



Chimie 1

Introduction à la chimie



Par Prof. Paul M. Shiundu
et Dahir Mohamed Yusuf



African Virtual university
Université Virtuelle Africaine
Universidade Virtual Africana



NOTE

Ce document est publié sous une licence *Creative Commons*.
http://en.wikipedia.org/wiki/Creative_Commons

Attribution

<http://creativecommons.org/licenses/by/2.5/>

License (abréviation « cc-by »), Version 2.5.



TABLE DES MATIÈRES

I.	Chimie 1 : Introduction à la chimie 1	3
II.	Pré-requis	3
III.	Durée	3
IV.	Matériel didactique	3
V.	Objectifs du module	4
VI.	Contenu	4
	6.1 Aperçu général	4
	6.2 Plan	5
	6.3 Structure du module	6
VII.	Objectifs généraux	7
VIII.	Objectifs d'apprentissage spécifiques	7
IX.	Test de mise à niveau	11
X.	Concepts-clés (glossaire)	16
XI.	Lectures obligatoires	17
XII.	Documents électroniques obligatoires	19
XIII.	Liens utiles	22
XIV.	Activités d'apprentissage	28
XV.	Synthèse globale	87
XVI.	Évaluation sommative	88
XVII.	Références	92
XVIII.	Pondération des évaluations	92
XIX.	Structure du fichier	93



I. Chimie 1: Introduction à la chimie 1

par Dahir Mohamed Yusuf, Université d'Amoud

II. Pré-requis

Remplir les conditions d'admission aux études universitaires de premier cycle en sciences. Les étudiants devraient avoir suivi des cours de chimie et de mathématiques au niveau du lycée.

III. Durée

La réussite du module qui suit nécessite un total de 120 heures, réparties comme suit:

Unit	Sujet	Durée approximative (heures)
1	Matière et mesures	30 heures
2	Structure atomique et tableau périodique	30 heures
3	Molécules et composés ioniques	30 hours
4	Réactions chimiques et stœchiométrie	30 hours

IV. Matériel

Pour réussir les activités d'apprentissage du module qui suit, vous aurez besoin d'un ordinateur et d'une connexion à Internet afin de pouvoir utiliser les outils et les ressources suivants:

- CD-ROM;
- Enseignement assisté par ordinateur (EAO);
- Travaux et évaluations informatisés;
- Communications multimédia (comme la vidéoconférence);
- Bibliothèque informatisée et utilisation de bases de données;
- Apprentissage intégré;
- Discussions interactives, séances de clavardage;
- Lectures recommandées et autres documents de référence.



V. Objectifs du module

Ce module d'introduction vise la mise à niveau et la consolidation de vos connaissances de certaines notions des fondements de la chimie. Pour réussir, le futur enseignant devra connaître à fond les notions de base sur lesquelles repose la chimie et acquérir des compétences en mathématiques qui lui permettront de résoudre les problèmes présentant une composante quantitative. La chimie, comme toute autre discipline, possède un vocabulaire et un savoir-faire qui lui sont propres. La connaissance de ces notions de base est primordiale pour la compréhension exhaustive de cette science. Le module qui suit servira, entre autres, à jeter les bases de cette connaissance en introduisant des concepts-clés et en les observant du point de vue du chimiste. Le futur enseignant sera appelé à s'initier au vocabulaire de la chimie et à développer une méthode d'observation qui lui permettra de raisonner comme un chimiste.



VI. Contenu

6.1 Aperçu général

Le module qui suit présente des sujets d'importance fondamentale pour la compréhension de la chimie. Nous examinerons la structure de l'atome, unité de base de tout élément, et les différents modèles qui lui sont associés. Nous mettrons l'accent sur l'évolution de la pensée qui mena à la création du tableau périodique et l'utilité de ce tableau et de ses regroupements (groupes et périodes) dans la description de la structure et des propriétés de chaque élément. Nous observerons la matière du point de vue *microscopique* (qui traite la matière comme un rassemblement d'atomes et de molécules) et du point de vue *macroscopique* (qui relate les propriétés générales de celle-ci). Les principes sous-jacents à la structure et aux formes de molécules simples et d'ions seront à l'étude, ainsi que la nomenclature des composés inorganiques binaires, des cations et des anions. Est également à l'étude une révision des notions permettant d'interpréter et d'équilibrer des équations chimiques, le calcul stœchiométrique mettant en jeu la relation quantitative lors de réactions chimiques, le calcul du pourcentage massique et la détermination de formules moléculaires à partir de données expérimentales.



6.2 Plan

Chapitre I: Matière et mesures (30 heures)

- Classification de la matière
- Propriétés physiques et chimiques de la matière
- Matière et énergie
- Mesures

Chapitre II: Structure atomique et tableau périodique (30 heures)

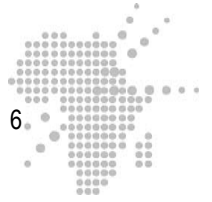
- La théorie atomique
- Histoire et modèles de la théorie atomique
- Masse atomique, nombre de masse et isotopes
- Représentation des configurations électroniques
- Le tableau périodique

Chapitre III: Liaisons, molécules et composés ioniques (30 heures)

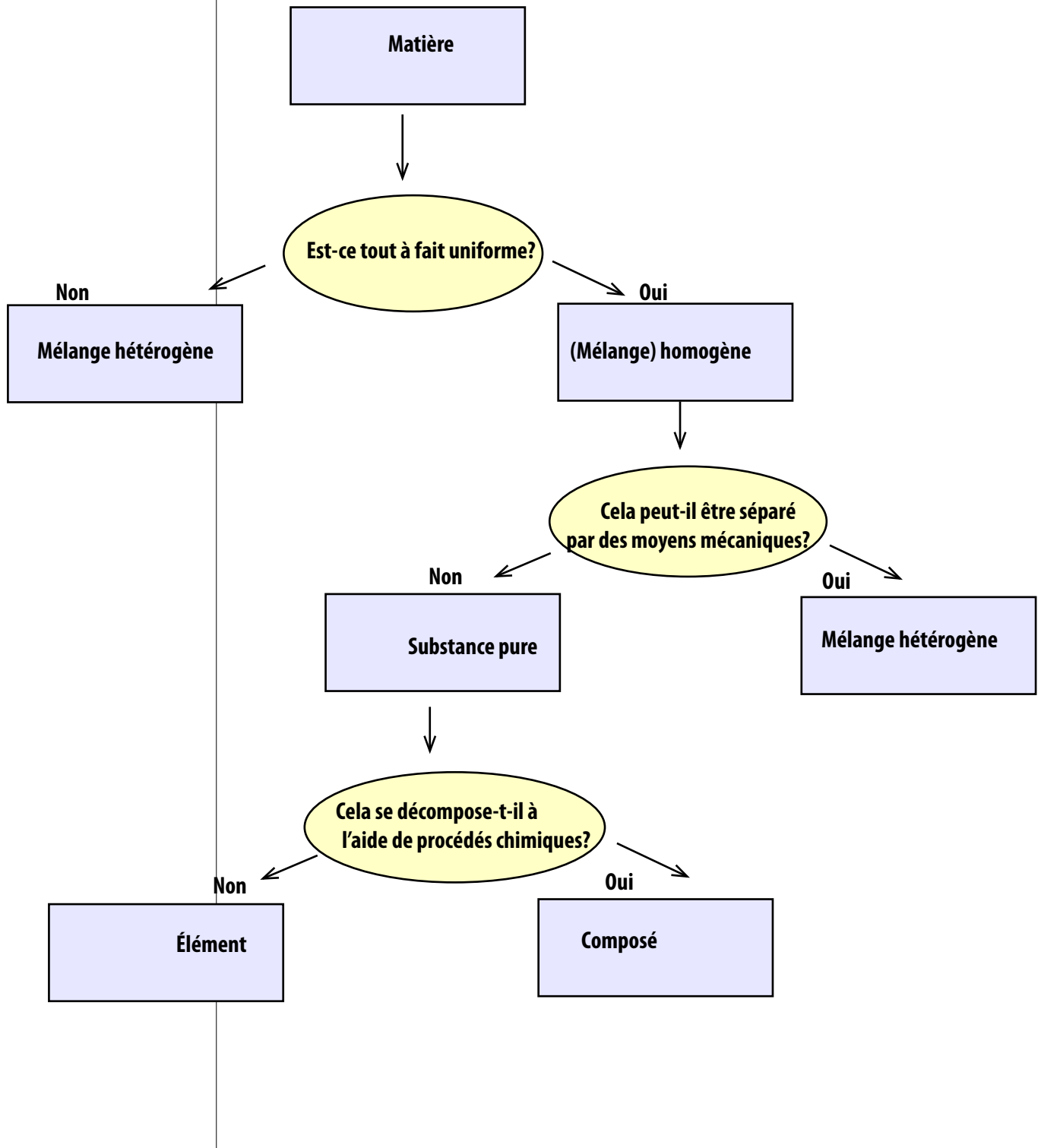
- Liaison ionique et liaison covalente
- Forces intermoléculaires
- Charge formelle et structure de Lewis
- Molécules et ions

Chapitre IV: Réactions chimiques et Stœchiométrie (30 heures)

- Pourcentage massique dans un composé
- Détermination expérimentale des formules empirique et moléculaire
- Typologie et équilibre des équations chimiques
- Stœchiométrie et calcul
- Utilité du concept de mole dans les calculs stœchiométriques



6.3 Structure du module





VII. Objectifs généraux

Les objectifs généraux du module sont au nombre de cinq:

- Classifier la matière en fonction de sa nature, afin de faciliter l'assimilation des connaissances, qui sont diverses et riches.
- Différencier matière et énergie.
- Commencer à classifier les éléments de manière systématique.
- Se familiariser avec les unités de mesure et effectuer des calculs les impliquant.
- Ecrire des équations chimiques équilibrées, comprendre la notion de stoechiométrie et effectuer des calculs s'y rapportant.

VIII. Objectifs d'apprentissage spécifiques (objectifs d'enseignement)

Chapitre I: Matière et mesures

Au terme de ce chapitre, l'étudiant devrait savoir :

- Nommer et expliquer les propriétés physiques et chimiques.
- Expliquer ce qui distingue les solides, les liquides et les gaz entre eux.
- Différencier la matière et l'énergie.
- Se servir des unités SI dans les calculs scientifiques.
- Déterminer l'incertitude et la marge d'erreur d'expériences chimiques.

Chapitre II: Structure atomique et tableau périodique

Au terme de ce chapitre, l'étudiant devrait être capable de :

- Discuter du développement de la théorie atomique et de ses modèles
- Ecrire la configuration électronique d'un atome.
- Comprendre la théorie atomique moderne et décrire la structure de l'atome.
- Définir le numéro atomique et le nombre de masse et effectuer les calculs qui s'y rattachent.
- Faire l'historique du tableau de classification périodique.
- Expliquer la structure et les propriétés des éléments dans un groupe ou dans une période du tableau de classification périodique.



Chapitre III: Liaisons, molécules et composés ioniques

Au terme de ce chapitre, l'étudiant devrait savoir :

- Distinguer les liaisons ioniques des liaisons covalentes.
- Décrire, expliquer et classer les types de liaisons dans les molécules et les composés ioniques et expliquer la formation des liaisons.
- Utiliser la nomenclature IUPAC pour nommer des composés binaires inorganiques, des sels et pour trouver leur formule chimique.
- Déterminer la structure et la géométrie de molécules simples et d'ions.
- Décrire la théorie de Lewis et l'appliquer pour déterminer la structure de composés binaires.

Chapitre IV: Réactions chimiques et stœchiométrie

Au terme de ce chapitre, l'étudiant devrait savoir :

- Calculer le pourcentage massique des constituants d'un échantillon, déterminer des formules chimiques à l'aide de données expérimentales.
- Ecrire, équilibrer et interpréter des équations chimiques
- Définir la mole et l'utiliser dans les calculs stœchiométriques de réactions chimiques.



Chapitre	Objectif(s) d'apprentissage
Chapitre I Matière et mesures	<ul style="list-style-type: none"> - Nommer et expliquer les différences entre solides, liquides et gaz. - Nommer et expliquer les différences entre les propriétés physiques et chimiques de la matière. - Distinguer les transformations physiques et chimiques. - Discuter des différences entre matière et énergie. - Utiliser les unités de mesure SI afin d'effectuer les calculs relatifs à ces mesures. - Déterminer l'incertitude et la marge d'erreur d'expériences chimiques.
Chapitre II Structure atomique et tableau périodique	<ul style="list-style-type: none"> - Expliquer et distinguer les différentes théories atomiques. - Expliquer la théorie moderne de l'atome, sa structure et la représentation des configurations électroniques. - Écrire correctement le symbole d'un élément. - Définir la masse atomique, le nombre de masse, les isotopes, et faire des calculs se rapportant à ces notions. - Expliquer et décrire l'évolution de la pensée qui mena à la création du tableau périodique. - Expliquer la structure et les propriétés des éléments appartenant à un groupe ou à une période du tableau périodique.
Chapitre III Liaisons, molécules et composés	<ul style="list-style-type: none"> - Décrire les deux grandes catégories de liaisons chimiques (ioniques et covalentes). - Connaître et comparer les propriétés des composés ioniques et des composés covalents. - Connaître et utiliser la nomenclature IUPAC pour nommer systématiquement les composés chimiques. - Déterminer si un composé est "ionique" ou "covalent". - Décrire et différencier les formules empiriques, les formules moléculaires et les formules structurales des composés. - Définir, calculer les masses atomiques et molaires d'un composé et pouvoir lier les deux grandeurs. - Utiliser la nomenclature IUPAC pour nommer des composés inorganiques binaires (ioniques et covalents) et les composés ioniques simples (cations et anions) et pouvoir écrire des formules chimiques à partir de la nomenclature.



Chapitre IV

Réactions chimiques

et stœchiométrie

- Expliquer le concept de mole et de masse molaire dans les atomes et les molécules.
- Déterminer les pourcentages massiques des constituants d'un échantillon à partir de données expérimentales.
- Comprendre les notions de base de la stœchiométrie et savoir effectuer les calculs qui s'y rattachent.
- Calculer les pourcentages massiques des constituants d'un composé, à partir de sa formule chimique.
- Déterminer la formule empirique d'un composé à partir des pourcentages massiques de ses constituants.
- Écrire des équations chimiques équilibrées à l'aide de la description des transformations chimiques.
- Interpréter les rôles des réactifs et des produits au sein d'une équation chimique.
- Classifier les réactions en catégories, par exemple: précipitation, neutralisation, combustion, décomposition, etc. . .
- Ecrire une réaction de formation ou de combustion à partir de composés donnés.



