chlorure de sodium
 - h) Le jus de canne
 - i) Le vinaigre
 - j) Le glucose
 - k) L'urine
- 2) Présenter une procédure permettant de préparer de l'eau limpide de l'eau non salée à partir d'un échantillon d'eau trouble et salée.
- 3) Décrire les différences fondamentales entre les propriétés d'un mélange et celle d'un corps pur.

CHAPITRE IV

PROPRIÉTÉS DE LA MATIÈRE

Compétences à développer :

Caractériser les propriétés physiques de la matière

Présenter les propriétés chimiques de la matière

Activités :

- 1) Réaliser la condensation et l'évaporation de la vapeur d'eau atmosphérique
- 2) Réaliser la combustion de certaines substances dans l'air comme l'alcool éthylique, le charbon
- 3) Présenter une recherche documentaire sur les avantages et les inconvénients de la radioactivité.

1- Les propriétés physiques et chimiques de la matière.

On identifie les substances pures aussi bien par leurs propriétés que par leur composition. Une propriété physique peut être mesurée ou observée sans que la composition chimique ou la nature d'une substance en soit modifiées. Par exemple, il est possible de déterminer le point de fusion de la glace en chauffant un cube de glace et en notant la température à laquelle la glace fond. L'eau liquide ne diffère de la glace qu'en apparence, sa composition reste la même ; il s'agit donc d'une transformation physique. Pour retrouver la glace de départ, il faut recongeler l'eau liquide. Le point de fusion d'une substance est donc une propriété physique. De même, lorsqu'on dit que l'hélium est plus léger que l'air, on parle d'une propriété physique.

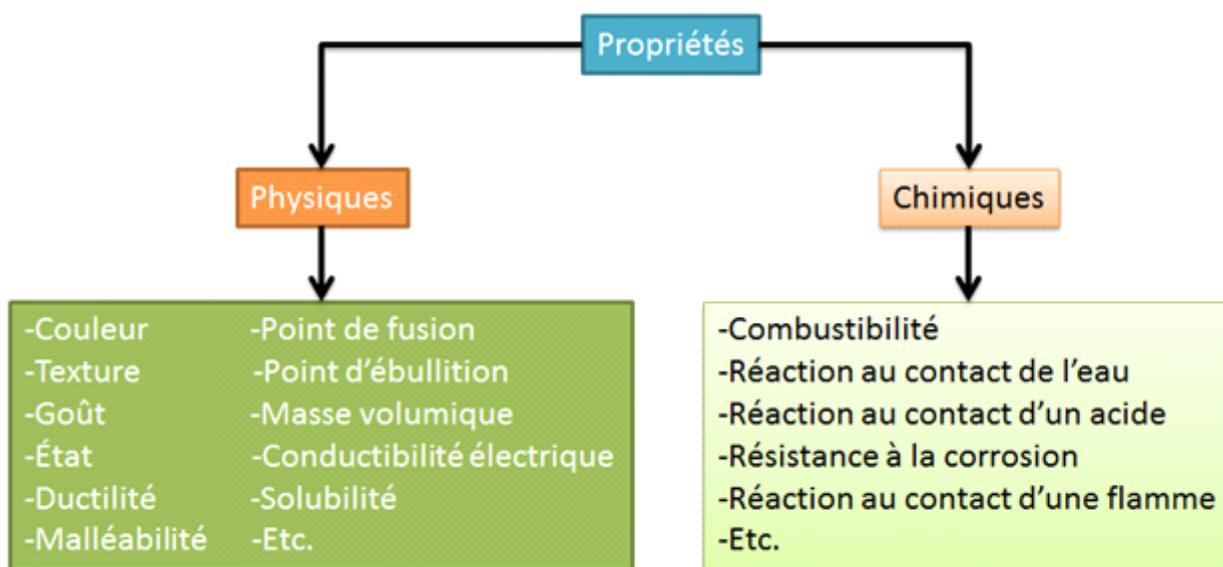
D'autre part, l'affirmation « l'hydrogène réagit avec l'oxygène pour former de l'eau » décrit une propriété chimique de l'hydrogène parce que, pour observer cette propriété, il doit se produire une transformation chimique, dans ce cas une réaction de combustion. Après la réaction, les substances originales, l'hydrogène et l'oxygène n'existent plus comme telles : elles ont cédé leur place à une substance complètement différente, l'eau. Ni l'hydrogène ni l'oxygène qui forme l'eau ne peuvent être récupérés par des moyens physiques comme l'ébullition ou la congélation.

Chaque fois que l'on fait cuire un œuf de poule, on provoque une transformation chimique. Soumis à la température de près de 100°C , le jaune et le blanc de l'œuf subissent des réactions qui changent non seulement leur apparence physique mais aussi leur constitution chimique. Une fois avalé, l'œuf subit d'autres transformations chimiques,

causées par des substances appelées enzymes. Le processus digestif est un autre exemple de transformation chimique. Ce qui se produit au cours de ce processus dépend des propriétés chimiques des enzymes liées à la digestion et de celles de la nourriture en cause.

Toutes les propriétés mesurables de la matière peuvent être classées en deux catégories : les propriétés extensives et les propriétés intensives. La valeur mesurée d'une propriété extensive dépend de la quantité de matière étudiée. La masse, la longueur et le volume en sont des exemples ; plus de matière signifie une plus grande masse par exemple. On peut additionner les différentes valeurs d'une même propriété extensive. Par exemple, la masse combinée de deux fils de cuivre sera la somme des masses de chacun des fils, et le volume occupé par l'eau venant de deux béchers sera la somme des volumes occupés par l'eau de chacun des contenants.

La valeur mesurée d'une propriété intensive ne dépend pas de la quantité de matière étudiée, la température en est exemple. Supposons que vous avez deux béchers d'eau à la même température. Si vous additionnez l'eau des deux béchers dans un bécher plus grand, la température du mélange d'eau restera la même qu'au départ. Contrairement à la masse et au volume, la température et les autres propriétés intensives, comme le point de fusion, le point d'ébullition et la masse volumique ne s'additionne pas.



Exercice d'application :

Distinguer les propriétés physiques des propriétés chimiques de la matière :

- a) Le fer rouille
- b) La rosée s'évapore
- c) La glace fond
- d) Le sucre du jus se fermente en alcool
- e) L'alcool éthylique s'enflamme
- f) L'air se liquéfie
- g) Le beurre rancit
- h) Le sucre se dissout dans l'eau
- i) L'acide chlorhydrique corrode le récipient en aluminium
- j) Le diiode (I_2) se sublime.

CHAPITRE V

NOTIONS DE MESURE

Compétences à développer :

Convertir les unités de mesure.

Utiliser à bon escient les instruments de mesure

Réaliser des mesures de grandeurs

Applications:

- 1) Réaliser des mesures de masse en utilisant une balance
- 2) Utiliser des instruments volumétriques telle une pipette, une burette, un cylindre gradué pour mesurer le volume de différents liquides.
- 3) A l'aide d'un thermomètre, repérer la température d'ébullition de l'alcool éthylique et de l'eau distillée.

1- Définition

Une mesure est une observation quantitative représentée par un nombre et une unité de référence. On mesure une grandeur qui peut être la masse, le volume, la température, la pression, etc.

Ex : la masse d'un corps est de 30g.

2- La mesure en chimie

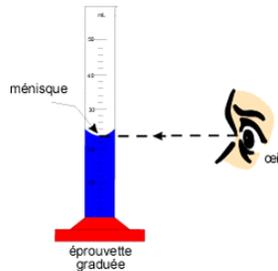
L'étude de la chimie dépend largement des mesures. Par exemple, les chimistes utilisent des valeurs chiffrées (ou grandeurs) pour comparer les différentes propriétés des substances, ou pour rendre compte des transformations survenues au cours d'une expérience. Un certain nombre d'instruments permettent de mesurer facilement certaines grandeurs : le mètre mesure la longueur ; la burette, la pipette, le cylindre gradué et le ballon volumétrique mesurent le volume ; la balance mesure la masse ; et le thermomètre mesure la température. Ces instruments permettent la mesure des

propriétés macroscopiques, c'est-à-dire celles qui sont observables et mesurables à notre échelle. Les propriétés microscopiques, quant à elles, à l'échelle atomique ou moléculaire sont déterminées à l'aide de méthodes indirectes.