IX. Test de mise à niveau

Titre du test : _____

Objectif:

L'atome est la plus petite partie d'un élément et constitue l'unité de base de la matière telle que nous la connaissons, puisque celle-ci est un assemblage d'atomes et de molécules. En tant qu'unité de base responsable de la structure et des propriétés des éléments, il occupe la toute première partie de l'apprentissage de la chimie en tant que matière scolaire. Afin de faciliter la révision de vos connaissances sur l'atome et certaines notions qui lui sont rattachées, une série de questions de mise à niveau est mise à votre disposition. Certaines de ces questions peuvent traiter de sujets qui vous semblent peu familiers, mais elles vous donneront une bonne idée du contenu du module.

Questions

1. Un atome est :
 - a) La plus petite partie dans le noyau.
 - b) La composante majeure d'un acide.
 - c) L'unité de base de la matière.
 - d) Une particule de la taille d'un proton.
2. Le noyau d'un atome contient:
 - a) Des nuages de gaz et plusieurs autres substances.
 - b) Des neutrons et des protons.
 - c) Des électrons et des protons.
 - d) Des protons et d'autres particules similaires.
3. Si 1 mètre = 3,28 ft, 50 mètres équivalront à
 - a) 95 ft.
 - b) 164 ft.
 - c) 210,53 ft.
 - d) 181,5 ft.



4. La masse d'un atome est exprimée en
 - a) Livres par volume.
 - b) Unités de masse atomique.
 - c) Volume par kilogramme.
 - d) Aucune de ces réponses.

5. La "matière" correspond à tout ce qui...
 - a) ...occupe l'espace et est obligatoirement solide.
 - b) ...occupe un espace seulement.
 - c) ...occupe un espace et a une masse.
 - d) ...occupe un espace, en excluant les liquides.

6. Les mélanges sont...
 - a) ...toujours hétérogènes.
 - b) ...toujours hétérogènes sous forme de solution.
 - c) ...toujours indivisibles
 - d) ...parfois hétérogènes et parfois homogènes.

7. Les composés peuvent être...
 - a) ...décomposés par des changements chimiques.
 - b) ...des substances hétérogènes.
 - c) ...des substances solides seulement.
 - d) ...des substances solides ou liquides.

8. Les électrons sont...
 - a) ...les seules particules visibles du noyau atomique.
 - b) ...les particules prépondérantes dans le calcul de la masse atomique.
 - c) ...des particules qu'on retrouve dans les couches de l'atome.
 - d) Aucune de ces réponses.



9. Le numéro atomique...
 - a) ...détermine la nature de l'atome.
 - b) ...est presque égal au nombre de masse.
 - c) ...correspond à la somme des neutrons et des protons.
 - d) ...est plus élevé que le nombre de masse.

10. La liaison entre des atomes partageant des électrons...
 - a) ...est appelée liaison sigma.
 - b) ...est appelée liaison covalent.
 - c) ...est une liaison ionique.
 - d) ...est une liaison à la fois ionique et covalent.

11. Une liaison simple se forme lorsque...
 - a) ...deux paires d'électrons sont partagées par deux atomes.
 - b) ...deux paires d'électrons ou plus sont partagées.
 - c) ...deux liaisons ioniques fusionnent.
 - d) ...deux électrons sont partagés par deux atomes.

12. La mesure de la capacité d'un atome à attirer une paire d'électrons est appelée...
 - a) ...attraction simple.
 - b) ...électronégativité.
 - c) ...contraction ionique.
 - d) Toutes ces réponses sont bonnes.

13. Une liaison ionique est souvent...
 - a) ...plus forte qu'une liaison normale.
 - b) ...plus faible qu'une liaison normale.
 - c) ...plus forte qu'une liaison covalente.
 - d) ...plus faible qu'une liaison covalente.



14. Si de l'hydroxyde de sodium est ajouté à de l'acide chlorhydrique, il y aura formation...
- ...de chlore à l'état gazeux.
 - ...de chlore gazeux et d'hydrogène gazeux.
 - ...de chlorure de sodium seulement.
 - ...de chlorure de sodium et d'eau.
15. Une orbitale est caractérisée par la valeur...
- ...du nombre quantique principal.
 - ...du nombre quantique secondaire.
 - ...du nombre quantique magnétique.
 - Toutes ces réponses.
16. Les éléments pour lesquels les orbitales *s* et *p* de la couche de valence sont pleines sont...
- ...tous des éléments solides.
 - ...tantôt des éléments liquides, tantôt des solides.
 - ...solides, liquides, ou gazeux.
 - ...des gaz rares.
17. Un atome de sodium forme facilement une liaison ionique avec...
- ...un atome de carbone.
 - ...un atome de néon.
 - ...un atome de plomb.
 - ...un atome de chlore.
18. L'hydrogène forme spontanément une liaison covalente avec...
- ...des atomes de n'importe quel élément.
 - ...les halogènes.
 - ...les atomes du groupe III A.
 - Aucune de ces réponses.



19. Les gaz sont...

- a) ...des substances qui adoptent la forme de leur contenant.
- b) ...des substances qui adoptent le volume de leur contenant.
- c) ...non comprimables.
- d) a et b

20. Identifiez le symbole du calcium.

- a) C
- b) Ca
- c) CA
- d) ca

Solutions

- | | | | |
|------|-------|-------|-------|
| 1. C | 6. D | 11. D | 16. D |
| 2. B | 7. A | 12. B | 17. D |
| 3. B | 8. C | 13. D | 18. B |
| 4. B | 9. A | 14. D | 19. D |
| 5. C | 10. B | 15. D | 20. B |

Note pour l'étudiant

Si vous obtenez 10 bonnes réponses ou plus, vous partez du bon pied. Cependant, si vous obtenez moins de 8 bonnes réponses, vous devrez fournir un effort supplémentaire pour bien performer dans le cadre de ce module.

Complément pédagogique pour le futur enseignant

Conseils :

Vous serez en mesure d'expliquer le comportement de différentes substances si vous comprenez la théorie atomique et la structure des atomes. Cette théorie vous permettra en outre de bien vous représenter l'existence de liaisons intermoléculaires et intramoléculaires entre les molécules et entre les atomes, respectivement.

La théorie de Bohr est d'une importance capitale pour comprendre le comportement de la matière en général et vous devez la connaître à fond. Elle est à la base du module qui suit.



X. Concepts-clés (glossaire)

Une substance pure ; Une substance avec une composition chimique uniforme et bien définie.

Atome: Plus petite partie d'un corps simple possédant ses propriétés et pouvant être impliquée dans une réaction chimique.

Numéro atomique (symbole Z) : Nombre de proton dans le noyau de tout atome.

Composé: Substance formée lorsque deux éléments ou plus se combinent chimiquement. Une fois combinés, les propriétés des éléments impliqués sont complètement différentes de celles de la substance formée.

Configuration électronique: Répartition des électrons dans les orbitales d'un atome.

Élément: Substance qui ne peut être décomposée par des procédés chimiques en substances plus simples, exemple : carbone (C) et cuivre (Cu).

Isotopes: Variétés d'un même élément, aux propriétés chimiques identiques, mais dont la masse atomique diffère légèrement. Si deux atomes d'un même élément possèdent le même nombre de protons, mais un nombre de neutrons différents, ce sont deux *isotopes*.

Molécule: Plus petite partie indépendante d'un corps se comportant et possédant les mêmes propriétés que lui.

Nombre de masse (symbole A): Somme du nombre de protons et du nombre de neutrons dans le noyau d'un atome.

Réaction chimique: Toute transformation chimique: il peut être la simple combinaison de deux éléments, par exemple.

Tableau périodique: Représentation des atomes en ordre croissant de numéro atomique et disposés de sorte que les éléments possédant des propriétés semblables soient alignés verticalement.

Une mole d'une substance: Quantité d'une substance donnée contenant le même nombre de particules (p. ex. électrons, atomes, molécules...) qu'il y a d'atomes dans exactement 12 grammes (0,012 kg) de carbone 12.



XI. Lectures obligatoires

Lecture #1

Référence complète: Voir le fichier PDF intitulé « Bishop_Book_1_eBook.pdf »

Résumé : Extrait de 29 pages de l'ouvrage « *An Introduction to Chemistry* », un livre électronique en code source libre. Le chapitre comprend 5 sections particulièrement pertinentes: « What is Chemistry and What can Chemistry do for you? » (Qu'est-ce que la chimie et que peut-elle vous apporter?), « Suggestions for studying chemistry » (Suggestions pour l'étude de la chimie), « The scientific method » (La méthode scientifique), « Measurement and Units » (Mesures et unités) et « Reporting values from measurements » (Notation de valeurs de mesures).

Utilité: Ce texte contient des informations importantes pour ceux qui désirent apprendre la chimie et l'enseigner en tant que matière scolaire. Les trois premières sections donnent un aperçu général mais pertinent de cette discipline. Les deux dernières sont en lien direct avec le chapitre 1 du module qui suit (Matière et mesures). Ce chapitre vous renseignera sur le Système international d'unités (unités SI) et son utilité, illustre l'utilisation des unités SI de base dans la mesure de longueur, de masse, de temps, de température et de volume, ainsi que leurs abréviations respectives. Un glossaire contenant d'importantes définitions figure à la fin du chapitre. Un exercice questionnaire sur le sujet est également fourni.

Lecture #2

Référence complète: Voir le fichier PDF intitulé « Bishop_Book_2_eBook.pdf »

Résumé : Extrait de 35 pages de l'ouvrage *The Structure of Matter and the Chemical Elements*, un livre électronique en code source libre. Ce chapitre consiste en 5 sections intitulées respectivement : « Solids, Liquids, and Gases » (Solides, liquides et gaz), « The Chemical Elements » (Les éléments chimiques), « The Periodic Table of the Elements » (Le tableau périodique des éléments), « The Structure of the Elements » (Structure des éléments) et « Common Elements » (Éléments courants). Ces sujets sont reliés au contenu du module qui suit.

Utilité: Ce chapitre est le premier pas d'un long voyage vers la compréhension de la chimie. Il fournit les connaissances de base des principes chimiques et leurs facteurs sous-jacents. Il permet au futur enseignant de se familiariser avec le vocabulaire de la chimie et de se faire une image du monde à travers les yeux et la pensée du chimiste.



Lecture #3

Référence complète: Voir le fichier PDF intitulé « Bishop_Book_3_eBook.pdf »

Résumé : Extrait de 55 pages d'un ouvrage intitulé *Chemical Compounds*, un livre électronique en code source libre. Ce chapitre comprend 5 sections: « Classification of Matter » (Classification de la matière), « Compounds and Chemical Bonds » (Composés et liaisons chimiques), « Molecular Compounds » (Composés moléculaires), « Naming Binary Covalent Compounds » (Nomenclature des composés binaires covalents), « Ionic Compounds » (Composés ioniques).

Utilité: La plupart des substances qui nous entourent sont composées de deux éléments ou plus qui, combinés chimiquement, forment des substances plus complexes appelées *composés*. Dans ce chapitre, le futur enseignant apprendra à (a) définir plus précisément ce que sont les mélanges et les composés, (b) distinguer élément, composé et mélange, (c) décrire le processus de combinaison par lequel les éléments forment des composés, (d) nommer correctement certains composés chimiques, et (e) décrire les caractéristiques de certaines familles de composés chimiques. Ce chapitre aide également à développer une certaine habileté à visualiser les structures de base de la matière.

Lecture #4

Référence complète: Voir le fichier PDF intitulé « Bishop_Book_4_eBook.pdf »

Résumé : Extrait de 55 pages d'un ouvrage intitulé *An Introduction to Chemical Reactions*, un livre électronique en code source libre. Cet extrait se divise en deux sections : « Chemical Reactions and Chemical Equations » (Réactions chimiques et équations chimiques) et « Solubility of Ionic Compounds and Precipitation Reactions » (Solubilité des composés ioniques et réactions de précipitation).

Utilité: Après avoir compris les différences structurales de base entre les substances, la prochaine étape est d'apprendre comment se déroulent les transformations chimiques qui convertissent une substance en une autre. Ces transformations chimiques sont au centre des préoccupations du chimiste. Celui-ci cherche à savoir ce qui se passera lorsque deux substances entrent en contact. Ces substances se transformeront-elles? Si oui, comment? Au cours de la lecture, le futur enseignant se familiarisera avec les réactions chimiques qui surviennent lorsqu'un solide se dissout dans l'eau, par exemple. Ce phénomène, comme plusieurs autres, peut être expliqué à l'aide d'équations chimiques. Ce chapitre explique également comment interpréter et écrire des équations chimiques.



XII. Documents électroniques obligatoires

Document électronique #1

Référence complète:

Titres des simulations pertinentes : [Simulated hydrogen and helium atoms](#) et [Hydrogen Ion Simulation](#).

Sites web respectifs:


http://www.visionlearning.com/library/x_linker.php?moid=2494 http://www.visionlearning.com/library/x_linker.php?moid=2141

Résumé

Les atomes sont électriquement neutres car le nombre de protons (chargés positivement, +) qu'ils contiennent est égal au nombre d'électrons (chargés négativement, -), alors leurs charges s'annulent. Par contre, les ions sont chargés (+ ou -). Plus l'atome est volumineux, plus il contient de protons et d'électrons (à l'état neutre). Le premier lien ci-dessus renvoie à une comparaison des deux atomes les plus simples, l'hydrogène et l'hélium. Le second renvoie à une animation illustrant un ion d'hydrogène chargé positivement (Il est appelé proton car ayant perdu son électron) et un ion d'hydrogène chargé négativement (qui a gagné un électron). La charge électronique d'un ion s'écrit en exposant à droite du symbole chimique, tel que vu dans le film.

Utilité

Nous savons à présent que les atomes sont extrêmement petits. L'atome d'hydrogène (le plus petit), mesure approximativement 5×10^{-8} mm de diamètre. À titre indicatif, cela signifie qu'il faudrait presque 20 millions d'atomes d'hydrogène pour former une ligne de la longueur d'un trait d'union (-). Cependant la majorité de l'espace occupé par un atome est constitué de vide car l'électron est relativement éloigné du noyau. Par exemple, si le proton d'un atome d'hydrogène mesurait 1 cm

(environ la même taille que ce dessin : , son électron se trouverait à environ 0,5 km du noyau! En général, il est assez difficile de visualiser et conceptualiser jusqu'à l'existence de l'atome et de ses particules subatomiques. Cette difficulté inhérente accompagnera l'étudiant dans toutes ses lectures au sujet de cette toute petite entité aux représentations assez abstraites, et qui est pourtant à la base de la matière. Cette simulation tente de donner une idée de l'apparence de l'atome et de l'ion, du positionnement de l'électron (ou des électrons, selon le cas) par rapport au noyau et compare l'hydrogène et l'hélium, les deux atomes les plus simples. Nous espérons que ces illustrations permettront au futur enseignant de mieux conceptualiser l'existence de l'atome et de l'ion.



Document électronique #2

Référence complète:

Titres des simulations pertinentes : [Bohr's Atom: Quantum Behavior in Hydrogen](#).