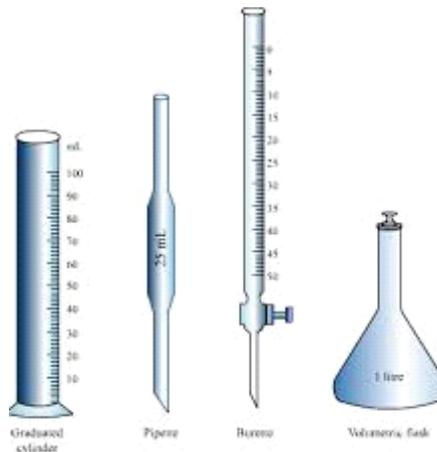
Présentons quelques instruments de mesures usuelles :



Thermomètre



La mesure d'un volume
avec une éprouvette graduée



Instruments de mesure volumétrique : cylindre graduée, pipette jaugée, burette graduée et erlenmeyer jaugée

3- Les unités du système international de mesure (SI)

Depuis de nombreuses années, les scientifiques utilisent des unités métriques, qui sont associées au système décimal, c'est-à-dire en base 10. En 1960, cependant, la Conférence générale des poids et mesures (CGPM), l'autorité en ce qui a trait aux unités, a proposé un système métrique révisé appelé système international (SI). Le tableau suivant présente les 7 grandeurs de base (ou fondamentales) du système SI ainsi que leurs unités, desquelles peuvent dériver toutes les autres unités de mesure SI.

Les grandeurs de base et unités du système SI

Grandeur	Unité	Symbole
Longueur	Mètre	m
Masse	kilogramme	kg
Temps	seconde	s
Intensité du courant électrique	ampère	A
Température	kelvin	K
Quantité de matière	mole	mol
Intensité lumineuse	candela	cd

Comme les unités métriques, les unités SI sont modifiées sur une base décimale par une série de préfixes comme l'indique le tableau suivant :

Les préfixes utilisés avec les unités de mesure SI et les unités métriques.

Préfixe	Symbol e	Valeur	Exemple
Téra-	T	1 000 000 000 000 ou 10^{12}	1 téramètre (Tm) = 1×10^{12}
Giga-	G	1 000 000 000 ou 10^9	1 gigamètre (Gm) = 1×10^9
Mega-	M	1 000 000 ou 10^6	1 mégamètre (Mm) = 1×10^6
Kilo-	k	1 000 ou 10^3	1 kilomètre (km) = 1×10^3
Deci-	d	1/10 ou 10^{-1}	1 décimètre (dm) = 1×10^{-1}
Centi-	c	1/100 ou 10^{-2}	1 centimètre (cm) = 1×10^{-2}
Milli-	m	1/1 000 ou 10^{-3}	1 millimètre (mm) = 1×10^{-3}
Micro-	μ	1/1 000 000 ou 10^{-6}	1 micromètre (μm) = 1×10^{-6}
Nano-	n	1/1 000 000 000 ou 10^{-9}	1 nanomètre (nm) = 1×10^{-9}
Pico-	p	1/ 1 000 000 000 000 ou 10^{-12}	1 picomètre (pm) = 1×10^{-12}

$$\begin{aligned} 1 \text{ L} &= 1\,000 \text{ mL} \\ &= 1\,000 \text{ cm}^3 \\ &= 1 \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

un millilitre équivaut à un centimètre cube :

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

La masse volumique

La masse volumique est la masse d'un objet divisée par son volume :

$$\text{Masse volumique} = \frac{\text{masse}}{\text{volume}} \quad \frac{m}{V}$$

Où ρ , m et V expriment la masse volumique, la masse et le volume, respectivement.

L'unité de la masse volumique dans le SI est le kilogramme par mètre cube (kg/m^3), mais cette unité est beaucoup trop grande pour la plupart des applications chimiques. C'est pourquoi les chimistes utilisent couramment le gramme par centimètre cube (g/cm^3) et son équivalent, le gramme par millilitre (g/mL), pour exprimer la masse volumique des solides et des liquides. D'autre part, les gaz ayant une masse volumique très faible, on l'exprime en grammes par litre (g/L) :

$$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ g/mL} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

$$1 \text{ g/L} = 0,001 \text{ g/mL}$$

Illustration :

L'or est un métal précieux très peu réactif. On l'utilise principalement dans la fabrication de bijoux et d'appareils électroniques, et en médecine dentaire. Un lingot d'or de 301 g a un volume de $15,6 \text{ cm}^3$. Calculer la masse volumique de l'or.

Réponse : La masse volumique de l'or est donnée par :

$$\begin{aligned} \rho &= \frac{m}{V} \\ &= \frac{301\text{g}}{15,6\text{cm}^3} \\ &= 19,3\text{g/cm}^3 \end{aligned}$$

Pour convertir les degrés Celsius en degrés Fahrenheit, il faut effectuer l'opération suivante :

$$? \text{ } ^\circ\text{F} = \frac{9^\circ\text{F}}{5^\circ\text{C}} \times (^\circ\text{C}) + 32^\circ\text{F}$$

L'échelle kelvin est l'échelle absolue ou échelle thermodynamique. Le zéro kelvin équivaut à -273°C :

$$\text{K} = ^\circ\text{C} + 273$$

L'unité SI pour la température est le kelvin (K ; on ne dit jamais « degré kelvin »).

Illustration :

- La soudure est un alliage d'étain et de plomb utilisé dans les circuits électroniques. Le point de fusion d'un certain type de soudure est de 224°C . Trouvez l'équivalent en degrés Fahrenheit puis en kelvin.
- Le point d'ébullition de l'hélium est, -452°F , est le plus bas parmi ceux de tous les éléments. Convertir cette température en degrés Celsius puis en kelvin.

Réponse :

- Cette conversion s'effectue de la façon suivante :

$$\frac{9^\circ\text{F}}{5^\circ\text{C}} \times (224^\circ\text{C}) + 32^\circ\text{F} = 435^\circ\text{F}$$

$$\text{K} = ^\circ\text{C} + 273 = 224 + 273 = 497\text{K}$$

- Ici nous avons :

$$(-452^\circ\text{F} - 32^\circ\text{F}) \times \frac{9^\circ\text{F}}{5^\circ\text{C}} = -269^\circ\text{C}$$

$$\text{K} = -269 + 273 = 4\text{K}$$

Exercices d'application:

- Le point de fusion du césium est bas : $28,4^\circ\text{C}$. Quel est son point de fusion en degrés Fahrenheit ?
 - Convertir $172,9^\circ\text{F}$ (point d'ébullition de l'éthanol) en degrés Celsius et en kelvin.

a) La distance entre deux (2) points A et B de l'espace

3) Réaliser les conversions suivantes :

- a) 15 ml (millilitre) = L (litre)
- b) 30 μL (microlitre) = mL (millilitre)
- c) 50 mg (milligramme) = cg (centigramme)
- d) 750 cm^3 (centimètre cube) = m^3 (mètre cube)
- e) 20 cm^3 (centimètre cube) = L (litre)
- f) 37° C (Celsius) = K (kelvin)
- g) 37° C (Celsius) =°F (Fahrenheit)
- h) 118°F (Fahrenheit) = K (kelvin)

CHAPITRE VI

UNITÉ LÉGALE DE QUANTITÉ DE MATIÈRE

Compétences à développer :

Identifier les éléments chimiques à partir de leur symbole

Comparer la formule empirique d'un composé à sa formule moléculaire

Utiliser les rapports stœchiométriques pour établir la formule chimique d'un composé.

Applications :

- 1) Réaliser une recherche documentaire sur la représentation symbolique des éléments chimiques.
- 2) Lire les règles de nomenclature officielle et s'exercer à nommer certains composés chimiques.

1- Définition

La mole est l'unité légale de quantité de matière. Son symbole est mol.

Une mole d'une substance pure contient un ensemble de $6,022 \times 10^{23}$ particules de cette substance. C'est ce nombre qu'exprime la constante d'Avogadro :

$$N = 6,022 \times 10^{23} \text{ particules / mol}$$

On dit :

- Une mole d'atomes ou $6,022 \times 10^{23}$ atomes.
- Une mole de molécules ou $6,022 \times 10^{23}$ molécules.

2- La masse molaire

La masse molaire d'une substance est la masse d'une mole de cette substance. Ainsi, la masse molaire atomique du fer, 56g/mol, représente la masse de $6,022 \times 10^{23}$ atomes de fer.

La masse molaire moléculaire de l'eau, 18g/mol, représente la masse de $6,022 \times 10^{23}$ molécules d'eau

3- Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de molécules de ce gaz. Par exemple 22,4 litres est le volume occupé par une mole de molécules (ou $6,023 \times 10^{23}$ molécules) d'un gaz dans les conditions normales de température et de

pression.

4- Calcul du nombre de moles d'une substance pure.

Dépendant de l'expression de la quantité totale de matière dans l'échantillon, le nombre de mole peut être déterminé de différentes façons.

- a) Le nombre de mole est le rapport de la masse totale de l'échantillon à sa masse molaire.

Nombre de mole =

Elément	Nom du cation	
Na	sodium	Na^+ ion sodium (ou cation sodium)
K	potassium	K^+ ion potassium (ou cation potassium)
Mg	magnésium	Mg^{2+} ion magnésium (ou cation magnésium)
Al	aluminium	Al^{3+} ion aluminium (cation aluminium)

Beaucoup de composés ioniques sont des composés binaires, ou composés de deux éléments, un métal et un non-métal. Dans ce cas, on nomme d'abord l'anion non métallique suivi du cation métallique. Par exemple, NaCl est le chlorure de sodium. On nomme l'anion en prenant la racine du nom de l'élément correspondant (chlore) et on lui ajoute le suffixe « ure » ; il y a une exception, l'ion O^{2-} , qui se nomme oxyde. Le bromure de potassium (KBr). L'iodure de zinc (ZnI_2), et l'oxyde d'aluminium (Al_2O_3), sont également des composés binaires.

La nomenclature en « ure » d'anions monoatomiques courants selon leurs positions dans le tableau périodique.

Groupe 4A	Groupe 5A	Groupe 6A	Groupe 7A
C Carbure (C^{4-})	N Nitrure (N^{3-})	S Sulfure (S^{2-})	F Fluorure (F^-)
Si Siliciure (Si^{4-})	P Phosphure (P^{3-})	Se Seleniure (Se^{2-})	Cl Chlorure (Cl^-)
		T Tellurure (Te^{2-})	B Bromure (Br^-)
			I Iodure (I^-)

Les noms et formules de certains cations et anions inorganiques courants:

Cation	Anion
Aluminium (Al^{3+})	Bromure (Br^-)
Ammonium (NH_4^+)	Carbonate (CO_3^{2-})
Argent (Ag^+)	Chlorate (ClO_3^-)
Baryum (Ba^{2+})	Chlorure (Cl^-)
Cadmium (Cd^{2+})	Chromate (CrO_4^{2-})
Calcium (Ca^{2+})	Cyanure (CN^-)
Cesium (Cs^{2+})	Dichromate ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)
Chrome(III) ou chromique (Cr^{3+})	Dihydrogenophosphate (H_2PO_4^-)
Cobalt (II) ou cobalteux (Co^{2+})	Fluorure (F^-)
Cuivre (I) ou cuivreux (Cu^+)	Hydrogencarbonate ou bicarbonate (HCO_3^-)
Cuivre (II) ou cuivrique (Cu^{2+})	Hydrogenophosphate (HPO_4^{2-})
Etain (II) ou stanneux (Sn^{2+})	Hydrogenosulfate (HSO_4^-)
Fer (II) ou ferreux (Fe^{2+})	Hydroxyde (OH^-)
Fer (III) ou ferrique (Fe^{3+})	Hydrure (H^-)
Hydrogene (H^+)	Iodure (I^-)
Lithium (Li^+)	Nitrate (NO_3^-)
Magnesium (Mg^{2+})	Nitrite (NO_2^-)
Manganese (II) ou manganoux (Mn^{2+})	Nitrure (N^{3-})
Mercure (I) ou mercureux (Hg_2^+)	Oxyde (O^{2-})
Mercure (II) ou mercurique (Hg^{2+})	Permanante (MnO_4^-)
Plomb (II) ou plombeux (Pb^{2+})	Peroxyde (O_2^{2-})
Potassium (K^+)	Phosphate (PO_4^{3-})
Sodium (Na^+)	Sulfate (SO_4^{2-})
Strontium (Sr^{2+})	Sulfite (SO_3^{2-})
Zinc (Zn^{2+})	Sulfure (S^{2-})
	Thiocyanate (SCN^-)

Pour ce qui est des ions polyatomiques, il faut se familiariser avec leurs noms. Ainsi, OH^- est l'ion hydroxyde. CN^- est l'ion cyanure. Les composés LiOH et KCN se nomment donc respectivement hydroxyde de lithium et cyanure de potassium. Ces substances ainsi que de nombreuses autres sont des composés ternaires, c'est-à-dire qu'ils sont formés de trois éléments.

Certains métaux notamment les métaux de transition, peuvent former plus d'un type de cation. Le fer, par exemple, peut former deux cations : Fe^{2+} et Fe^{3+} . Pour désigner différents cations d'un même élément, on utilise des chiffres romains. Le chiffre I indique une charge positive, II indique deux charges positives. etc. Selon ce système, les ions nommés plus haut sont appelés fer (II) et fer (III). ; les composés FeCl_2 (qui contient de l'ion Fe^{2+}) et FeCl_3 (qui contient l'ion Fe^{3+}) sont respectivement chlorure de fer (II) et chlorure de fer (III). Comme autre exemples, citons les atomes de manganèse (Mn) qui peuvent former plusieurs ions positifs différents :

Mn^{2+} : MnO oxyde de manganèse (II).

Mn^{3+} : Mn_2O_3 oxyde de manganèse (III).

Mn^{4+} : MnO_2 oxyde de manganèse (IV).

On dit « oxyde de manganèse deux », « oxyde de manganèse trois », oxyde de manganèse quatre ».

Illustration 1:

Nommer les composés ioniques suivants : a) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; b) KH_2PO_4 ; c) NH_4ClO_3 .

Réponse : a) Etant donné que l'ion nitrate (NO_3^-) a une charge négative, l'ion cuivre doit avoir deux charges positives, c'est pourquoi le composé s'appelle nitrate de cuivre (II). b)

Le cation K et l'anion H_2PO_4^- (dihydrogenophosphate)). Le composé s'appelle dihydrogenophosphate de potassium. c) le cation est NH_4^+ et l'anion est ClO_3^- (chlorate). Le composé s'appelle chlorate d'ammonium.

Illustration 2:

Ecrire les formules chimiques des composés suivants : a) nitrate d'ammonium; b) sulfure de sodium ; c) phosphate de calcium.

Réponses : a) l'ion ammonium, NH_4^+ et l'ion nitrate est NO_3^- . La formule est donc NH_4NO_3 . b) Chaque ion sulfure porte deux charges négatives, et chaque ion sodium porte une charge positive. La formule est donc Na_2S . c) Chaque ion (Ca^{2+}) porte deux charges positives et chaque ion phosphate (PO_4^{3-}) porte trois charges négatives. Pour arriver à une somme des charges égales à zéro, le nombre de cations et d'anions doit être ajusté :

$$3(+2) + 2(-3) = 0$$

Il est courant qu'une paire d'éléments forme plusieurs composés différents, dans de tels cas, il est possible d'éviter la confusion en utilisant le préfixe d'origine grecque qui indique le nombre d'atomes de chaque élément présents. Prenons les exemples suivants :

- CO Monoxyde de carbone (ou oxyde de carbone)
 CO₂ Dioxyde de carbone
 SO₂ Dioxyde de soufre
 SO₃ Trioxyde de soufre
 NO₂ Dioxyde d'azote
 N₂O₄ Tetroxyde de diazote

Préfixe	Signification
Mono	1
Di	2
Tri	3
Tétra	4
Penta	5
Hexa	6
Hepta	7
Octa	8
Nona	9
Déca	10

Les règles suivantes décrivent l'utilisation appropriée des préfixes :

Le préfixe « mono » n'est pas nécessaire dans les cas du premier élément de la formule. Par exemple, PCl₃ s'appelle le trichlorure de phosphore, non pas trichlorure de monophosphore. Ainsi l'absence de préfixe pour nommer le premier élément de la formule chimique veut dire qu'il n'y a qu'un seul atome de cet élément dans la molécule.

Pour les oxydes, la terminaison « a » du préfixe est quelque fois omise. Par exemple, N₂O₄ peut s'appeler tétraoxyde de diazote plutôt que tétraoxyde de diazote.

À noter que, dans ces formules, même l'ordre dans lequel apparaissent les éléments est irrégulier: H est placé en premier dans les formules de l'eau et du sulfure d'hydrogène. Mais il vient en second dans la formule des autres composés.

Il est assez facile d'écrire la formule d'un composé à partir de son nom. Par exemple. Le nom trifluorure d'arsenic indique qu'il s'agit d'une combinaison d'un atome d'arsenic As pour trois atomes de fluor, ce qui donne la formule AsF_3 . Il faut noter que l'ordre d'écriture des éléments est à l'inverse de celui qui est donné dans le nom.

Illustration 1:

Nommer les composés suivants : a) SiCl_4 b) P_4O_{10}

Réponse : a) Etant donné qu'il y a 4 atomes de chlore, le nom est tétrachlorure de silicium.

b) il y a 4 atomes de phosphore et 10 atomes d'oxygène, le nom du composé est donc décaoxyde de tétraphosphore.

Illustration 2:

Ecrire les formules chimiques des composés suivants :

a) disulfure de carbone ;

b) hexabromure de disilicium.