Site web:

JavaScript: WinOpen('/library/flash_viewer.php?oid=1347&mid=51','VLFflash',770,660);

Résumé

Selon la théorie de Bohr, les niveaux d'énergie d'un électron (aussi appelés « couches électroniques ») sont représentés sur des cercles concentriques autour du noyau. Habituellement, un électron occupera le niveau d'énergie le plus bas qui soit disponible (c'est-à-dire le cercle le plus près du noyau). Lorsqu'un électron est excité par un apport d'énergie à l'atome (lorsqu'on le chauffe, par exemple), l'électron absorbera de l'énergie, ce qui lui permet de « bondir » vers un niveau d'énergie plus élevé et d'y rester pendant un court moment. Puis, l'électron « retombera » spontanément au niveau d'énergie inférieur, en relâchant un quantum d'énergie lumineuse. La théorie de Bohr spécifie que les électrons ne peuvent « bondir » et « retomber » que vers certains niveaux précis d'énergie, dégageant ainsi un spectre de lumière limité. Le film cité ci-dessus simule ce processus dans un atome d'hydrogène. Il illustre le « bond » et la « chute » de l'électron à des niveaux précis d'énergie dans l'atome d'hydrogène. (Nécessite l'installation de [Flash](#))

Utilité

Selon Bohr, le phénomène du spectre de raies démontre que les atomes sont incapables d'émettre de l'énergie de façon constante. Elle est émise de façon *quantifiée*, c'est-à-dire en quantités très précises. Étant donné que la lumière émise était provoquée par le mouvement des électrons, Bohr en déduit que les électrons ne pouvaient pas bouger continuellement à l'intérieur de l'atome (tel que suggéré par Rutherford), mais seulement en suivant des étapes précises. L'hypothèse de Bohr veut que les électrons occupent des **niveaux** d'énergie spécifiques. Lorsqu'un atome est excité, par exemple lorsqu'il est chauffé, les électrons peuvent alors bondir vers les niveaux d'énergie plus élevés. Lorsque les électrons retournent à leur niveau d'énergie d'origine, des quanta précis d'énergie sont émis sous forme de lumière ayant des longueurs d'onde spécifiques (lignes). Ce film permet au futur enseignant d'assister à l'existence de ces lignes discrètes qui sont à l'origine de l'émission de lumière par excitation d'un électron.



Document électronique #3

Référence complète

Titres des simulations pertinentes : [The Lithium atom](#) et [Atomic structure animation table](#).

Le second titre fournit de nombreux détails à l'aide d'un tableau renvoyant à des représentations animées des configurations électroniques des onze premiers éléments.

Sites web respectifs:

http://www.visionlearning.com/library/x_linker.php?moid=2495

http://www.visionlearning.com/library/x_linker.php?moid=2496

Résumé

Non seulement Bohr avait-il prédit que les électrons occupaient des niveaux d'énergie précis, mais il a également prédit que chacun de ces niveaux ne pouvait accueillir qu'un nombre précis d'électrons. Selon sa théorie, la capacité maximale de la première couche électronique (la plus au centre) est de deux électrons. Tout élément possédant plus de deux électrons verra ses électrons supplémentaires logés dans des couches additionnelles. Par exemple, dans la configuration du lithium à l'état fondamental (trois électrons), deux électrons se situent sur la première couche et le troisième se situe sur la deuxième couche. Ce phénomène est illustré dans l'image animée reliée au lien ci-haut.

Utilité

Remplir les couches électroniques d'un atome est tout aussi abstrait que de conceptualiser l'existence même des atomes. L'animation portant sur l'atome de lithium permettra au futur enseignant de se faire une image mentale plus concrète de ces phénomènes, ce qui se révélera fort utile.



XIII. Liens connexes

Lien connexe #1

Titre: Matter: Atoms from Democritus to Dalton,» *Visionlearning* Vol. CHE-1 (1), 2003.

Adresse URL : http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=49

Description: Ce document *Visionlearning* (Volume CHE-1(1)) est un livre en code source libre rédigé par Anthony Carpi, Ph.D. et s'intitule "Matter: Atoms from Democritus to Dalton". Ce site vous dirigera vers d'autres sites utiles.

Utilité: Ce lien est utile car il fournit au futur enseignant un aperçu de la chronologie depuis les théories anciennes au sujet de la matière jusqu'à la théorie moderne que nous connaissons aujourd'hui. On y explique la « loi de conservation de la masse ». On donne également un accès à l'outil interactif « [Dalton's Playhouse](#) », qui permet de recréer des expériences classiques du XIXe siècle.

Lien connexe #2

Titre: *Virtual Chemistry Experiments and Exercises*

Adresse URL : <http://www.chm.davidson.edu/ChemistryApplets/index.html>

Description: Ce site en code source libre permet au futur enseignant de se livrer à des expériences virtuelles et de faire des exercices reliés à certaines sections du module qui suit. Les sujets les plus importants sont « Atomic Structure » et « Chemical Bonding ».

Utilité: Les exercices et les expériences virtuelles rendent ce site incontournable. Les sujets les plus liés au module sont ceux intitulés « Atomic Structure » et « Chemical Bonding ». Le futur enseignant pourra se renseigner et effectuer des exercices sur les orbitales atomiques et hybrides. À cette fin, on utilise le langage VRML (langage de modélisation en réalité virtuelle) pour exposer des images tri-dimensionnelles de structures moléculaires et d'orbitales. Un éventail de liens pertinents permet au futur enseignant de visualiser les isosurfaces de différentes orbitales atomiques et de quelques orbitales hybrides ainsi que l'illustration de la fonction de distribution radiale et la fonction de densité électronique de différentes orbitales atomiques. L'importance des chevauchements entre orbitales dans la formation de liaisons chimiques y est expliquée. Le chevauchement de deux orbitales *s* est illustré entre autres aspects importants.



Lien connexe #3

Titre: Atomic Theory I: The Early Days, *Visionlearning* Vol. CHE-1 (2), 2003.

Adresse URL : http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=50

Description: Ce document *Visionlearning* en code source libre porte sur la théorie atomique, à l'aube de sa conception. On y trouve des liens vers des illustrations pertinentes telles que « [Simulated hydrogen and helium atoms](#) », qui compare les deux atomes les plus simples, l'hydrogène et l'hélium ou vers d'autres sites web ou documents, comme par exemple « [Atomic Theory II; Matter](#) ».

Utilité: Ce site est particulièrement approprié pour les enseignants. Il offre des quiz aux membres enregistrés de Visionlearning, un glossaire de termes scientifiques (lien vers [Visionlearning Glossary](#)) et un exercice interactif. De plus il donne accès à des images formatées spécialement pour l'impression sur des transparents ou pour la projection.

Lien connexe #4

Titre: *General Chemistry Online*

Adresse URL : <http://antoine.frostburg.edu/chem/senese/101/index.shtml>

Description: Ce site sur la chimie générale couvre plusieurs sujets à l'étude dans le cadre de ce module. Les sujets traités sont, par exemple, les mesures, la matière, les atomes et les ions, les composés, les changements chimiques, la mole, l'énergie et les changements chimiques, la théorie quantique, les électrons dans l'atome, le tableau périodique. Les autres sujets ne sont pas directement reliés au module qui suit.

Utilité: Ce site est d'une valeur inestimable lorsqu'on considère ses nombreux liens vers autant de sites web qu'il y a de sujets à traiter dans le cadre de ce cours. Les sites sont bien organisés et le futur enseignant y trouvera entre autres un glossaire et un tutoriel qui lui permettront de faire des révisions rapides. Le site est recommandé particulièrement parce qu'il permet de recueillir de l'information pertinente assez facilement. L'une des caractéristiques de *General Chemistry Online* est que pour chacun des sujets abordés, des onglets (composés courants, guide d'examen, particularités, glossaire, kits de constructions, simulations, boîte à outils, aide) rendent la visite plus agréable. Avec la fonction [Companion Notes](#), accessible dans chaque section, le visiteur trouvera, par exemple, des objectifs d'apprentissage, des notes de cours, des compléments au cours, des liens utiles, une liste de questions fréquentes. Ces sous-sections facilitent l'apprentissage



Lien connexe #5

Titre: *Atomic Structure, Bonding and Periodicity : Creative Chemistry : AS Chemistry Module 1 Worksheets and Guides*

Adresse URL : <http://www.creative-chemistry.org.uk/alevel/module1/index.htm>

Description : Ce site web fournit des feuilles de questions et des guides pratiques sur la structure atomique, les liaisons chimiques et la périodicité. Les feuilles d'exercices peuvent être téléchargées en format PDF (avec Adobe Reader). Il s'agit de la première partie de la section de niveau avancé (A- level) du site *Creative Chemistry* du Dr Nigel Saunders, de la Harrogate Granby High School au Royaume-Uni. C'est un document en code source libre.

Utilité: On trouve sur cette page de bons exercices et guides pratiques au sujet de la structure atomique, des liaisons et de la périodicité. Ils sont fait à l'intention d'élèves du lycée, mais ils donneront au futur enseignant l'occasion de mesurer ses connaissances afin de les comparer.

Lien connexe #6

Titre: *Lecture Help Pages with Solutions [Chemistry]*

Adresse URL : <http://chemistry2.csudh.edu/newlechelp/lechelpcs.html>

Description: Le professeur George Wiger de l'Université d'état de Californie a mis au point ces exercices et ces calculs. Ils concernent : la matière et les mesures; les atomes et les éléments; les molécules, les ions et les composés; les équations chimiques et la stœchiométrie; les réactions en solution aqueuse; l'énergie et les réactions chimiques; la structure atomique; les configurations électroniques de l'atome et la périodicité en chimie; les solutions de gaz et leur comportement; la cinétique en chimie; l'équilibre en chimie; les acides et les bases; et les réactions de transfert d'électrons.

Utilité: Cette ressource est fort utile dans le cadre de ce cours. Des liens vous renvoient à une série d'exercices et leurs solutions conçus pour mettre à l'épreuve la compréhension de plusieurs notions à l'étude. Le futur enseignant appréciera particulièrement la variété des exercices et l'exhaustivité du contenu, qui rejoint presque en totalité celui du module qui suit.



Lien connexe #7

Titre: *Atoms and the periodic table.*

Adresse URL : <http://www.chem1.com/acad/webtext/atpt/>

Description: *Atoms and the periodic table: Introduction to the quantum theory of the atom, atomic structure and the periodic table* est un chapitre tiré d'un livre virtuel, *Chem1 Virtual Textbook*, rédigé par Stephen K. Lower, de l'Université Simon Fraser, au Canada. Ce livre est une collection de chapitres de recueils de référence et d'outils didactiques couvrant en profondeur des sujets de chimie générale de niveau universitaire. L'information contenue dans ce document convient à un étudiant de première année d'université.

Utilité: Ce précieux document de 49 pages peut être téléchargé en format PDF à l'adresse suivante : <http://www.chem1.com/acad/pdf/c1atoms.pdf>. Il contient des informations connexes aux notions étudiées, incluant les sections : Quanta a new view of the world (Les quanta comme nouvelle optique du monde); The Bohr Model of the Atom (Le modèle atomique de Bohr); Electron configurations of the elements (La configuration électronique des éléments); et Chemical periodicity (La périodicité en chimie). Cette dernière traite de la disposition dans le tableau périodique, le modèle des couches électroniques, les dimensions des atomes et des ions ainsi que des tendances périodiques dans la formation des ions. Le futur enseignant trouvera ce site utile pour une bonne partie des sujets abordés dans ce cours.

Lien connexe #8

Titre: *Chemical Bonding*

Adresse URL : <http://www.chem1.com/acad/webtext/virtualtextbook.html>

Description: Ce document est un extrait d'un recueil virtuel *Chem1 Virtual Textbook* de 77 pages de Stephen K. Lower de l'Université Simon Fraser, au Canada. Il traite des liaisons chimiques et peut être reproduit à des fins non commerciales seulement.

Utilité: *Chemical Bonding* expose les principes de base et les théories concernant la structure et la stabilité des substances chimiques et des réarrangements qui surviennent lors de réactions chimiques, pendant lesquelles une substance est transformée en une autre. L'étude des liaisons chimiques est un pilier de la chimie moderne et ce livre fournit de l'information à ce sujet (à l'étude dans ce module) en quantité suffisante. Le chapitre se divise ainsi : Bonds and molecules (Liaisons et molécules); Observable properties of chemical bonds (Propriétés observables des liaisons chimiques); Why do chemical bonds form (Pourquoi les liaisons chimiques se forment-elles?); The shared-electron model of chemical



bonding (Le modèle de l'électron partagé dans les liaisons chimiques); Polar and nonpolar bonds (Liaisons polaires et non-polaires); The shapes of molecules:- the VSEPR model (Géométrie des molécules : la théorie RPECV); Hybrid orbitals:- the valence bond model (Orbitales hybrides : la théorie de la liaison de valence); et The Molecular orbital model (Le modèle de l'orbitale moléculaire). Bien que le contenu semble chargé, il permettra au futur enseignant de faire des lectures un peu plus poussées.

Lien connexe #9

Titre: *Chemical Principles: the Quest for Insight- Second Edition*

Adresse URL : <http://www.whfreeman.com/chemicalprinciples/>

Description: Ce site web est un complément du livre *Chemical Principles : a Quest for Insight*, deuxième édition (publié chez W. H. Freeman). Il a été mis au point comme ressource additionnelle pour les étudiants et les enseignants qui utilisent le livre. Plusieurs ressources de ce site et des sites reliés nécessitent l'installation de Macromedia Shockwave Player (version 8.5 ou ultérieure), Macromedia Flash Player (version 6.0 ou ultérieure), Apple QuickTime (5.0 ou ultérieure), et Adobe Acrobat (version 6 ou ultérieure).

Utilité: Les informations contenues dans ce site et dans ceux auxquels il renvoie sont directement reliés au contenu de ce module. Cela inclut un survol des chapitres, des graphiques interactifs, des animations, des vidéos, des visualisations de molécules, des simulations, des exercices et des liens vers des sites web connexes. Les sujets reliés au cadre de ce module sont : les atomes (le monde quantique), les liaisons chimiques, les formes et la structure moléculaires, les propriétés des gaz, liquides et solides, les éléments (les quatre premiers et les quatre derniers groupes principaux), les éléments du bloc d (métaux de transition). Des sujets additionnels tels que la thermodynamique (première, deuxième et troisième loi), les équilibres physiques, les équilibres chimiques, les acides et les bases, l'équilibre en milieu aqueux, l'électrochimie, et la cinétique chimique ne font pas l'objet d'une étude au cours de ce module.



Lien connexe #10

Titre: *Chemistrycoach.Com*

Adresse URL : <http://www.chemistrycoach.com/home.htm#Links>

Description: Ce site web renvoie à de l'information sur presque tous les sujets abordés dans le module. C'est une ressource en accès libre et le futur enseignant est encouragé à la consulter, et à découvrir ses nombreux liens. Les sujets incluent notamment : la structure atomique, la structure électronique, la nomenclature, les liaisons, la structure de Lewis, les liaisons ioniques et covalentes, et la géométrie moléculaire. Un lien vers des tutoriels peut également faciliter la compréhension des sujets du module.

Utilité: Ce site web est incontournable puisque la quasi-totalité des sujets abordés dans le module s'y retrouvent. En accès libre, il renvoie à de l'information pertinente qu'il est recommandé de consulter dans le cadre de ce cours. On dispose également de tutoriels sur les mêmes sujets, accessibles grâce à des liens, tous très utiles dans le cadre de notions de chimie au niveau du lycée et de la première année d'université. Ceux qui sont particulièrement intéressants sont identifiés par un astérisque (*). Les liens suivants renvoient à des sites qui décrivent des notions pertinentes : [Original High School Tutorials](#); [Relevant \(High School\) Chemistry Resources](#); [Chemistry Coach](#).



XIV. Activités d'apprentissage

Activité d'apprentissage # 1

Titre : Matière et mesures

Objectifs d'apprentissage spécifiques

- Définir ce qu'est la matière et déterminer et expliquer les différences entre les différents états de la matière (solide, liquide et gazeux).
- Déterminer et expliquer les différences entre les propriétés chimiques et les propriétés physiques de la matière.
- Connaître et savoir distinguer les transformations physiques et les transformations chimiques.
- Expliquer les différences entre matière et énergie.
- Comprendre la prise de mesures et appliquer les standards de mesure internationaux afin de réaliser des calculs reliés aux unités de mesure en question.
- Déterminer l'incertitude et la marge d'erreur dans une expérience chimique.

Résumé de l'activité

Cette activité touche à deux sujets interreliés, à savoir la *matière* et les *mesures*. En ce qui concerne la *matière*, vous vous familiariserez avec trois de ses formes (gaz, liquide, solide) et leurs caractéristiques respectives et distinctives au niveau moléculaire. Les propriétés de la matière seront classées (étendues, intensives, chimiques et physiques) et des exemples seront fournis pour chacune des classifications. En ce qui concerne les *mesures*, vous étudierez le Système international d'unités (unités SI), qui a été mis au point pour normaliser de façon organisée, précise et pratique les unités de mesure et les regrouper dans un système univoque. Vous apprendrez comment construire des unités de mesure pratiques en dérivant les sept (7) unités de base (mètre, kilogramme, seconde, kelvin, mole, ampère et candela). Enfin, nous verrons l'importance de relater non seulement les mesures correctement, mais aussi leur degré d'incertitude, puisque toutes les mesures contiennent une incertitude.



Concepts-clés

Matière: Tout ce qui possède un volume et une masse.

Espace: Ce qu'occupe la matière par son volume.

Masse: Mesure de la quantité de matière dans un objet.

Poids: Fait référence à la force avec laquelle un objet d'une certaine masse est attiré par la force gravitationnelle vers le centre de la Terre ou vers un autre corps à proximité.

Transformation physique: Toute transformation qui n'implique aucune altération à l'identité chimique de la substance qui le subit.

Transformation chimique:: Processus dans lequel les liaisons chimiques se brisent et de nouvelles sont créées.

Propriété physique: Tout ce qui peut être observé sans modifier l'identité chimique d'une substance.

Propriété chimique: Caractéristique qui se manifeste lors de transformations chimiques subies par la substance.

Loi de la conservation de la masse: Énoncé selon lequel la masse n'est jamais créée ni détruite lors d'une réaction chimique.

Loi des proportions définies : Énoncé selon lequel les éléments contenus dans une substance pure sont toujours présents dans la même proportion, selon la masse.

Lectures connexes

Bishop_Book_1_ebook.pdf

Bishop_Book_2_ebook.pdf

Bishop_Book_8_ebook.pdf

Physical and Chemical Properties.htm

States of Matter.htm

Physical and Chemical Changes.htm

Reactions.htm

Ressources connexes

Liens connexes utiles :

<http://www.chemtutor.com/sta.htm>

Site web dédié aux états de la matière.

<http://www.chemtutor.com/unit.htm>

Site web dédié aux unités, aux mesure et aux dimensions.



Description détaillée de l'activité

États de la matière

La **matière** est définie comme tout ce qui a une **masse** et un **volume**. La masse décrit la quantité de matière dans un objet, le volume est l'espace qu'occupe la matière.

Il existe trois états de la matière dans la nature, sur Terre, nommément: les solides, les liquides et les gaz. Ces trois états se distinguent les uns des autres par les caractéristiques suivantes:

Solides: possèdent un volume défini et une forme définie;

Liquides: possèdent un volume défini mais leur forme est indéfinie;

Gaz: possèdent un volume indéfini et une forme indéfinie.

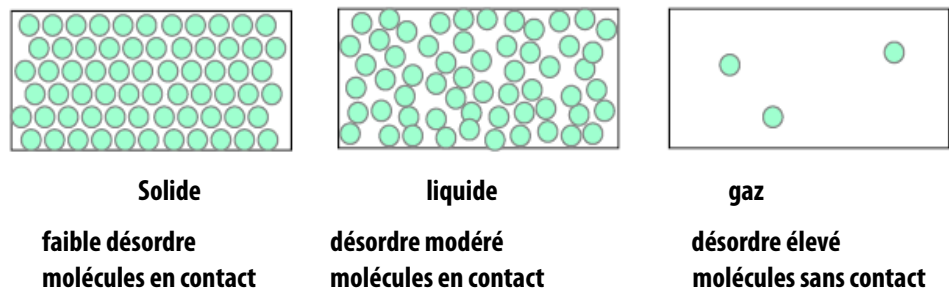


Figure 1 : Représentation schématique des états de la matière en termes de densité et de désordre.

Une **forme indéfinie** est observable lorsqu'un échantillon adopte systématiquement la forme de son contenant. Par exemple, lorsqu'on verse l'eau contenue dans un récipient de forme ronde dans un récipient de forme carrée, la forme de l'eau change. D'autre part, un **volume indéfini** se caractérise par la tendance à occuper entièrement l'espace disponible. Seuls les gaz possèdent cette caractéristique. Ainsi, lorsqu'un échantillon de gaz dans un récipient de 5 litres est transféré dans un autre récipient de 10 litres, les molécules de gaz remplissent les 10 litres du nouvel espace. Il est à noter que lorsqu'une telle chose se produit, les gaz perdent en densité.

L'adjectif **défini** (s'applique à la forme et au volume) signifie que le récipient n'affecte en rien la caractéristique en question. Si 5 litres d'eau à l'état liquide sont versés dans un récipient de 10 litres, l'eau n'occupera que 5 litres du nouveau contenant et les 5 litres restants demeureront vides. De la même façon, une balle de glace de forme sphérique aurait beau être placée dans un contenant cubique,



cela n'altérera pas sa forme; elle conservera sa forme sphérique de même que son volume bien qu'elle ait été transférée dans un récipient de forme différente et de volume plus grand.

Transformation physiques et Transformation chimiques:

I. Transformations physiques

Une transformation est qualifiée de *physique* lorsque la nature chimique des substances impliquées demeure *exactement* la même. Voici quelques exemples :

- (1) Changement de phase. À titre d'exemple, le passage entre les états solide, liquide et gazeux ne dépend que de l'énergie contenue dans un échantillon de substance. Il n'a pas d'incidence sur sa formule chimique. De l'eau reste de l'eau, qu'elle soit liquide, solide ou gazeuse.
- (2) Réduire quelque chose en poudre. Ou encore, appliquer le procédé inverse en rassemblant de petits échantillons pour en faire un plus gros. On peut par exemple faire fondre un amas de petits copeaux de cuivre pour les faire fusionner.
- (3) Le fer et quelques autres métaux peuvent être rendus magnétiques. Ce changement n'affecte en aucun cas l'identité chimique de l'élément transformé. Le fer magnétisé rouille tout aussi facilement que le fer qui ne l'est pas.

Les termes suivants sont utilisés pour décrire quelques uns des transformations physiques les plus courants.

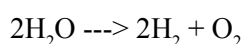
Changement	Non du changement
Solide à liquide	Fusion
Liquide à gazeux	Évaporation, ébullition
Solide à gazeux	Sublimation
Gazeux à solide	Condensation (solide)
Gazeux à liquide	Condensation, liquéfaction
Liquide à solide	Solidification

On peut citer l'exemple de la glace sèche qu'on transforme directement en gaz pour illustrer le phénomène de sublimation. Le dioxyde de carbone à l'état solide passe directement à l'état gazeux au contact de l'air. Il est possible de produire du dioxyde de carbone liquide, mais sa préparation nécessite une pression extrêmement élevée (environ 5 atm).



II. Transformation chimiques:

Une *Transformation chimique* survient lorsque les substances entrant en réaction sont transformées en de nouvelles substances. Tous les atomes restent présents, ils sont simplement redistribués. Cette redistribution est appelée « réaction chimique ». Prenons la réaction chimique suivante :



Deux molécules d'eau sont brisées et l'hydrogène et l'oxygène qu'elles contiennent se rassemblent. Le nombre d'atome de chaque élément (quatre d'hydrogène et deux d'oxygène) reste inchangé de part et d'autre de la flèche. Cependant, les liaisons chimiques qui unissent les atomes sont différents. Certaines d'entre elles, comme celle de la molécule d'eau, ont été brisées, et de nouvelles liaisons chimiques ont été créées pour former le dihydrogène et le dioxygène.

Une *Transformation chimique* peut également se définir comme un processus au cours duquel des liaisons chimiques se brisent et de nouvelles se forment. Des processus comme la mouture d'un sel en une poudre fine n'impliquent pas la rupture de liaisons chimiques. C'est pourquoi ils sont qualifiés de *Transformation physiques*.

Propriétés physiques et propriétés chimiques:

Les propriétés de la matière se divisent en deux catégories. Les propriétés *physiques*, qui décrivent un matériau tel que nous pouvons l'observer, et les propriétés *chimiques*, qui décrivent comment un matériau réagit, ce avec quoi il entre en réaction, la chaleur qu'il dégage lorsqu'il réagit et tout autre trait mesurable qui a un lien avec les capacités combinatoires de ce matériau. Les propriétés peuvent se traduire par un énoncé comparatif (p. ex. « plus dense que l'or ») ou quantitatif (p. ex. 17,7 g/cm³), un trait relatif (densité de 17,7), ou un tableau de mesures qui peut aussi être sous forme de graphique (densité du matériau pour une certaine étendue de températures).

I. Propriétés physiques

Les propriétés physiques comprennent les suivantes: couleur, fragilité, malléabilité, ductilité, conductibilité électrique, densité, magnétisme, dureté, numéro atomique, chaleur spécifique, chaleur de vaporisation, chaleur de fusion, configuration cristalline, point de fusion, point d'ébullition, conductibilité thermique, pression de vapeur, ou tendance à se dissoudre dans différents liquides (solubilité). Ce sont là quelques exemples parmi de nombreuses autres possibilités. Les propriétés physiques d'une substance pure peuvent se définir comme tout ce qui



peut être observé sans qu'une altération de la nature chimique de la substance ne survienne. Ces observations consistent habituellement en mesures numériques, mêmes si certaines sont plutôt qualitatives. Il existe de nombreuses propriétés physiques, les suivantes font partie des plus communément étudiées.

point de fusion	conductibilité électrique	couleur	densité
point d'ébullition	conductibilité thermique	odeur	dureté
indice de réfraction	rayon atomique	ductilité	

Certains éléments et composés peuvent être rassemblés en groupes, d'après la similitude de leurs propriétés physiques. C'est le cas des métaux, qui sont appelés ainsi à cause d'un certain nombre de propriétés qu'ils partagent; ils sont ductiles, malléables, conducteurs d'électricité et de chaleur et possèdent un éclat. Ce partage indique une certaine similarité dans la structure.

Cependant, les éléments d'un groupe ne partagent pas nécessairement toutes leurs propriétés. Par exemple, le tantalum et le sodium sont tous les deux des métaux, mais leurs points de fusion et d'ébullition sont différents (respectivement 2996 °C et 5425 °C pour le tantalum, et 98 °C et 883 °C pour le sodium). À l'inverse, ces écarts témoignent simplement de la grande variété des éléments qui sont dans le même groupe, en l'occurrence, les métaux.

II. Propriétés chimiques

C'est ici que l'affaire se corse. Les propriétés chimiques ne possèdent pas véritablement de dénominateur commun qui puisse les définir aussi facilement que les propriétés physiques. Pour une substance donnée, les propriétés physiques (comme le point de fusion) sont constantes, alors que les propriétés chimiques sont étroitement reliées aux *transformation* que cette substance sera amenée à subir. Les propriétés chimiques comprennent : la réactivité d'un matériau en présence d'un autre, la quantité de chaleur produite lors de cette réaction, la température requise pour que la réaction survienne, les proportions de la réaction et la valence des éléments.

Les propriétés chimiques peuvent se définir comme suit: ***caractéristiques mises en évidence lorsqu'une substance est chimiquement transformée en une nouvelle substance.***

Voici quelques exemples:

- (1) Oxydation du fer. Lorsque le fer (Fe) est oxydé, ou qu'il rouille, ses atomes se combinent avec l'oxygène pour former un composé de couleur rougeâtre appelé *oxyde ferreux* (Fe_2O_3). Seules certaines substances peuvent être oxydées.
- (2) Fermentation de l'alcool à partir du glucose, mélangé à une levure. Le glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) est un composé chimique utilisé en présence de levures pour fabriquer de l'alcool éthylique ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Seules certaines substances peuvent subir une fermentation.



- (3) Le trinitrotoluène (TNT) réagit extrêmement rapidement lorsqu'il est exposé à une flamme. Cela le conduit à générer, entre autres, une énorme quantité d'azote et de chaleur. Lorsqu'il est préparé dans un récipient prévu à cet effet, il peut provoquer des explosions. Seules certaines substances peuvent exploser.

Les propriétés physiques et chimiques peuvent servir à séparer ou à purifier des matériaux. Par exemple, on peut séparer le blé de la paille en lançant une poignée du mélange dans le vent. La paille, plus légère, voyagera plus loin que le blé, portée par le vent. On peut également extraire des particules de fer présentes dans le sable en utilisant le magnétisme. Le fer sera attiré par un aimant qu'on fait passer à travers le mélange. L'alcool éthylique (le même que dans les boissons alcoolisées), peut être séparé de l'eau grâce à leur différence de points d'ébullition. Ce procédé est appelé *distillation*. Un mélange d'eau, de matière insoluble dans l'alcool et d'alcool, amené à une température de 78 °C (point d'ébullition de l'alcool), laissera vaporiser l'alcool. On peut se servir de la solubilité pour séparer des substances. Du sel contenu dans une poignée de sable peut être extrait en ajoutant de l'eau. Le sel s'y dissout, mais pas le sable.

Exercice 1: Quelles propriétés distinguent les solides des liquides? Les liquides des gaz? Les solides des gaz?

Exercice 2: Décrivez une *transformation* chimique illustrant la *loi de la conservation de la masse*.