Réponses : a) Etant donné qu'il y a un atome de carbone et de soufre, la formule est CS_2 .

b) Il y a deux atomes de silicium et six atomes de brome, la formule est donc Si_2Br_6 .

Application 1

Nommer les composés suivants : a) NF_3 ; b) Cl_2O_7 ; c) SO_2 ; d) N_2O_5

Application 2

Nommer le composé dont chaque mole contient 32 g d'oxygène et 12 g de carbone.

Application 3

Écrire les formules chimiques des composés suivants : a) tétrafluorure de soufre ; b) pentoxyde de diazote ; c) trioxyde de soufre ; d) dioxyde de carbone ; e) monoxyde de diazote.

Voici les règles à suivre pour nommer les anions des oxacides appelés les oxanions :

Quand tous les H sont retranchés de l'acide de forme « -ique », le nom de l'anion prend la terminaison « -ate ». par exemple, l'anion CO_3^{2-} dérivant de H_2CO_3 s'appelle anion carbonate.

Illustration :

Nommer l'oxacide et l'oxanion suivants : a) H_3PO_3 , b) IO_4^- .

Réponses : a) Partons de l'acide de référence, l'acide phosphorique (H_3PO_4), H_3PO_3 possède un atome d'oxygène de moins, on l'appelle acide phosphoreux.

b) le point de départ est HIO_4 , qui s'appelle acide periodique, puisqu'il a un atome de plus que l'acide de référence, l'acide iodique (HIO_3). L'anion dérivé HIO_4^- s'appelle donc periodate.

Application

Nommer l'oxacide et l'oxanion suivants : a) HBrO_3 b) HSO_4^- .

- **La nomenclature des bases**

On peut définir une base comme une substance qui, une fois dissoute dans l'eau, libère des ions hydroxyde (OH^-). En voici quelques exemples :

NaOH	Hydroxyde de sodium
KOH	Hydroxyde de potassium
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Hydroxyde de baryum.

L'ammoniac (NH_3), est un composé covalent à l'état gazeux ou liquide pur, est également considéré comme une base : au premier abord, cela peut sembler une exception. Cependant toute substance, qui dissoute dans l'eau, libère des ions hydroxyde répond à la définition des bases. Quand NH_3 se dissout dans l'eau, il réagit partiellement avec l'eau pour former des ions NH_4^+ et OH^- : on peut donc le classer parmi les bases. Pour être une base une substance n'a pas besoin de contenir des ions hydroxyde dans sa structure.

- **Les hydrates**

Ce sont des composés ayant un nombre spécifique de molécules d'eau qui leur est rattaché. Par exemple, dans son état normal, chaque unité de sulfate de cuivre (II) a cinq molécules d'eau qui lui sont rattachées. Ce composé se nomme sulfate de cuivre (II) penta hydraté et sa formule s'écrit $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Il est possible de faire partir les molécules d'eau par simple chauffage pour obtenir le composé déshydraté appelé parfois sulfate de cuivre (II) anhydre, ce qui signifie que ce composé est exempt de molécules d'eau. Mentionnons quelques hydrates courants :

$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	chlorure de baryum dihydraté
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Sulfate de magnésium heptahydraté

CHAPITRE VII

RÉACTION CHIMIQUE

Compétences à développer :

Appliquer les lois de conservation de la matière et de l'énergie régissant une réaction chimique.

Écrire et interpréter correctement l'équation d'une réaction chimique.

Réaliser des calculs stœchiométriques à partir d'une équation chimique.

Applications :

- 1) Peser un fil de cuivre et le plonger à moitié dans une solution 0,1 M de AgNO_3 . Après réaction complète, enlever soigneusement le fil de cuivre et déposer tout le dépôt d'argent formé sur un papier taré. Déduire la masse de cuivre oxydée et la masse d'argent déposée. Calculer les rapports stœchiométriques pour équilibrer l'équation de la réaction.
- 2) Équilibrer des équations de réactions chimiques prévues à partir des réactifs courants.
- 3) Comparer la stœchiométrie de certaines réactions chimiques.
- 4) Utiliser les rapports stœchiométriques pour déterminer les calculs de quantité de matière intervenant dans une réaction chimique.

1- Définition

Une réaction chimique est un phénomène qui transforme une substance chimique en une nouvelle substance chimique.

Exemple : l'acide chlorhydrique transforme le calcaire en libérant du dioxyde de carbone.

2- Lois de conservation

Au cours d'une réaction chimique, il y a conservation des éléments chimiques et de leur masse. Il y a aussi conservation de l'énergie.

3- Equation chimique :

Au cours d'une réaction chimique, les substances se transforment ou se forment proportionnellement les uns par rapport aux autres. Aussi une réaction chimique est-elle matérialisée par une équation chimique.

Substance initiale
d'énergie.

Substance chimique finale avec variation

4- L'équilibrage des équations chimiques

Supposons que l'on veuille écrire une équation pour décrire une réaction chimique réalisée en laboratoire. Comment faire ? Connaissant la nature des réactifs, on peut écrire leurs formules chimiques. Cependant, la nature des produits est plus difficile à déterminer. Dans le cas d'une réaction simple, il est possible de prévoir le ou les produits susceptibles de se former mais, pour ce qui est des réactions qui produisent trois substances ou plus, les chimistes peuvent avoir à effectuer des analyses plus approfondies afin de déterminer la présence de composés spécifiques. Certains indices sont utiles ; par exemple, il est possible de déduire qu'un produit gazeux est formé quand il y a apparition de bulles durant une réaction se produisant dans un milieu aqueux ; un changement de couleur est une autre indication qu'une réaction chimique s'est produite.

Une fois la nature de tous les réactifs et de tous les produits déterminée, de même que leurs formules chimiques, on doit les écrire selon les règles, c'est-à-dire : les réactifs à gauche de la flèche et les produits à droite. À cette étape, l'équation n'est probablement pas équilibrée ; autrement dit, le nombre de chacun des atomes présents de chaque côté de la flèche est différent. En général, il est possible d'équilibrer une équation chimique en effectuant les étapes suivantes :

- Identifier les réactifs et les produits, puis écrire leurs formules respectivement à gauche et à droite de la flèche.
- Commencer l'équilibrage en essayant différents coefficients jusqu'à l'obtention d'un nombre égal d'atomes pour chaque élément de part et d'autre de la flèche. Il est possible de changer les coefficients (les nombres qui précèdent les formules), mais pas les indices (les nombres à l'intérieur des formules). Changer les indices correspondrait à changer la nature de la substance. Par exemple, 2NO_2 signifie «deux molécules de dioxyde d'azote», tandis que, si nous multiplions les indices par deux, nous obtenons N_2O_4 , qui est la formule du tétroxyde de diazote, un composé complètement différent.
- Chercher des éléments qui n'apparaissent qu'une fois de chaque côté de la flèche avec le même nombre d'atomes: les formules qui contiennent ces éléments doivent avoir le même coefficient. Ensuite, chercher les éléments qui n'apparaissent qu'une fois de chaque côté, mais avec des nombres différents d'atomes. Équilibrer ces éléments. Finalement, équilibrer les éléments qui apparaissent dans deux ou plusieurs formules situées d'un même côté de la flèche.
- Vérifier son travail en s'assurant que les atomes de chaque élément sont présents en nombre égal de chaque côté de la flèche.

Prenons un exemple précis. En laboratoire, on peut facilement obtenir une petite quantité

dioxygène en chauffant du chlorate de potassium (KClO_3). Les produits sont du dioxygène gazeux (O_2) et du chlorure de potassium (KCl). Selon ces données, nous écrivons:



(Pour simplifier, nous avons omis les «états» physiques des réactifs et des produits). Nous remarquons que chacun des trois éléments (K, Cl et O) n'apparaît qu'une fois de chaque côté de la flèche, mais que seuls K et Cl ont le même nombre d'atomes des deux côtés. Alors, KClO_3 et KCl doivent avoir le même coefficient. L'étape suivante consiste à rendre le nombre d'atomes O égal des deux côtés de la flèche. Étant donné qu'il y a trois atomes d'oxygène (O) du côté gauche et deux du côté droit, nous pouvons les équilibrer en plaçant les coefficients 2 devant KClO_3 et 3 devant O_2 .



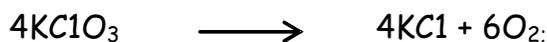
Finalement, nous équilibrons les atomes K et Cl en plaçant le coefficient 2 devant KCl :



Comme vérification finale, nous pouvons faire un tableau comparant les réactifs et les produits (les chiffres entre parenthèses indiquent le nombre d'atomes de chaque élément).