Exercice 3: Pour chacune des substances homogènes suivantes, dites s'il s'agit d'une solution, d'un élément ou d'un composé: fer, eau, dioxyde de carbone, oxygène, glucose, plasma sanguin.

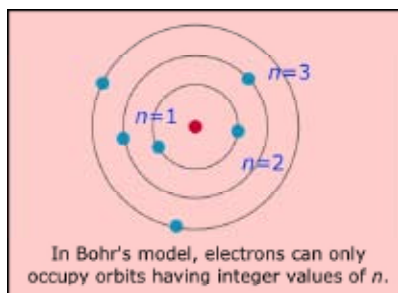
Exercice 4: On souhaite déterminer la densité d'un liquide. Le volume de la solution a été évalué à 0,01 cm³, la réponse doit être exprimée en quatre chiffres significatifs.

- (a) Quel est le volume minimal du contenant pouvant servir à la prise de mesures? Rép. 10.00 cm³.
- (b) En tenant compte de la réponse trouvée en (a), à quel degré d'exactitude doit-on mesurer la masse (à 0,1 g près, à 0,01 g près, ...) si la densité de la solution est supérieure à 1,00g par cm³. Rép. : à 0,01 g près.

Exercice 5: Utilisez la notation scientifique pour exprimer les quantités suivantes en unités de base SI :

- (a) 0.13 g (b) 5.23 g

Exercice 6: Combien de chiffres significatifs les nombres suivants contiennent-ils? (a) 113 (b) 207.033(c) 0.0820



Activité d'apprentissage # 2

Titre: Structure atomique et tableau périodique

Objectifs d'apprentissage spécifiques

Décrire l'évolution de la théorie de l'atome.

- Comprendre la théorie moderne de l'atome et décrire la structure atomique.
- Illustrer la configuration électronique d'un atome.
- Donner le numéro atomique et le nombre de masse et faire des calculs qui y sont reliés.
- Décrire les principaux fondements et les faits saillants de l'histoire du tableau périodique.
- Décrire la structure et les propriétés des éléments à l'aide du tableau périodique et de ses divisions en périodes et groupes.

Résumé de l'activité d'apprentissage

Le comportement de la matière est le principal intérêt du chimiste. Pour l'étudier, il doit commencer par se pencher sur sa structure interne. Avant 1897, la structure atomique faisait l'objet de conjectures incertaines depuis des millénaires. Le physicien J.J. Thompson fut le premier à découvrir une particule subatomique : l'électron. Il émit une hypothèse de structure atomique où figure l'électron. Nous savons aujourd'hui que les atomes qui constituent les éléments se rassemblent de manières différentes pour former des composés et que la façon dont les atomes se combinent dépend de leur propre structure, et que cette structure influence aussi les propriétés du composé final. C'est pour cela qu'une bonne connaissance de cette particule de base qu'est l'atome est primordiale. Au cours de cette activité, vous devrez vous familiariser avec les différents modèles atomiques qui se sont succédé au cours des siècles, afin de bien comprendre les conclusions qui ont mené à la théorie contemporaine de l'atome. Cette dernière est également traitée et la structure atomique sera décrite en détail. Nous verrons également la démarche à suivre pour illustrer la configuration électronique des électrons, des définitions du vocabulaire qui entoure l'atome et les calculs qui s'y rattachent. Cette activité décrit aussi l'historique de la création du tableau périodique. Le futur enseignant devra se servir du tableau périodique pour décrire les propriétés de ses éléments divisés en périodes ou en groupes.



Concepts-clés

Atome: Partie la plus petite d'un élément à pouvoir faire partie d'une réaction chimique.

Configuration électronique: Agencement de couches contenant des électrons, en ordre d'énergie croissante.

Électron: Particule sub-atomique tendant à s'éloigner de l'électrode négative lorsqu'une décharge électrique passe à travers un gaz atténué.

Élément: Substance fondamentale qu'il est impossible de séparer chimiquement en d'autres substances plus simples (p. ex. oxygène, chlore, phosphore, etc...).

Groupe (ou famille): Colonne verticale du tableau périodique.

Isotopes: Atomes d'un même élément, partageant le même nombre de protons mais dont le nombre de neutrons diffère.

Loi des proportions multiples: Lorsqu'en présence de deux échantillons de composés différents mais formés des mêmes deux éléments, si les masses de l'un des deux éléments est la même dans les deux échantillons, les masses de l'autre élément seront reliés par un facteur x , où x est entier et petit.

Masse atomique: Moyenne pondérée de la masse de chacun des isotopes d'un élément.

Nombre de masse: Somme des protons et des neutrons d'un atome.

Numéro atomique: Nombre de protons contenus dans un atome.

Période: Ligne horizontale du tableau périodique.

Tableau périodique: Tableau qui permet de regrouper et organiser les éléments de façon à mettre en évidence un grand nombre d'informations.

Lectures connexes

[Atomic structure.htm](#)

[Atomic Theory I.htm](#)

[Atomic Theory II.htm](#)

[Notes Atoms & Ions.htm](#)

[Atoms & Elements.pdf](#)

[Atoms and Elements 2.pdf](#)

[Atoms and Isotopes.pdf](#)

[C1xatpt.pdf](#)

[Electron Arrangement and Periodic Law.pdf](#)

[Reviews of Elements, Compounds, and Mixtures.htm](#)



Ressources connexes

Liens connexes utiles

<http://www.chemtutor.com/struct.htm>

Page web consacrée à la structure atomique.

<http://www.chemtutor.com/elem.htm>

Page web consacrée aux éléments.

<http://www.chemtutor.com/perich.htm>

Page web consacrée au tableau périodique.

Description détaillée de l'activité

Théorie atomique moderne

Les éléments sont constitués d'atomes, qui sont la plus petite partie d'un élément à en posséder les propriétés. John Dalton a proposé, en 1803, une théorie moderne de l'atome, en se basant sur les axiomes suivants :

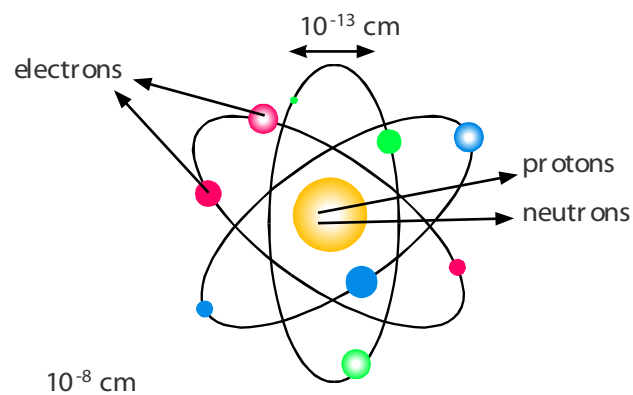
1. La matière est faite d'atomes indivisibles et indestructibles.
2. Tous les atomes d'un même élément sont identiques..
3. Les atomes changent de masse et de propriétés chimiques, d'un élément à l'autre.
4. Les atomes d'éléments divers se combinent dans un rapport de nombres entiers pour former des composés.
5. Les atomes ne peuvent être ni créés, ni détruits. Lorsqu'un composé se décompose, les atomes en ressortent inchangés.

D'après la théorie atomique moderne, *toute* la matière qui nous entoure est constituée d'atomes, qui sont eux-mêmes constitués de trois particules subatomiques seulement, à savoir le proton, le neutron et l'électron. De plus, tous les protons, les neutrons et les électrons sont exactement identiques entre eux. Les protons et les neutrons ont presque exactement la même masse. Les électrons ont une masse qui équivaut à environ 1/1835 fois la masse d'un proton. Les électrons ont une véritable charge électrique négative. Les protons ont une véritable charge électrique positive. Les neutrons n'ont aucune charge.

Les particules subatomiques et leurs charges correspondantes sont représentées dans le tableau suivant:



Particule	Symbole	Charge	Masse relative
Électron	e-	-1	0
Proton	p+	+1	1
Neutron	n	0	1



Configuration électronique

Les protons sont chargés positivement et les électrons sont chargés négativement. Un atome neutre possède le même nombre d'électrons et de protons et ne possède aucune charge électrique. Les protons se trouvent dans le noyau et y restent invariablement, sauf lors de certaines réactions nucléaires. Les électrons se retrouvent sur des sortes d'orbite ou de couche autour du noyau. Il existe un classement, une hiérarchie entre ces couches, qui veut que les couches les plus éloignées du noyau possèdent un niveau d'énergie plus élevé que celles qui sont plus près du noyau. Toutes les descriptions de configuration électronique qui suivent concernent les atomes avec leurs électrons à l'état *fondamental*. Lorsqu'un électron reçoit de l'énergie, il se peut qu'il s'éloigne du noyau et voyage sur une couche d'énergie plus élevée.



Caractéristiques des électrons

Les électrons...

- ... sont d'une masse infime.
- ... se situent à l'extérieur du noyau atomique.
- ... se déplacent dans une sphère à une vitesse extrêmement rapide.
- ... ont un niveau d'énergie spécifique.

Les électrons d'un atome sont disposés dans des niveaux déterminés, mais lorsqu'un électron reçoit de l'énergie (par exemple si l'atome est chauffé), il est contraint de « bondir » vers un niveau d'énergie plus élevé. Ce bond est souvent accompagné d'une chute de l'électron vers le niveau d'origine, à l'occasion duquel il émet de l'énergie.

Ces niveaux (ou couches électroniques) contiennent respectivement des électrons qui sont similaires sur le plan de l'énergie et de la distance par rapport au noyau. Les niveaux moins énergétiques sont ceux situés le plus près du noyau. Les couches sont identifiées à l'aide de chiffres (1, 2, 3, 4, 5, 6, ...). La couche 1 est la plus faible en énergie, la couche 2 est la deuxième en énergie et ainsi de suite ($1 < 2 < 3 < 4 \dots$).

Le nombre maximal d'électrons dans une couche équivaut à $2n^2$, où n est le numéro de la couche. Ainsi, pour:

$$\begin{aligned} n = 1 & \quad 2(1)^2 = 2 \\ n = 2 & \quad 2(2)^2 = 8 \\ n = 3 & \quad 2(3)^2 = 16 \end{aligned}$$

Ordre de remplissage des électrons

TOUS les électrons partageant la même couche ont une énergie environ égale.
De plus :

Couche 1	2 électrons
Couche 2	8 électrons
Couche 3	18 électrons (8 d'abord, ensuite 10).

Ainsi, l'ordre de remplissage des 20 premiers électrons peut être schématisé comme suit:

Couche	1	2	3	4
	2e	8e	8e	2e



Voici la configuration électronique de quelques éléments, en ordre croissant d'énergie :

Élément	Couche	1	2	3	
He			2		
C			2	4	
F			2	7	
Ne			2	8	
Al			2	8	3
Cl			2	8	7

Tous les éléments d'un groupe du tableau périodique ont la même configuration électronique sur la couche la plus extérieure (aussi appelée *couche de valence*).

Exemple: **Groupe 2**

Be	2, 2
Mg	2, 8, 2
Ca	2, 2, 8, 2

Représentation des orbitales

Le dessin d'une orbitale sert à représenter le nombre d'électrons qui s'y trouvent et leur disposition au sein d'une couche électronique. On représente les orbitales:

- à l'aide d'orbitales individuelles
- en donnant la disposition des sous couches
- de manière à ce que chacune des orbitales d'une sous couche reçoive un électron avant qu'une autre puisse en recevoir un deuxième.

Caractéristiques des sous-couches :

- Elles représentent la distribution de l'énergie au sein d'un niveau d'énergie.
- Tous les électrons d'une sous-couche possèdent la même énergie.
- Les sous-couches sont désignées par les lettres : *s, p, d, f...*
- Leur niveau d'énergie est toujours en ordre croissant ($s < p < d < f$).



Pour chacun des niveaux d'énergie principaux (n), il peut y avoir plusieurs niveaux d'énergie secondaires (forme d'orbitales).

Niveau d'énergie principal (couche)	Niveau d'énergie secondaire (sous-couche)
$n = 4$	4s, 4p, 4d, 4f
$n = 3$	3s, 3p, 3d
$n = 2$	2s, 2p
$n = 1$	1s

Nombre maximal d'électrons

Tous les électrons se trouvant sur la même sous-couche possèdent la même énergie. Ainsi, tous les électrons de l'orbitale 2s ont la même énergie, de même que tous ceux se trouvant dans l'orbitale 2p (ceux-ci possédant une énergie légèrement supérieure aux précédents). Le nombre maximal d'électrons que peut contenir une orbitale est indiqué ci-dessous:

orbitales <i>s</i>	2 électrons
orbitales <i>p</i>	6 électrons
orbitales <i>d</i>	10 électrons
orbitales <i>f</i>	14 électrons

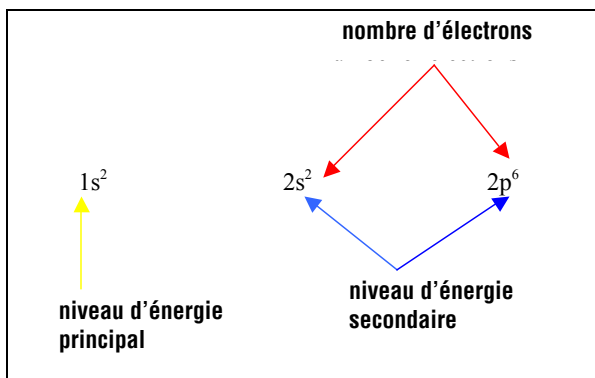
Configuration électronique

On écrit les orbitales en ordre croissant d'énergie, et le nombre d'électrons qu'elles contiennent est donné en exposant après la lettre.

Exemple: Configuration électronique du néon.

- Les orbitales contenant des électrons sont décrites dans la figure qui suit :

1 s² 2 s² 2 p⁶

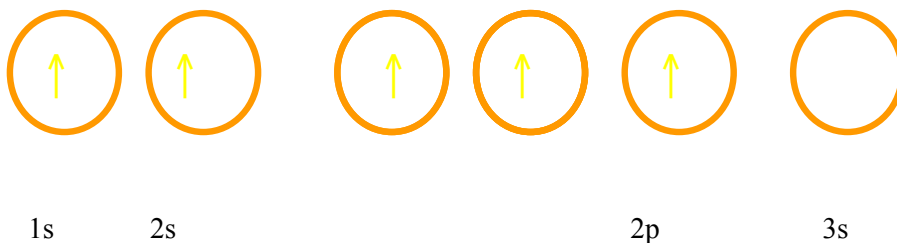


Notation de la configuration électronique

Voici un tableau donnant la configuration électronique de quelques éléments :

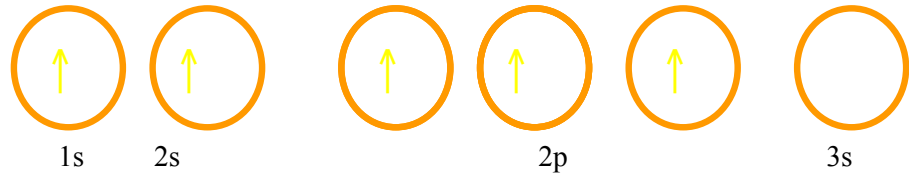
H	1s ¹				
He	1s ²				
Li	1s ²	2s ¹			
C	1s ²	2s ²	2p ²		
S	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁴

Exemple 1: Voici un schéma des orbitales d'un atome d'azote:

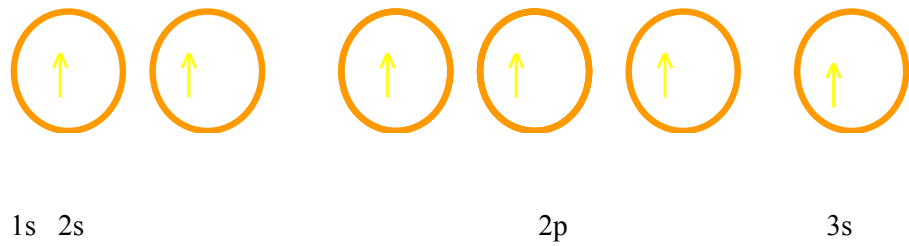




Exemple 2: Voici un schéma des orbitales d'un atome de fluor:



Exemple 3: Voici un schéma des orbitales d'un atome de magnésium:

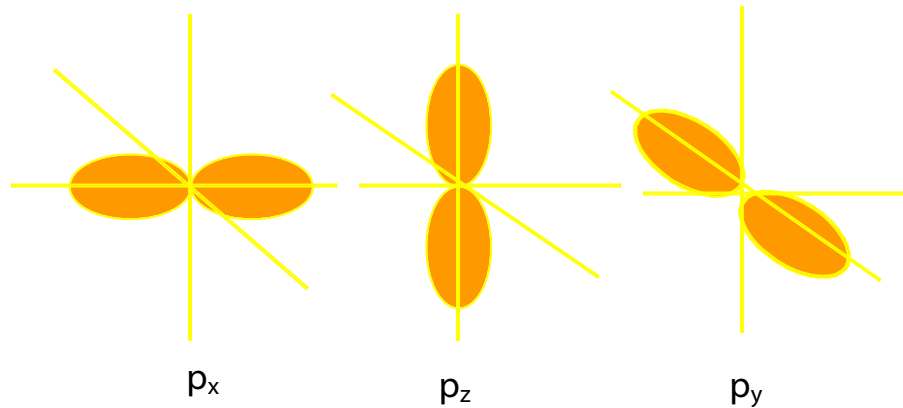


Problème 1: Faites le schéma des orbitales d'un atome d'oxygène.

Problème 2: Faites le schéma des orbitales d'un atome de fer.



Voici une représentation schématique des orbitales $3p$:



De manière générale, l'atome d'hydrogène comprend un proton et un électron. Cet électron tourne autour du proton dans une couche de forme sphérique. Les deux électrons de l'atome d'hélium, le deuxième élément du tableau périodique, se situent dans la même couche de forme sphérique, autour du noyau. La première couche électronique n'a qu'une seule sous-couche, et cette sous-couche n'a qu'une seule orbitale pouvant accueillir deux électrons. L'orbitale de forme sphérique du premier niveau d'énergie est nommée orbitale s . L'hélium est le dernier élément se trouvant dans la première période. Sa couche électronique est remplie, ce qui fait de lui un élément inerte. La première couche ne contient qu'une seule sous-couche s et par conséquent n'a qu'une orbitale. Les sous-couches s , qui n'ont qu'une seule orbitale, peuvent accueillir jusqu'à deux électrons au maximum. La première couche (couche K) contient donc un maximum de deux électrons.

À partir du lithium, les éléments possèdent trop d'électrons pour pouvoir les loger sur le premier niveau d'énergie seulement. Le lithium possède deux électrons sur la première couche, et un autre sur la deuxième. La première couche est toujours la première à se remplir. Les autres couches se remplissent dans un ordre à peu près croissant, suivant une séquence qui n'est pas exactement évidente, au premier abord. Le deuxième niveau d'énergie peut accueillir huit électrons. Il abrite non seulement une orbitale s , mais aussi une sous-couche p , qui comprend trois orbitales. Les orbitales p ont la forme d'un huit allongé, chacune des trois suivant l'axe d'un plan cartésien en trois dimensions (x, y, z). Elles sont donc au nombre de trois et forment la sous-couche p . Les sous-couches s et p forment la deuxième couche (désignée par la lettre L), et peuvent accueillir ensemble un total de huit électrons. Le tableau périodique témoigne de ce phénomène. Le lithium n'a qu'un seul électron sur sa couche de valence. Le béryllium en a deux. Après avoir rempli l'orbitale s de la deuxième couche, les électrons supplémentaires iront se loger dans les orbitales p . Le bore a trois électrons sur sa couche extérieure, le carbone, quatre, l'azote, cinq, l'oxygène, six, et le fluor, sept. La couche électronique extérieure du néon est remplie avec huit électrons, ce qui fait de lui un gaz inerte, comme tous les éléments de la dernière colonne.

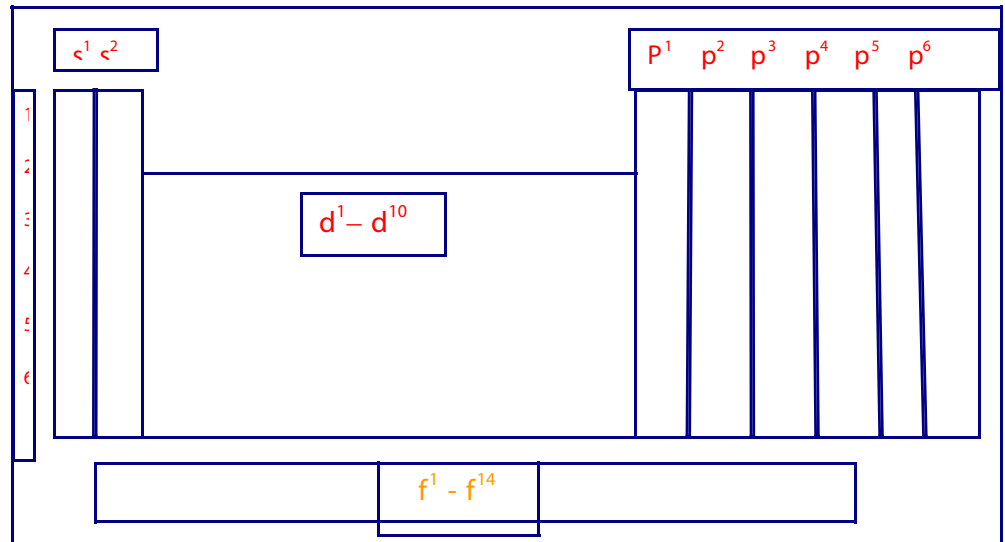


La période suivante commence par le sodium, qui a un électron sur sa couche extérieure. L'argon (numéro 18), possède deux électrons dans la première couche, huit dans la deuxième et huit dans la troisième. La quatrième rangée du tableau commencent par le potassium et le calcium, mais leur cas est légèrement différent. Après que l'orbitale $4s$ soit remplie, il faut revenir au troisième niveau d'énergie principal pour remplir l'orbitale $3d$ avant de pouvoir passer à l'orbitale $4p$.

Les couches, ou niveaux d'énergie sont numérotés, mais aussi désignés par des lettres. La lettre K représente le premier niveau d'énergie, L, le deuxième, M, le troisième, N, le quatrième, O, le cinquième, P, le sixième et Q, le septième. Les orbitales s ne peuvent avoir que deux électrons, les orbitales p , six électrons, les orbitales d , dix électrons et les orbitales f , quatorze électrons. Voici l'ordre dans lequel se suivent les orbitales, avec leur niveau d'énergie, leur forme (s , p , d , f) et le nombre maximal d'électrons qu'elles peuvent contenir. Plus le numéro atomique est grand, plus la séquence est longue.

$1s_2 2s_2 2p_6 3s_2 3p_6 4s_2 3d_{10} 4p_6 5s_2 4d_{10} 5p_6 6s_2 4f_{14} 5d_{10} 6p_6 7s_2 5f_{14}$
 $6d_{10} 7p_6$

On pourrait être tenté d'ajouter l'orbitale $8s_2$ à la suite de cette série, mais l'existence de la couche R (huitième couche) n'a pas été démontrée. On peut apprendre cette séquence en la mémorisant, puisqu'elle a une certaine régularité. Mais il est préférable de l'apprendre en la déduisant à partir du tableau périodique des éléments. De l'hydrogène à la fin du tableau, les groupes I et II représentent le remplissage des sous-couches s . Les sous-couches p voient leur orbitales se remplir dans les groupes III à VIII, les sous-couches d , dans les métaux de transition (dix éléments par période), et les sous-couches f , chez les lanthanides et les actinides (quatorze éléments par période), tel qu'illustré sur la figure ci-dessous :



Les atomes et les éléments

Les **éléments** se définissent comme la substance fondamentale qui ne peut être divisée à l'aide de procédés chimiques. Les éléments sont l'unité de base de l'univers. Ce sont des substances pures qui forment les matériaux qui nous entourent. Certains de ces éléments peuvent être observés sous la forme de substances pures, comme le mercure dans un thermomètre, alors que d'autres sont observés, le plus souvent, combinés avec d'autres, comme l'hydrogène et l'oxygène dans l'eau. Nous connaissons actuellement 117 éléments, et chacun d'entre eux porte un nom et un symbole chimique d'une lettre ou de deux lettres. Ce symbole est souvent la première lettre du nom de l'élément, H pour hydrogène et O pour oxygène, et s'écrit toujours en majuscule. Parfois, le symbole comporte deux lettres, comme He pour hélium. Dans ce cas, la première lettre du symbole est une majuscule et la seconde une minuscule.

L'échantillon d'un élément ne contient qu'une seule variété d'atomes. Supposons que nous soyons en possession d'un morceau de cuivre extrêmement pur. Nous ne posséderions *que* des atomes de cuivre. Des milliards d'entre eux, mais rien d'autre. Si on faisait chauffer ce morceau, il fondrait et finirait par s'évaporer, mais les atomes qu'il contient ne seraient aucunement affectés par ces changements. Ils passeraient de l'état solide à l'état liquide, puis à l'état gazeux, mais ils seraient exactement identiques à chacune des étapes. Ainsi, on peut définir un atome comme étant la plus petite partie d'un élément à en posséder les propriétés. Ou mieux encore : la plus petite partie d'un élément qui puisse entrer en jeu lors d'une réaction chimique.



L'**atome** est une unité d'élément. Il est à la base de tout ce qui nous entoure dans le monde. Chaque atome possède les mêmes propriétés physiques et chimiques que l'élément qu'il représente. Les atomes sont eux-mêmes composés de plus petites parties, appelées les protons, les neutrons et les électrons. Ils sont neutres électriquement, car le nombre de protons (charges positives) qu'ils renferment est égal à leur nombre d'électrons (charges négatives), les charges s'annulent donc. Plus l'atome est grand, plus le nombre de protons, et donc le nombre d'électrons, augmente, lorsque l'atome est à l'état neutre.

Tous les atomes d'un élément ont le même nombre de protons. C'est le nombre de protons d'un atome qui permet de déterminer à quel élément il appartient. Le nombre de protons contenus dans les atomes d'un même élément est constant, mais le nombre de neutrons et d'électrons peut différer dans certaines situations. Ainsi, le **numéro atomique** Z d'un élément sert à déterminer cette importante caractéristique, le nombre de protons d'un atome. Par exemple, pour l'hydrogène, $Z=1$, pour l'hélium, $Z=2$.

La **masse atomique** d'un atome est une autre de ses caractéristiques importantes. On peut déterminer approximativement la masse d'un atome à partir du nombre total de protons et de neutrons qu'il contient. Les protons et les neutrons ont environ la même taille, mais l'électron est environ 1800 fois plus petit qu'eux. C'est pourquoi la masse de l'électron est négligeable dans le calcul de la masse atomique. Le nombre total de protons et de neutrons dans un atome est appelé **nombre de masse**.

Le nombre de neutrons contenus dans un atome peut varier. Les atomes possédant le même nombre de protons mais un nombre différent de neutrons sont connus sous le nom d'**isotopes**. Les isotopes sont essentiellement des atomes d'un même élément, ayant le même numéro atomique, mais dont le nombre de masse diffère. À titre d'exemple, l'hydrogène ne renferme normalement aucun neutron. Cependant, on retrouve parfois des atomes d'hydrogène avec un neutron. Ils forment un isotope de l'hydrogène qui est aussi appelé *deutérium*. Le numéro atomique des deux isotopes est identique ($Z=1$), mais la **masse atomique** du deutérium est plus élevée, puisque le neutron alourdit l'atome. Le chlore possède également deux isotopes, le chlore 35 et le chlore 37.

Le tableau périodique des éléments

Le **tableau périodique des éléments** a pour but de disposer les éléments de façon à systématiser une grande quantité d'informations à leur sujet. De gauche à droite, les lignes horizontales correspondent à des **périodes** et de haut en bas, les colonnes verticales se nomment **groupes** ou **familles**. Les éléments sont numérotés, et portent tous un nombre entier en commençant par l'hydrogène, qui porte le numéro 1, et en augmentant en ordre croissant. Ce nombre entier, le **numéro atomique**, est inscrit dans chaque case et indique le nombre de protons que contiennent les atomes de chaque élément.



Les propriétés de la matière sont à la base du tableau périodique (voir le chapitre 1 pour les *propriétés de la matière*), et chacune de ces propriétés correspond à une qualité, un trait ou une caractéristique. On peut reconnaître, décrire, séparer et classer la matière d'après ses propriétés, de la même façon que la description physique d'une personne permettra de la reconnaître dans une foule, pour autant que cette description soit suffisamment précise et juste. Il en est de même pour les éléments et les composés. À la différence près que les propriétés d'un élément ou d'un composé s'appliquent toujours, peu importe la dimension ou la provenance de l'échantillon. Un diamant d'Afrique du Sud est impossible à différencier d'un diamant d'Angola sur la base de ses propriétés.