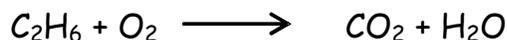
Réactifs	Produits
K(2)	K (2)
Cl(2)	Cl(2)
O(6)	O(6)

Notez que cette équation serait également équilibrée si les coefficients étaient un multiple des coefficients déjà trouvés. Si nous multiplions les coefficients par 2, nous obtenons

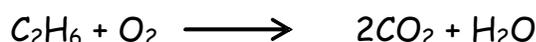


Toutefois, il est courant, pour équilibrer les équations, d'utiliser les plus petits nombres entiers possibles comme coefficients.

Maintenant, examinons la combustion de l'éthane (C_2H_6), un des constituants du gaz naturel, qui donne du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau. Nous écrivons :



Nous remarquons que, pour chacun des éléments (C, H et O), le nombre d'atomes n'est pas le même de chaque côté. Cependant, C et H n'apparaissent qu'une fois de chaque côté; quant à O, il apparaît dans deux composés du côté droit (CO_2 et H_2O). Pour équilibrer les atomes C, nous plaçons le coefficient 2 devant CO_2 :



Pour équilibrer les atomes H, nous plaçons le coefficient 3 devant H_2O :



cette étape, les nombres d'atomes C et H sont les mêmes de chaque côté de la réaction, ce qui n'est pas le cas des atomes O : il y a sept atomes O à droite et seulement deux à gauche. Cette disparité peut être éliminée en écrivant $\frac{7}{2}$ devant O_2



Le raisonnement qui justifie ce choix de $\frac{7}{2}$ comme facteur est le suivant : il y avait sept atomes d'oxygène à droite de la flèche, mais seulement une paire d'atomes d'oxygène (O_2) à gauche. Pour les équilibrer, il suffit de se demander combien de paires d'atomes d'oxygène sont nécessaires pour obtenir sept atomes d'oxygène. De la même façon que 3,5 paires de chaussures correspondent à sept chaussures, 3,5 molécules O_2 donnent sept atomes. Comme le décompte qui suit le montre, l'équation est maintenant complètement équilibrée:

Réactifs

C(2)

H(6)

O(7)

Produits

C(2)

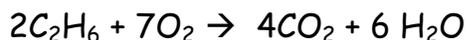
H(6)

O(7)

Cependant, il est préférable que les coefficients soient des nombres entiers plutôt que :

fractionnaires. C'est pourquoi il faut multiplier tous les coefficients de l'équation par 2

pour convertir $\frac{7}{2}$ en 7 :



Le décompte final est:

	Réactifs	
Produits		
	C (4)	C (4)
	H (12)	H (12)
	O (14)	O (14)

À noter que les coefficients utilisés pour équilibrer l'équation sont les plus petits nombre entiers possibles.

Illustration

Quand l'aluminium est exposé à l'air, il se forme une mince couche protectrice d'oxyde d'aluminium (Al_2O_3) à sa surface. L'oxygène ne peut plus par la suite attaquer l'aluminium sous la couche d'oxyde; c'est pourquoi les cannettes de boisson gazeuse en aluminium ne se corrodent pas. (Dans le cas du fer, l'oxyde de fer(III) qui se forme sur ce métal est trop poreux pour le protéger et ainsi stopper la corrosion). Équilibrer l'équation décrivant ce processus.

Réponse:

L'équation non équilibrée est :



Nous remarquons que Al et O n'apparaissent qu'une seule fois de chaque côté de la flèche, mais en quantités inégales. Pour équilibrer les atomes Al, nous plaçons le coefficient 2 devant Al :



Il y a maintenant deux atomes O du côté gauche et trois du côté droit. Cette disparité peut être éliminée si nous écrivons $\frac{3}{2}$ devant O_2 :

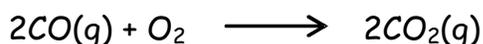


Comme dans l'exemple de l'éthane, nous multiplions tous les coefficients de l'équation par 2 pour convertir $\frac{3}{2}$ en 3 :

5- LES CALCULS DES QUANTITES DE RÉACTIFS ET DE PRODUITS

Maintenant que nous savons comment écrire et équilibrer des équations chimiques, nous sommes prêts à aborder les aspects quantitatifs des réactions chimiques. L'étude des relations entre les masses des réactifs et des produits dans une réaction chimique s'appelle stœchiométrie. Pour interpréter quantitativement une réaction, il faut faire appel à nos connaissances sur la masse molaire et le concept de mole.

La question fondamentale qui est posée dans bien des calculs stœchiométriques est : « si on connaît la quantité des substances de départ (les réactifs) dans une réaction, peut-on calculer la quantité de produits qui sera formée? » Dans certains cas, la question peut être inversée: « quelle quantité de substances de départ doit-on utiliser pour obtenir une quantité donnée de produits? » En pratique, les unités utilisées pour les réactifs (ou les produits) peuvent être les moles, les grammes, les litres (pour les gaz) ou toute autre unité. Qu'importe les unités utilisées, on appelle méthode des moles la méthode qui consiste à déterminer la quantité de produit(s) formée au cours d'une réaction. Elle se base sur le fait que les coefficients stœchiométriques d'une équation chimique peuvent être interprétés comme le nombre de moles de chaque substance. Pour illustrer cette méthode, prenons l'exemple de la combustion du monoxyde de carbone dans l'air, qui forme le dioxyde de carbone :



L'équation et les coefficients stœchiométriques peuvent se lire ainsi : « deux moles de monoxyde de carbone gazeux réagissent avec une mole dioxygène gazeux pour former deux moles de dioxyde de carbone gazeux. »

La méthode des moles comprend les étapes suivantes :

Écrire la formule appropriée à chaque réactif et à chaque produit, puis équilibrer l'équation qui en résulte.

Convertir les quantités de certaines ou de toutes les substances connues (habituellement les réactifs) en moles.

Utiliser les coefficients de l'équation équilibrée pour calculer le nombre de

L'étape 1 est préalable à tout calcul stœchiométrique. Il faut connaître la nature de tous les réactifs et de tous les produits: de plus, il faut que les relations entre leurs masses respectent la loi de la conservation de la matière (bref, il faut avoir une équation équilibrée). L'étape 2 est l'étape critique de la conversion des grammes (ou d'autres unités) en moles. Cette conversion permet d'analyser la réaction réelle en termes de moles seulement.

Pour effectuer l'étape 3, il faut se servir de l'équation équilibrée obtenue à l'étape 1. Le fait important ici, c'est de se rappeler que les coefficients d'une équation équilibrée indiquent dans quels rapports de nombres de moles une substance réagit avec une autre ou forme une autre. L'étape 4 ressemble à l'étape 2, exception faite qu'elle met en jeu les quantités recherchées du problème. L'étape 5 est souvent négligée, mais elle est très importante : la chimie étant une science expérimentale, la réponse doit correspondre à ce qui peut exister dans la réalité, si le problème a été mal posé ou si l'on a fait une erreur quantitative, cela deviendra évident, car la réponse obtenue représentera une quantité trop importante ou trop petite par rapport aux quantités de substances initiales.

L'exemple suivant illustre les cinq étapes à suivre pour résoudre certains problèmes stœchiométriques ordinaires.

Illustration

Tous les métaux alcalins réagissent avec l'eau pour produire du dihydrogène gazeux et l'hydroxyde correspondant au métal alcalin. Prenons comme exemple la réaction entre le lithium et l'eau :



a) Combien de moles de dihydrogène (H_2) seront formées par la réaction complète de 6,23 mol de lithium (Li) avec l'eau? b) Quelle masse en grammes de H_2 sera obtenue par la réaction complète de 80,57 g de Li avec l'eau ?

Réponse: a)

Étape 1 : L'équation équilibrée est donnée dans le problème.

Étape 2 : Aucune conversion n'est nécessaire, car la quantité de la substance de départ (Li) est donnée en moles.

Étape 3 : Puisque 2 mol de Li produisent 1 mol de H_2 (2 mol Li \rightarrow 1 mol H_2), le calcul du nombre de moles de H_2 produites est le suivant :

$$\text{moles de } \text{H}_2 \text{ produites} = 6,23 \text{ mol Li} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2}{2 \text{ mol de Li}} = 3,12 \text{ mol } \text{H}_2$$

Étape 4 : cette étape n'est pas nécessaire

Étape 5: La quantité initiale de Li était de 6,23 mol; elle a produit 3,12 mol de H₂.
Étant donné que 2 mol de Li produisent 1 mol de H₂, 3.12 mol est une quantité plausible,

b)

Étape 1 : La réaction est la même qu'en a).

Étape 2 : Le nombre de moles de Li est donné par

$$\text{moles de Li} = 80,57 \text{ g Li} \times \frac{1 \text{ mol Li}}{6,941 \text{ g.Li}} = 11,61 \text{ mol Li}$$

Étape 3 : Puisque 2 mol de Li produisent 1 mol de H₂, ou 2 mol Li est stœchiométriquement équivalent à 1 mol H₂, le calcul du nombre de moles de H₂ est le suivant :

$$\text{moles de H}_2 \text{ produites} = 11,61 \text{ mol Li} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Li}} = 5,805 \text{ mol H}_2$$

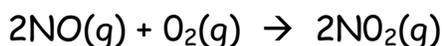
Étape 4: Selon la masse molaire de H₂ (2,016 g), le calcul de la masse de H₂ produite est le suivant ;

$$\text{masse de H}_2 \text{ produite} = 5,805 \text{ mol H}_2 \times \frac{2,016 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 11,70 \text{ g H}_2$$

Étape 5: 11,70 g de H₂ représente une quantité plausible.

Application

La réaction entre le monoxyde d'azote (NO) et le dioxygène pour former le dioxyde d'azote (NO₂) est une étape clé dans la formation de smog photochimique :



a) Combien de moles de NO₂ sont formées par la réaction complète de 0,254 mol de O₂ ?

Réponse:

Étape 1 : L'équation est déjà équilibrée.

Étapes 2, 3 et 4: L'équation équilibrée nous dit que chaque mole de $C_6H_{12}O_6$ produit 6 moles de CO_2 .

Les masses molaires de $C_6H_{12}O_6$ et de CO_2 sont respectivement de 180,2 g et de 44,01 g. Il ne reste plus qu'à combiner toutes ces données en une seule équation :

$$\begin{aligned} \text{Masse de } CO_2 \text{ produite} &= 856 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180,2 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \times \frac{6 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \\ &\quad \times 44,01 \text{ g } CO_2 = 1,25 \times 10^3 \text{ g } CO_2 \end{aligned}$$

Étape 5: La masse de CO_2 produite est de $1,25 \times 10^3$ g; cette quantité de dioxyde de carbone produite par la combustion lente de 856 g de $C_6H_{12}O_6$ semble plausible.

Application

Le méthanol (CH_3OH) brûle dans l'air selon l'équation suivante:



Si 209 g de méthanol sont brûlés, quelle est la masse de H_2O produite ?

CHAPITRE VIII

RÉACTIVITÉ CHIMIQUE DES MATÉRIAUX

Réactivité chimique des matériaux

Compétences à développer:

Comparer la réactivité chimique de certains matériaux avec l'air, les acides, les bases

Applications:

1) Expérimenter:

La réaction du vinaigre, du jus de citron avec de la craie.

La réaction de l'acide chlorhydrique avec du fer, de l'aluminium et du cuivre.

La réaction de l'acide sulfurique sur la matière organique : feuille verte, tige de bois, sucre de table, tissu.

2) Observer la réaction de la soude avec du chlorure d'ammonium, et avec une feuille d'aluminium.

3) Exposer à l'air : du soufre, du sodium, du phosphore blanc, du fer poli et relever les observations.

1 - Action de l'air

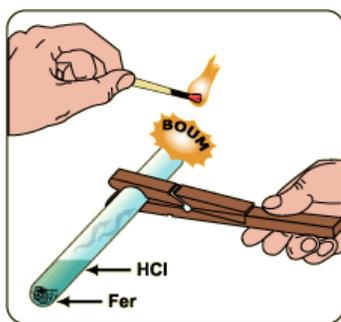
Si on expose à l'air pendant un certain temps un échantillon de soufre, de fer, de cuivre, de phosphore blanc, de sulfate de cuivre (II), on constate que ces substances se comportent différemment vis-à-vis de l'air :

Le fer rouille, le cuivre ternit, le phosphore brûle, le sulfate de cuivre (II) change de couleur.

Ces observations permettent de voir que tous les matériaux n'ont pas la même réactivité chimique vis-à-vis de l'air.

2 - Action des acides

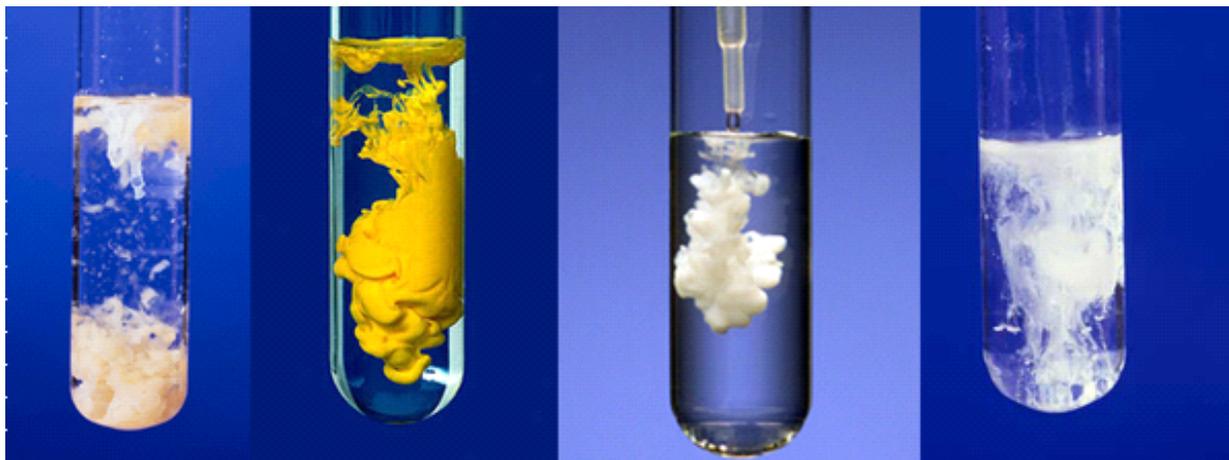
Placer dans des tubes à essai différents un morceau de cuivre, un clou en acier, un morceau d'aluminium, un morceau de craie. Ajouter dans chaque tube cinq millilitres d'acide chlorhydrique 1 mole/L. Observer que l'acide se comporte différemment vis-à-vis de chaque substance.



1- Action des bases sur certains matériaux

Placer dans des tubes à essai différents 5 millilitres de sulfate de cuivre (II), de solution sulfate de fer (III), de solution de nitrate de plomb, de solution de sulfate de zinc. Ajouter dans chaque tube quelques gouttes de solution de soude 1M, après avoir noté les observations, ajouter de l'acide chlorhydrique à chaque mélange jusqu'à changement complet.

Ces observations montrent que la réactivité chimique varie d'une substance à une autre. De façon similaire, on peut étudier la réactivité des matériaux avec d'autres réactifs comme les bases, l'eau.



Exercice d'application

Expliquer ce qui se passe lorsque :

- l'acide chlorhydrique est versé sur le carbonate de calcium
- le fer est exposé à l'air pendant deux (2) ou trois (3) semaines
- le jus d'orange est conservé dans une bouteille fermée maintenue dans l'obscurité pendant une semaine.
- une solution de soude est versée dans une solution de sulfate de cuivre II
- une feuille d'aluminium est immergée dans l'acide chlorhydrique
- de la soude est versée sur du chlorure d'ammonium
- quelques gouttes de nitrate d'argent sont ajoutées à une solution d'acide chlorhydrique

CHAPITRE IX

LA THÉORIE ATOMIQUE

La théorie atomique

Compétences à développer :

- Présenter les différents modèles de structure atomique
- Relever les caractéristiques des particules constituant un atome.
- Établir la relation entre un élément chimique et son numéro atomique
- Caractériser les isotopes d'un élément chimique.

Applications:

Réaliser des recherches documentaires sur la théorie atomique et sur la radioactivité.

1- Théorie atomique de Dalton

Au V^e siècle av. J.-C., le philosophe grec Démocrite formula l'hypothèse que toute la matière était constituée de particules très petites et indivisibles, qu'il nomma atomos (c'est-à-dire insécable ou indivisible). Même si cette théorie ne rallia pas nombre de ses contemporains (notamment Platon et Aristote), elle survécut quand même. Les premières recherches scientifiques étayèrent par la suite la théorie atomiste et, graduellement, les définitions modernes des éléments et des composés se précisèrent. C'est en 1808 qu'un scientifique et professeur anglais, John Dalton formula une définition précise de ces unités indivisibles, véritables blocs de construction de la matière, appelées atomes.

Les travaux de Dalton marquèrent le début de l'ère moderne de la chimie. Ses hypothèses portant sur la nature de la matière peuvent se résumer ainsi :

Les éléments sont formés de particules extrêmement petites, appelées atomes. Tous les atomes d'un élément donné sont identiques entre eux; ils ont les mêmes dimensions, la même masse et les mêmes propriétés chimiques. Les atomes d'un élément sont différents de ceux de tous les autres éléments.

Les composés sont formés d'atomes de plus de un élément.
Dans tout composé, le rapport entre les nombres d'atomes de deux éléments est soit un nombre entier soit

une fraction simple.