Propriétés des périodes

À l'origine, le tableau périodique devait servir à disposer les éléments en fonction de leur masse atomique, et à mettre en évidence les similitudes dans les groupes. L'idée originale provient de l'étude de la combinaison de différents éléments avec l'oxygène. Celui-ci se combine d'une manière ou d'une autre avec tous les éléments, sauf les gaz inertes. Chaque atome d'oxygène peut s'unir à deux atomes du groupe I, la famille du lithium. Chaque atome d'oxygène se combine à un seul atome du groupe II, la famille du béryllium. Par la suite, si on observe les groupes en allant de gauche à droite, l'histoire se complique, mais la structure y est. Le groupe III correspond à la famille du bore. Les éléments qui en font partie se lient à l'oxygène à raison d'un et demi pour chaque atome d'oxygène. Les éléments du groupe IV, famille du carbone, se combinent à l'oxygène à deux pour chaque atome d'oxygène. Les métaux de transition (numéros atomiques : 21-30, 39-48, 72-80 et 104-112) n'avaient pas été adéquatement placés, en fonction de leur rapport à l'oxygène, dans le schéma d'origine. Ces métaux entretiennent différents rapports avec l'oxygène, mais il est difficile d'illustrer ces différences sur un seul schéma. Le cas du gallium (numéro 31) symbolise l'apogée de la gloire du premier tableau périodique de Mendeleïev. Dmitri Ivanovitch Mendeleïev était le premier à avancer la théorie voulant que les éléments puissent être organisés de manière périodique dans un tableau qui reflète leurs propriétés. Il avait laissé une case vide au-dessous de l'aluminium, pour un métal inconnu qu'il avait appelé eka-aluminium, et avait déduit les propriétés du gallium assez précisément. La découverte du gallium eut lieu quelques années plus tard, tel que prédit par Mendeleïev. Celui-ci avait également prédit les propriétés d'autres éléments alors inconnus.

Sur la plupart des représentations du tableau périodique, on peut voir dans le bas deux rangées de quatorze éléments. Ce sont les lanthanides et les actinides et ils comprennent les éléments portant les numéros 58 à 71 et 90 à 103, respectivement. Pour les représenter à leur place réelle dans le tableau, il aurait fallu faire un immense trou entre les éléments 21 et 22 et les éléments 39 et 40, et le tableau tel que nous le connaissons aurait été presque deux fois plus long. Les lanthanides font partie de la sixième rangée, et les actinides de la septième rangée. Dans les



premiers cours de chimie, il est rare qu'un actinide ou un lanthanide soit à l'étude, exception faite de l'uranium (numéro 92). Les éléments portant un numéro plus élevé que 92 ne se trouvent pas à l'état naturel. Ils ne peuvent être obtenus seulement que par synthèse. De plus, aucun élément dont le numéro atomique est plus élevé que 83 n'a d'isotope tout à fait stable. Tous les éléments à partir du bismuth sont naturellement radioactifs. Les lanthanides sont extrêmement rares et c'est pourquoi ils ne sont pas à l'étude dans les cours de base de chimie. Le tableau périodique a une autre irrégularité : l'hydrogène n'appartient pas réellement au groupe I, ni à aucune autre famille d'éléments. Bien qu'il représente environ 70% des atomes de l'univers, c'est un orphelin.

Symboles

Pour chaque élément, le symbole compte toujours une majuscule, mais une seule. Si le symbole compte deux lettres, la seconde doit être écrite en minuscule. Lors de l'écriture d'équations chimiques, on utilise le symbole de l'élément, sans noter les charges. Il y a sept exceptions à cette règle: les sept éléments qu'on retrouve à l'état naturel sous la forme de groupes de deux atomes identiques. Il vaut mieux retenir par coeur la liste de ces éléments : hydrogène (H_2), azote (N_2), oxygène (O_2), fluor (F_2), chlore (Cl_2), brome (Br_2) et iode (I_2). L'oxygène peut parfois s'assembler en un composé de trois atomes, l'ozone (O_3). Mais comme l'ozone est instable, elle a tendance à se décomposer et à former du dioxygène (O_2), plus stable.

À retenir pour la notation des symboles du tableau périodique:

- Abréviations composées d'une lettre ou de deux lettres.
- Seule la première s'écrit en majuscule.

Exemples:

C carbone	Co cobalt	O oxygène	Mg magnésium
N azote	Ca calcium		
F fluor	Br brome		



Certains symboles proviennent du nom latin de l'élément, tel qu'illustré dans le tableau ci-dessous :

Élément	Symbole	Nom latin
cuivre	Cu	cuprum
or	Au	aurum
plomb	Pb	plumbum
mercure	Hg	hydrargyrum
potassium	K	kalium
argent	Ag	argentum
sodium	Na	natrium
étain	Sn	stannum

NOTE: Afin de faciliter l'apprentissage, nous recommandons d'apprendre les symboles suivants du tableau périodique de manière à les reconnaître immédiatement :

- les gaz diatomiques :	hydrogène H ₂ azote N ₂ oxygène O ₂ fluor F ₂ chlore Cl ₂ brome Br ₂ iode I ₂	- les éléments du groupe I : lithium Li sodium Na potassium K rubidium Rb césium Cs francium Fr
- les éléments du groupe II :	béryllium Be magnésium Mg calcium Ca strontium Sr baryum Ba radium Ra	- les éléments du groupe VII (halogènes) : fluor F chlore Cl brome Br iode I astate At
- les gaz rares :	hélium He néon Ne argon Ar krypton Kr xénon Xe radon Rn	

Connaître par coeur les symboles de ces éléments vous évitera, à tout le moins, de confondre le radium, un alcalin du groupe I, avec le radon, un gaz inerte.



TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

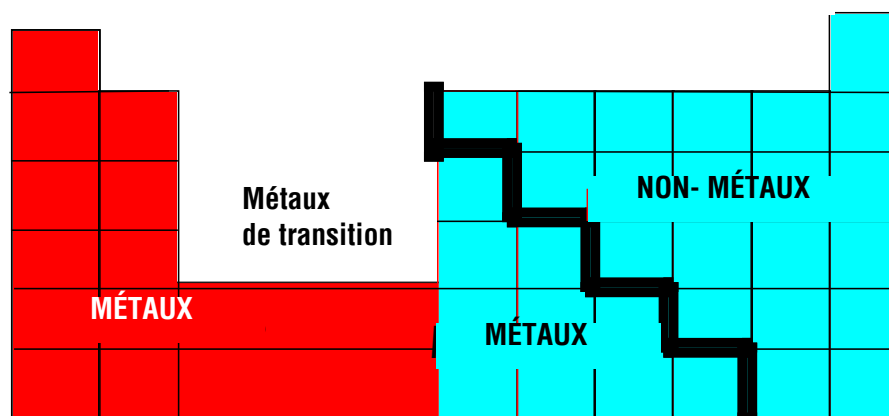
H 1																	He 2																												
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10																												
Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18																												
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36																												
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54																												
Cs 55	Ba 56	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86																												
Fr 87	Ra 88	Lr 103	Db 104	Jl 105	Rf 106	Bh 107	Hn 108	Mt 109																																					
<table border="1"> <tbody> <tr> <td>La 57</td> <td>Ce 58</td> <td>Pr 59</td> <td>Nd 60</td> <td>Pm 61</td> <td>Sm 62</td> <td>Eu 63</td> <td>Gd 64</td> <td>Tb 65</td> <td>Dy 66</td> <td>Ho 67</td> <td>Er 68</td> <td>Tm 69</td> <td>Yb 70</td> </tr> <tr> <td>Ac 89</td> <td>Th 90</td> <td>Pa 91</td> <td>U 92</td> <td>Np 93</td> <td>Pu 94</td> <td>Am 95</td> <td>Cm 96</td> <td>Bk 97</td> <td>Cf 98</td> <td>Es 99</td> <td>Fm 100</td> <td>Md 101</td> <td>No 102</td> </tr> </tbody> </table>																		La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102
La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70																																
Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102																																

La ligne en forme d'escalier apparaissant à droite dans le tableau périodique, marque une séparation entre les métaux et les non-métaux (voir l'illustration ci-bas). Elle commence entre le bore et l'aluminium, passe entre l'aluminium et le silicium, puis entre le silicium et le germanium, entre le germanium et l'arsenic, entre l'arsenic et l'antimoine, entre l'antimoine et le tellure, entre le tellure et le polonium, et entre le polonium et l'astate. Les métaux se situent à gauche et en bas de cette division, et les non-métaux à droite et en haut. À peu de choses près. Les gaz rares (groupe VIII, 18 ou 0, en considérant les trois façons de compter les familles) n'appartiennent à aucune de ces deux catégories, ils forment leur propre branche, tout comme l'hydrogène, qui est le seul élément de son groupe et de sa catégorie.

Voici un schéma de la division entre les éléments sur la base des propriétés qui viennent d'être décrites :



Métaux et non-métaux dans le tableau périodique



Groupes (familles) du tableau périodique

Cette section ne se veut pas une étude exhaustive des familles du tableau périodique, mais plutôt un survol rapide qui permet de mieux comprendre l'organisation du tableau.

Note: Souvent, on attribue aux groupes, ou familles, différents numéros et noms. Nous tenterons d'identifier les groupes de façon claire, afin qu'aucune ambiguïté n'entrave la compréhension de l'ensemble des notions étudiées. Il sera utile de garder un tableau périodique à portée de main lors de l'étude de cette section.

Groupe I (1), famille des alcalins (métaux). Comprend le lithium, le sodium, le potassium, le rubidium, le césium et le francium. Ce sont des métaux très mous qui ne sont pas retrouvés à l'état pur dans la nature à cause de leur tendance à réagir chimiquement avec l'eau. Cette tendance est si forte que pour garder un de ces éléments à l'état pur, il faut utiliser du kérosène pour l'empêcher d'entrer en réaction avec l'humidité de l'air. Leur valence est de +1, puisqu'ils possèdent tous un électron, et un seul, sur leur couche de valence.

Les alcalins affichent tous une couleur caractéristique différente lorsqu'ils sont en présence d'une flamme. Le plus léger d'entre eux est le moins réactif. Le niveau d'activité augmente à mesure que l'on descend dans le tableau. Les réactions du lithium avec l'eau sont beaucoup plus calmes que celles du césium, qui sont très violentes. Peu de sels du groupe 1 sont insolubles dans l'eau. Les plus légers d'entre eux sont très courants sur la croûte terrestre, alors que le francium est à la fois rare et radioactif.

Groupe II (2), famille des alcalino-terreux. Comprend le béryllium, le magnésium, le calcium, le strontium, le baryum et le radium. Leur valence est de + 2 puisqu'ils ont tous deux électrons sur leur couche électronique extérieure. Ce



sont des métaux relativement mous. Le magnésium et le calcium sont les plus abondants d'entre eux, sur la croûte terrestre.

Groupe III (3). Famille mixte comprenant le bore, l'aluminium, le gallium, l'indium et le thallium. Les propriétés du bore le rattachent le plus souvent aux non-métaux ; il forme de préférence des liens covalents. Les autres éléments du groupe sont des métaux. Seul l'aluminium est couramment retrouvé en milieu naturel. Les éléments du groupe III ont trois électrons sur leur couche extérieure, mais les trois éléments les plus volumineux adoptent tantôt une valence de +1, et tantôt une valence de +3.

Groupe IV (4). Famille mixte qui comprend le carbone, le silicium, le germanium, l'étain et le plomb. Le carbone et le silicium forment presque exclusivement des liens covalents. Ils sont tous les deux abondants sur la croûte terrestre. Le germanium est un métalloïde rare. Bien qu'ils aient quatre électrons sur la couche extérieure, l'étain et le plomb sont bien des métaux, malgré quelques irrégularités qui témoignent de leur proximité avec les non-métaux et les métalloïdes. Ils ont tous les deux plus d'une valence et sont répandus dans la croûte terrestre.

Groupe V (5). Cette famille est aussi divisée entre métaux et non-métaux. L'azote et le phosphore sont assurément des non-métaux. Ils sont tous les deux courants dans la nature. Dans les rares cas où l'azote et le phosphore forment des ions, ces ions ont une charge triplement négative. Les ions nitrure (N^{3-}) et phosphure (P^{3-}) sont instables en milieu aqueux, et sont donc absent du milieu naturel. Tous les éléments du groupe V ont une couche extérieure qui contient cinq électrons. Les plus petits éléments attirent généralement des électrons pour compléter leur couche afin de passer à une forme plus stable, ce qui fait d'eux des non-métaux. Pour les plus gros éléments, l'antimoine et le bismuth, il est plus facile de donner ces cinq électrons que d'en recevoir trois autres; cette caractéristique les apparente aux métaux. L'arsenic, l'antimoine et le bismuth ont des valences de +3 et +5. L'arsenic est considéré comme un métalloïde à part entière, mais l'antimoine et le bismuth présentent également des propriétés à la limite des deux catégories, comme la fragilité sous la forme d'élément libre.

Groupe VI (6 ou 16). Comprend l'oxygène, le soufre, le sélénium et le tellure. Ces éléments ont six électrons sur la couche extérieure. Nous ne prendrons pas le polonium en considération dans l'étude des éléments du groupe VI. C'est un élément rare, radioactif et dangereux qu'il n'est pas nécessaire d'étudier dans le cadre d'un cours d'introduction. Le tellure est le seul élément du groupe VI qui est un métalloïde. Il a la capacité de former tantôt des ions positifs, tantôt des ions négatifs. L'oxygène, le soufre et le sélénium sont des non-métaux. Leur valence est de -2 et ils forment des liaisons covalents. L'oxygène, sous sa forme gazeuse (O_2), est composé de deux atomes reliés par une liaison covalente double. L'oxygène et le soufre sont communs. Le sélénium présente une propriété qui le rapproche des métalloïdes : sa conductivité électrique s'accroît lorsqu'il est en présence de lumière. Cette propriété le rend utile pour la fabrication de cellules photoélectriques.

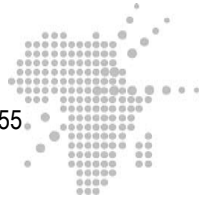


Certains tableaux placent l'hydrogène au-dessus du fluor, dans la septième colonne (groupe VII, 7 ou 17). L'hydrogène n'appartient pas au groupe VII plus qu'il n'appartient au groupe I, c'est un élément à part. Le groupe VII, autrement appelé famille des halogènes, inclut : le fluor, le chlore, le brome et l'iode. L'astate ne sera pas pris en considération dans le cadre du cours, étant donné sa rareté et sa radioactivité. Les halogènes ont une valence de -1, puisqu'ils ont sept électrons sur la couche de valence. À l'état pur, ce sont tous des gaz diatomiques (O_2 , Cl_2 ,...), et sont tous dangereusement suffocants. Sous forme de gaz, le fluor et le chlore sont de couleur vert-jaune, le brome est rougeâtre et l'iode est violet. Chacun de ces éléments peut être retrouvé à l'intérieur de molécules organiques. Le chlore est abondant sur la croûte terrestre. Le fluor est le plus actif des halogènes, et l'activité diminue à mesure que la taille de l'atome augmente.

Groupe VIII (8, 8A, 0 ou 18). Les gaz inertes, ou gaz rares, ont une couche de valence complètement remplie. L'hélium est le seul à avoir seulement une orbitale *s seulement*, puisqu'ils ne possèdent que deux électrons, qui remplissent à eux seuls la sous-couche 1s. Tous les autres ont huit électrons sur la couche extérieure. En plus de l'hélium, cette famille comprend le néon, l'argon, le krypton, le xénon et le radon. Leur configuration électronique est la plus stable qui soit, ils ne réagissent donc pas spontanément avec d'autres atomes. Parfois désigné comme « groupe zéro », ce nom provient du fait que leur valence est de zéro, et qu'ils n'ont donc aucune charge.