Une réaction chimique n'est que la séparation, la combinaison ou le réarrangement d'atomes ; elle n'entraîne ni la destruction ni la création d'atomes tout en formant des corps nouveaux.

2- Structure de l'atome

Selon la théorie atomique de Dalton, l'atome est la plus petite partie d'un élément qui peut se combiner chimiquement. Dalton imagina un atome qui était extrêmement petit et indivisible. Cependant, une série d'études, qui ont commencé dans les années 1850 et qui se sont poursuivies au xx^e siècle, ont clairement montré que les atomes possèdent une structure interne, c'est-à-dire qu'ils sont faits de particules encore plus petites, appelées particules subatomiques (ou élémentaires). Ces recherches ont conduit à la découverte de trois de ces particules : les électrons, les protons et les neutrons.

L'électron

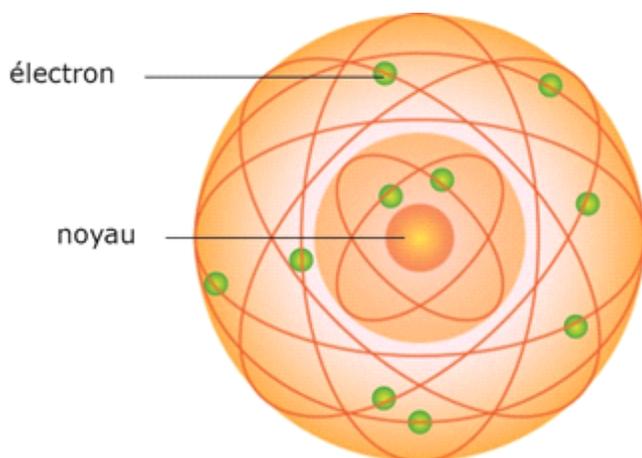
C'est une particule de charge négative qui gravite autour du noyau sur des niveaux d'énergie. Sa masse est $9,1 \times 10^{-31}$ Kg et sa charge est $-1,6 \times 10^{-19}$ C,

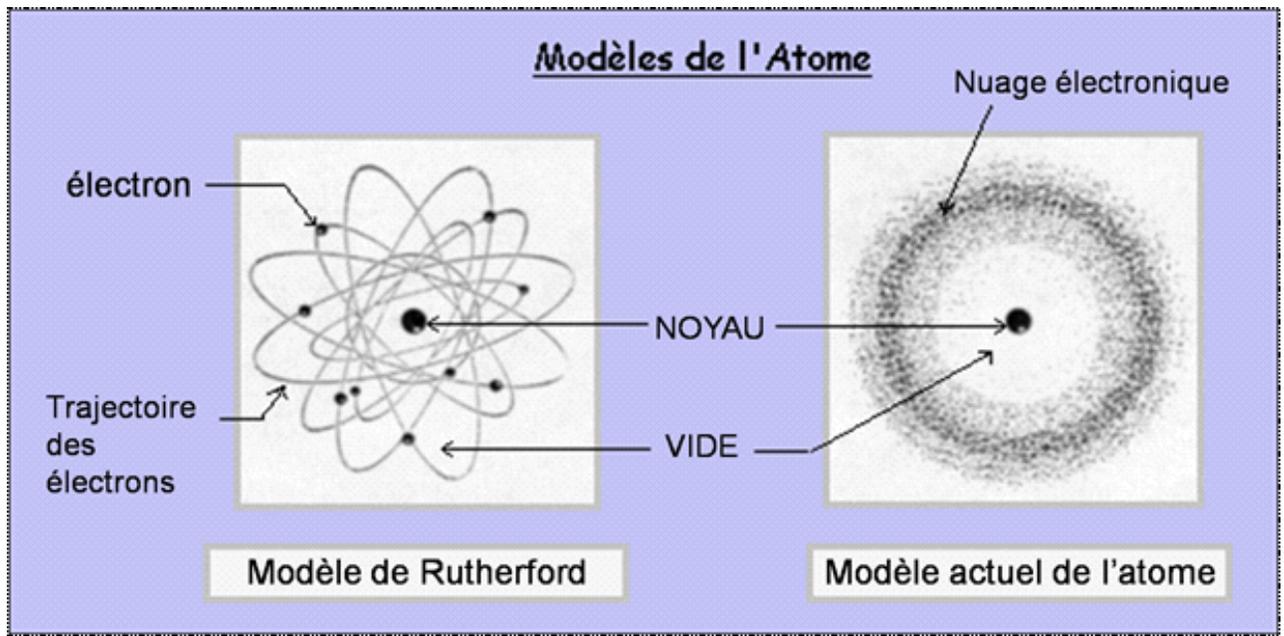
Le proton :

C'est une particule de charge positive qui se retrouve dans le noyau de l'atome. Sa masse est $1,67 \times 10^{-27}$ Kg. et sa charge est $+1,6 \times 10^{-19}$ C.

Le neutron :

C'est une particule électriquement neutre ayant une masse sensiblement égale à celle du proton





1- Le numéro atomique, le nombre de masse et les isotopes.

Tous les atomes peuvent être identifiés au moyen du nombre de protons et de neutrons qu'ils contiennent. Le nombre de protons contenus dans le noyau de chaque atome d'un élément s'appelle numéro atomique (Z). Dans un atome électriquement neutre, le nombre de protons est égal au nombre d'électrons : le numéro atomique indique donc également le nombre d'électrons de l'atome. La nature d'un élément chimique peut être déterminée par son seul numéro atomique. Par exemple, le numéro atomique de l'azote est 7 ce qui signifie que chaque atome d'azote neutre possède sept protons et sept électrons. Autrement dit, chaque atome de l'Univers qui possède sept protons s'appelle azote.

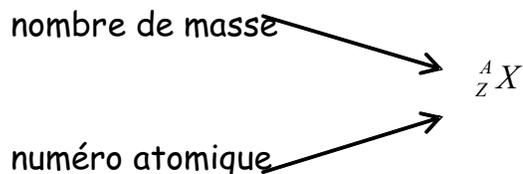
Le nombre de masse (A) est le nombre total de neutrons et de protons présents dans le noyau d'un atome. Tous les noyaux atomiques, sauf celui de la forme la plus courante d'hydrogène (un proton et aucun neutron), contiennent des protons et des neutrons. En général, le nombre de masse est donné par

$$\text{Nombre de masse} = \text{nombre de protons} + \text{nombre de neutrons}$$

$$= \text{numéro atomique} + \text{nombre de neutrons}$$

Le nombre de neutrons contenus dans un atome est égal à la différence entre le nombre de masse et le numéro atomique, soit $A - Z$. Par exemple, le nombre de masse du fluor est 19 et son numéro atomique est 9 (son noyau contient neuf protons). Donc, le nombre de neutrons contenus dans un atome de fluor est $19 - 9 = 10$. Notez que ces trois nombres (numéro atomique, nombre de neutrons et nombre de masse) doivent être des entiers.

Dans la plupart des cas, les atomes d'un élément donné n'ont pas tous la même masse. On appelle isotopes les atomes qui ont le même numéro atomique, mais des nombres de masse différents. Par exemple, il existe trois isotopes de l'hydrogène : celui qui, simplement appelé hydrogène, a un proton et aucun neutron ; le deutérium, qui possède un proton et un neutron ; et le tritium, qui a un proton et deux neutrons. Voici la façon correcte d'exprimer le numéro atomique et le nombre de masse d'un élément X :



Ainsi, pour les isotopes de l'hydrogène, on écrira :



Autre exemple: on représente ainsi les deux isotopes courant de l'uranium ayant respectivement des nombres de masse de 235 et de 238 :



Le premier de ces isotopes est utilisé dans les réacteurs nucléaires et les bombes atomiques. Sauf pour l'hydrogène, les isotopes des éléments sont identifiés par leur nombre de masse. Les deux isotopes nommés ci-dessus sont généralement appelés uranium 235 et uranium 238.

Les propriétés chimiques d'un élément sont déterminées principalement par les protons et les électrons contenus dans ses atomes : les neutrons ne participent pas aux réactions chimiques dans des conditions normales. C'est pourquoi les isotopes d'un même élément ont des propriétés chimiques identiques : ils forment les mêmes types de composés et réagissent de la même façon.

Illustration

Donner le nombre de protons, de neutrons et d'électrons présents dans chacun des éléments suivants : a) ${}^{17}_8\text{O}$ b) ${}^{199}_{80}\text{Hg}$ c) ${}^{200}_{80}\text{Hg}$

Réponses: a) Le numéro atomique étant 8, il y a donc 8 protons. Le nombre de

Exercice d'application :

- 1) Combien y a-t-il de protons et d'électrons dans l'isotope du cuivre suivant :
 ${}_{29}^{63}\text{Cu}$?
- 2) Comparer la dimension d'un atome à celui de son noyau.
- 3) Soit : ${}_{15}^{31}\text{P}$
 - a) Que représentent : P ? 15 ? 31 ?
 - b) Quelle est la constitution du noyau de P ?
 - c) Quelle est la charge globale du noyau de P ?
 - d) Quelle la constitution de l'atome de P ?

CHAPITRE X

LES NOMBRES QUANTIQUES

Les nombres quantiques

Compétence à développer :

Caractériser les quatre nombres quantiques d'un électron.

Applications:

- 1) Réaliser une recherche documentaire sur les nombres quantiques
- 2) Projeter des diapositives sur la structure électronique d'un atome.

¹- Présentation des nombres quantiques

Présentation

En mécanique quantique, il faut trois nombres quantiques pour décrire la distribution des électrons dans un atome. Ces nombres, qui viennent de la résolution de l'équation de Schrödinger pour l'atome d'hydrogène, sont le nombre quantique principal, le nombre quantique secondaire (ou azimutal) et le nombre quantique magnétique ; ils servent à décrire les orbitales atomiques et à désigner les électrons qui s'y trouvent. Il existe un quatrième nombre quantique, le nombre quantique de rotation propre (ou de spin), qui décrit le comportement d'un électron donné et complète la description des électrons d'un atome.

a) Le nombre quantique principal (n)

Le nombre quantique principal, n , ne peut prendre que des valeurs entières : 1, 2, 3, etc.

Dans un atome d'hydrogène, la valeur de n détermine l'énergie d'une orbitale. Le nombre quantique principal détermine également la distance moyenne entre un électron situé dans une orbitale donnée et le noyau, donc le «rayon atomique». Plus la valeur de n est élevée, plus la distance moyenne d'un électron par rapport au noyau est grande et plus le volume de l'orbitale est important (et moins celle-ci est stable).

a) Le nombre quantique secondaire ou azimutal (l)

Le nombre quantique secondaire ou azimutal (l) indique la géométrie de la région de l'espace où évolue un électron (ou «forme» de l'orbitale). Les valeurs possibles de l dépendent de la valeur du nombre quantique principal (n). Pour une valeur donnée de n , l peut avoir une valeur entière allant de 0 à $(n - 1)$. Si $n = 1$, l ne peut avoir qu'une valeur possible, qui est $l = n - 1 = 1 - 1 = 0$. Si $n = 2$, l peut avoir deux valeurs possibles, 0 et 1. Si $n = 3$, l peut avoir trois valeurs, à savoir 0, 1 et 2. La valeur de l est généralement désignée par les lettres s , p , d , ..., selon le tableau suivant:

Valeur de l	0	1	2	3	4	5
Nom du sous	s	p	d	f	g	h

Ainsi, si $l = 0$, on a le sous niveau s ; si $l = 1$, on a le sous niveau p et ainsi de suite.

Un ensemble d'orbitales ayant la même valeur de n est fréquemment appelé niveau d'énergie.

Une ou plusieurs orbitales ayant les mêmes valeurs de n et de l sont appelées sous-

niveau d'énergie. Par exemple, le niveau où $n = 2$ est composée de deux sous-niveau où $l = 0$

et 1 (les valeurs possibles quand $n = 2$). On appelle ces sous-niveau $2s$ et $2p$, où 2 est la valeur de n , et où s et p indiquent les valeurs de l

b) Le nombre quantique magnétique (m)

Le nombre quantique magnétique (m) décrit l'orientation de l'orbitale dans l'espace. Dans un sous-niveau, la valeur de m dépend de la valeur du nombre quantique secondaire (l). Pour une certaine valeur de l , il y a $(2l + 1)$ valeurs entières de m , soit :

$$-l, (-l+1) \dots 0 \dots (l-1), l$$

Si $l = 0$, $m = 0$. Si $l = 1$. Il y a $[(2 \times 1) + 1]$ ou 3 valeurs de m , soit -1, 0 et 1. Si $l = 2$, il y a $[(2 \times 2) + 1]$ ou 5 valeurs de m , soit -2, -1, 0, 1 et 2. Le nombre de valeurs que peut avoir m indique le nombre d'orbitales contenues dans une sous-niveau de valeur l donnée.

a) Le nombre quantique de rotation propre ou de spin (s)

Si l'on s'imagine les électrons-tournant sur eux-mêmes, comme la Terre, on peut expliquer leurs propriétés magnétiques. Selon la théorie électromagnétique, une charge qui tourne génère un champ magnétique, et c'est ce mouvement qui explique le comportement magnétique de l'électron. Dans une orbitale, les électrons tournent en sens opposés: soit dans le sens des aiguilles d'une montre, soit dans le sens contraire des aiguilles d'une montre. On représente ce mouvement par un quatrième nombre quantique, le nombre quantique de rotation propre ou de spin (s), qui décrit la direction du spin de l'électron. La valeur de s est soit $+\frac{1}{2}$, soit $-\frac{1}{2}$.

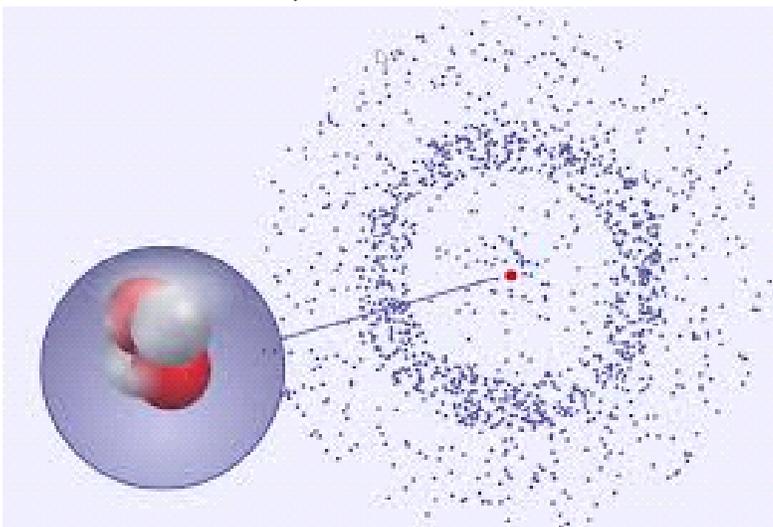


Tableau Périodique des Éléments

1 IA New Original												13 3A 14 4A 15 5A 16 6A 17 7A 18 8A VSA																							
1 H Hydrogène 1.00794	2 He Hélium 4.002602											3 B Bore 10.811	4 C Carbone 12.011	5 N Azote 14.007	6 O Oxygène 15.999	7 F Fluore 18.998	8 Ne Néon 20.1797																		
3 Li Lithium 6.941	4 Be Béryllium 9.012182											9 F Fluore 18.998	10 Ne Néon 20.1797																						
11 Na Sodium 22.989769	12 Mg Magnésium 24.305	13 Al Aluminium 26.9815385	14 Si Silicium 28.0855	15 P Phosphore 30.973761998	16 S Soufre 32.06	17 Cl Chlore 35.453	18 Ar Argon 39.948					19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955912	22 Ti Titane 47.887	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chrome 51.9961	25 Mn Manganèse 54.938044	26 Fe Fer 55.847	27 Co Cobalt 58.933194	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Cuivre 63.546	30 Zn Zinc 65.409	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.64	33 As Arsenic 74.921595	34 Se Sélénium 78.96	35 Br Brome 79.904	36 Kr Krypton 83.798						
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90584	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90638	42 Mo Molybdène 95.94	43 Tc Technétium 98	44 Ru Ruthénium 101.07	45 Rh Rhodium 102.9055	46 Pd Paladium 106.42	47 Ag Argent 107.8682	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Étain 118.710	51 Sb Antimoine 121.757	52 Te Tellure 127.6	53 I Iode 126.905447	54 Xe Xénon 131.29	55 Cs Césium 132.90545196	56 Ba Baryum 137.327	57-71 Lanthanides	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tungstène 180.94736	74 W Wolfram 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platine 195.078	79 Au Or 196.966569	80 Hg Mercure 200.59	81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Plomb 207.2	83 Bi Bismuth 208.980386	84 Po Polonium 209	85 At Astatine 210	86 Rn Radon 222
87 Fr Francium 223	88 Ra Radium 226	89-103 Actinides	104 Rf Rutherfordium 261	105 Db Dubnium 262	106 Sg Seaborgium 263	107 Bh Bohrium 264	108 Hs Hassium 265	109 Mt Meitnerium 266	110 Ds Darmstadtium 271	111 Rg Roentgenium 272	112 Uub Ununbium 285	113 Uut Ununtrium 284	114 Uuq Ununquadium 285	115 Uuq Ununpentium 286	116 Uuh Ununhexium 286	117 Uus Ununseptium 288	118 Uuo Ununoctium 289																		
Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.																																			
Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.																																			