Les éléments de transition forment un groupe à part entière et sont situés entre le groupe II et le groupe III. Ce sont tous des métaux et peu d'entre eux présentent des propriétés caractéristiques des non-métaux. Plusieurs tableaux périodiques choisissent de diviser les éléments de transition en groupes. La division la plus significative consiste à diviser les éléments en trois groupes correspondant aux lignes horizontales sur lesquelles sont placés : le fer, le cobalt, le nickel; le ruthénium, le rhodium et le palladium; l'osmium, l'iridium et le platine.

Les lanthanides, portant les numéros atomiques 58 à 71, sont également appelés éléments (ou métaux) des terres rares. Ce sont tous des métaux, très semblables entre eux, mais on les sépare parfois en deux groupes : la famille du cérium et la famille de l'ytterbium. Ils regroupent respectivement les métaux qui sont souvent retrouvés dans les mêmes fragments de minerai. Ils sont cependant tous assez rares dans la nature. Parmi les actinides (numéros atomiques 90 à 103), seuls les trois premiers sont présents dans la nature, les autres doivent être synthétisés. De ces trois éléments, seul l'uranium est susceptible de faire l'objet d'étude dans un cours de chimie élémentaire. Les éléments portant les numéros atomiques 104 à 118 ont tous été synthétisés (exception faite de l'élément 117) et ont reçu des noms officiels de l'IUPAC, mais ne feront pas partie de ce cours.



Évaluation formative

Exercice 1: Sans consulter le tableau périodique et en vous basant sur leur configuration électronique, donnez le numéro du groupe et de la période des éléments suivants :

- (a) [Ne] 3s1 (b) [He] 2s2 (c) [Kr] 5s2 4d10 5p5

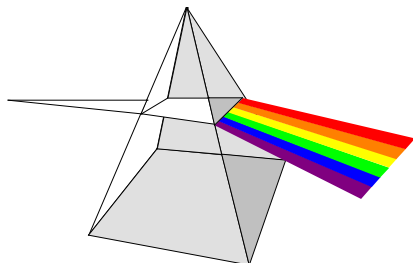
Exercice 2: Pour chacun des éléments ci-dessous, écrivez la configuration électronique complète et abrégée :

- a) potassium (b) carbone (c) calcium

Exercice 3: Quelle est la différence entre les couches, les sous-couches et les orbitales électroniques?

***Exercice 4:* Déterminez le nombre de protons et de neutrons dans le noyau des atomes suivants :**

- a) N, numéro atomique 7 (b) Al, numéro 13 (c) O, numéro 8



Activité d'apprentissage # 3

Titre: Liaisons, molécules et composés

Objectifs d'apprentissage spécifiques

- Distinguer les liaisons ioniques et les liaisons covalentes.
- Décrire et expliquer les critères de classification des liaisons intermoléculaires.
- Utiliser les règles de nomenclature de l'IUPAC afin de nommer et écrire la formule des composés inorganiques binaires, des cations et des anions.
- Expliquer et prédire les liaisons chimiques impliquées dans la formation de molécules simples et d'ions., ainsi que leur structure et leur géométrie
- Décrire et appliquer la théorie de Lewis dans la description de la structure des éléments et des composés binaires.

Résumé de l'activité d'apprentissage

Les atomes sont les constituants de base de toute substance. Néanmoins, les propriétés des substances qu'on rencontre tous les jours varient considérablement. Ces propriétés dépendent des particules qui composent les substances. À titre d'exemple, l'eau dans un bol de soupe est constitué de molécules, alors que le sel qui se trouve dans la salière est une combinaison d'ions positifs et négatifs. Dans le chapitre qui suit, nous étudierons comment interagissent les atomes des éléments pour former des substances. On y étudiera également comment s'arrangent les atomes pour former de nouvelles entités. La nature des interactions entre les atomes sera étudiée en détail. Les facteurs qui influencent la formation de liaisons ioniques ou covalentes, et les différences fondamentales de la formation des deux types de liaisons, seront aussi à l'étude. De plus, nous pourrons nous familiariser avec le système international adopté pour nommer les composés binaires inorganiques et organiques, les cations et les anions. Une section du chapitre se consacre à la description et à l'explication de la nature des liaisons chimiques, et de la structure et la géométrie de molécules simples et d'ions. La théorie de Lewis sera aussi à l'étude, de même que ses applications dans la représentation structurale des éléments et des composés binaires et les schémas qu'elle utilise.



Concepts-clés

Anion : Ion négatif qu'il soit composé d'un atome seul ou d'un groupe d'atomes.

Cation : Ion positif, qu'il soit composé d'un atome seul ou d'un groupe d'atomes

Composé : Groupe d'un nombre déterminé d'atomes de nature et de disposition spécifiques.

Composé covalent : Groupe d'atomes reliés par des liaisons covalentes.

Composé ionique : Groupe d'atomes reliés par une liaison ionique, jouant un rôle majeur pour l'unité du composé.

Liaison : Lien entre des atomes.

Liaison covalente : Liaison qui résulte du partage d'une paire d'électrons entre deux atomes.

Liaison ionique : Liaison qui résulte de l'attraction entre un ion négatif et un ion positif.

Molécule : Partie la plus petite d'un élément ou d'un composé, possédant une masse et la capacité de se comporter comme la substance à laquelle elle appartient.

Valence: Charge qu'un atome de métal est susceptible de prendre sous sa forme ionique ou le nombre de liaison covalente autour d'un non métal.

Lectures connexes

Atomic Structure.htm

Chemical Nomenclature.htm

Review of Elements, Compounds, and Mixtures.htm

Nomen.htm

Periodicity.htm

Notes Molecules & Compounds.htm

Naming of Inorganic Compounds.htm

Naming Compounds, Ions, and Acids.htm

Ressources connexes

Liens connexes utiles

<http://www.chemtutor.com/compoun.htm>

<http://www.chemtutor.com/peric.htm>



Description détaillée de l'activité

Liaisons, molécules et composés ioniques

Une *liaison* est ce qui relie les atomes entre eux. Ceux-ci peuvent être unis de différentes façons, mais toutes les liaisons passent par les électrons, et plus particulièrement par les électrons de la couche de valence. Les liaisons peuvent être divisées comme suit :

- Les liaisons qui résultent d'un partage d'électrons.
- Les liaisons qui ont lieu à cause d'une attraction due à la différence de charge.
- Les liaisons qui résultent des charges partielles ou de la forme et la disposition des électrons d'un atome.

Dans tous les cas, les liaisons sont *toujours* créées par les électrons.

Étant donné que la chimie est l'étude des éléments, des composés et des modifications que ceux-ci subissent, on pourrait affirmer que la chimie est approximativement l'étude des électrons. Dans une réaction chimique, Les éléments impliqués dans la réaction ne se transforment pas en d'autres éléments, il y a simplement une réorganisation des liaisons qui les unissent.

Un *composé* est un groupe d'un nombre déterminé d'atomes de natures données et arrangés d'une certaine façon. Toute partie d'un matériel donné est constitué exactement des mêmes éléments, dans les mêmes proportions. L'eau est un exemple de composé. Elle est toujours formée d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène. Chacun des atomes d'hydrogène est relié à un atome d'oxygène par une liaison. Aucune autre disposition ne peut former de l'eau, et si un autre élément venait à se lier aux molécules en question, cela cesserait d'être de l'eau. La formule chimique de l'eau est H_2O . Cette formule indique que deux atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène la composent. Le sulfure d'hydrogène (H_2S) n'est pas composé des mêmes atomes que l'eau. C'est donc un composé entièrement différent. La formule du peroxyde d'hydrogène est H_2O_2 . Même s'il est composé des mêmes éléments que l'eau, les atomes ne sont pas dans les mêmes proportions, ce n'est donc pas le même composé. **Une molécule est représentée par une formule dans laquelle il y a au moins une *liaison covalente*.**

La loi des proportions définies : Un composé doit toujours contenir la même proportion en masse de chaque élément qui le forme.



Liaisons ioniques

Certains atomes, les métaux par exemple, ont tendance à perdre des électrons pour vider leur couche électronique externe afin de la rendre plus stable, tandis que d'autres gagnent des électrons supplémentaires pour se stabiliser. Une *ion* est une particule qui possède une charge. Les électrons sont négatifs et les protons positifs. Ces charges peuvent normalement s'annuler, mais les réactions chimiques ne changent rien au nombre de protons. Ainsi, si un atome perd des électrons, l'excédent de protons lui confère une charge positive; il devient un ion positif. À l'inverse, si le nombre d'électrons est plus grand que le nombre de protons, il en résulte une charge négative. Les non-métaux et la plupart des ions polyatomiques ont une charge négative. Les ions de non-métaux ont tendance à remplir leur couche extérieure d'électrons. L'attraction entre un ion positif et un ion négatif est ce qui forme la *liaison ionique*. Tout ion positif peut se lier de façon ionique à n'importe quel ion négatif.

Un *composé ionique* est un groupe d'atomes reliés par une liaison ionique qui est la pierre angulaire du composé. Un ion positif, qu'il soit composé d'un atome seul ou d'un groupe d'atomes, est appelé *cation*. Un ion négatif est appelé *anion*. Le nom d'un composé ionique est basé sur le nom de son anion (en premier) et le nom de son cation (en second), la plupart du temps unis par la préposition « de ».

La *valence* d'un atome est la charge qu'il est susceptible d'adopter en tant qu'ion ou le nombre de liaisons covalentes autour de lui. Les ions métalliques à une seule valence, comme ceux des groupes I et II, portent le même nom que l'élément duquel ils proviennent. Les noms d'ions des non-métaux (anions) prennent le suffixe *-ure* après le nom de l'élément. Ainsi, le fluor donne le fluorure, le chlore, le chlorure, et l'iode, l'iodure. Attention à l'azote qui forme le *nitride* (d'après sa racine latine). Seul l'oxygène échappe à cette règle et forme l'*oxyde*. Certains éléments possèdent plus d'une valence - la plupart d'entre eux sont des métaux de transition - et se voient attribuer un nom différent pour chacun des ions formés. Par exemple, l'ion de fer bivalent (+2) sera appelé fer ferreux, et l'ion trivalent (+3), fer ferrique.

Il existe aussi un certain nombre de groupes d'atomes qui possèdent une charge pour le groupe en entier. Ce sont les ions polyatomiques, ou *radicaux*. Il est utile de connaître par cœur la liste des radicaux avec leurs formules, leurs charges et leurs noms respectifs.

Écriture des formules de composés ioniques

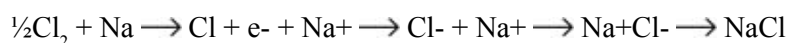
Connaître les ions est la meilleure façon de reconnaître rapidement les composés et de prédire les interactions entre eux. Si on ne connaît pas les ions ammonium et nitrate, il n'est pas évident que NH_4NO_3 est en fait du nitrate d'ammonium. Nous recommandons très fortement d'apprendre sur le bout de vos doigts la liste des ions qui peut être consultée en suivant les liens ci-dessous :



Vous vous rendrez rapidement compte que le nombre d'atomes appartenant au même élément à l'intérieur d'un ion ou d'un composé est indiqué à l'aide d'un chiffre en indice à la suite de la lettre correspondante. L'absence de chiffre indique la présence d'un seul atome de cet élément. Ainsi, l'ion ammonium (NH_4^+) possède un atome d'azote et quatre atomes d'hydrogène. L'acide sulfurique (H_2SO_4) a deux atomes d'hydrogène, un de soufre et quatre d'oxygène.

Regardons de plus près ce qui se passe dans une liaison ionique, du point de vue de la configuration électronique et de la *régle de l'octet*. L'atome de sodium possède en tout onze électrons. La première couche renferme deux électrons dans une sous-couche *s*. La deuxième couche est également pleine avec huit électrons dans des sous-couches *s* et *p*. La couche électronique extérieure ne contient qu'un seul électron, comme pour tous les éléments de la famille des alcalins (groupe I). Cet électron peut se détacher de l'atome, créant ainsi un ion sodium possédant une seule charge positive.

Le chlore possède en tout dix-sept électrons. Deux sur la première couche, huit sur la deuxième et sept sur la couche extérieure. Il ne manque qu'un électron pour remplir la couche de valence (caractéristique des éléments du groupe VII). Lorsqu'un atome de chlore gagne un électron, il devient un ion négatif. Cet ion et l'ion sodium chargé positivement décrit ci-dessus seront attirés l'un envers l'autre en raison de leur différence de polarité. On utilise le symbole e^- pour les électrons libres :



La charge des composés devrait toujours être nulle. Les charges des ions chlorure et sodium s'annulent entre eux. Le même résultat peut advenir en présence de deux ions avec des charges de +2 et -2, ou +3 et -3. Prenons les exemples du sulfate de magnésium et du phosphate d'aluminium :



Cependant, il peut arriver que les charges diffèrent entre les ions. Dans ce cas, il faudra ajouter plusieurs ions pour compenser la charge la plus forte. À titre d'exemple, le bromure d'aluminium (AlBr_3) contient un cation trivalent (Al^{3+}) et trois ions bromure monovalents (Br^-). Le phosphate de calcium a un cation bivalent et un anion trivalent. À l'équilibre, on obtient $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Les parenthèses sont essentielles, elles indiquent que c'est l'ion PO_4^{3-} qui est présent deux fois.



Chaque phosphate de calcium (composé ionique, l'appellation molécule serait impropre), possède trois atomes de calcium, deux atomes de phosphore et huit atomes d'oxygène.

Il existe quelques composés ioniques qui échappent à cette règle. La magnétite, un minerai de fer, a la formule Fe_3O_4 . La charge calculée de chaque atome de fer serait de $+8/3$, ce qui ne peut pas réellement se produire. Cette irrégularité serait attribuée à un mélange d'ions ferriques et d'ions ferreux.

Composés covalents binaires

L'adjectif *binaires* signifie que deux types d'atomes sont présents dans un *composé* donné. Les *composés covalents* sont faits d'atomes reliés entre eux par des liaisons covalentes. Les composés binaires sont donc les plus petits qu'on peut trouver. La *liaison covalente* résulte du partage d'une paire d'électrons entre deux atomes. La molécule de chlore est un bon exemple pour illustrer la liaison covalente, même si on n'y retrouve qu'un seul type d'atome. Le chlore sous forme gazeuse, Cl_2 , est constitué de deux atomes de chlore, chacun d'entre eux possédant sept électrons de valence. Chaque atome donne un de ses électrons à partager, et c'est ce qui constitue la liaison covalente. Dans le cas du chlore, les deux atomes attirent l'électron avec la même force, puisqu'ils sont de même nature, et les électrons sont équitablement partagés. La liaison covalente peut être représentée par deux points entre les les atomes ($\text{Cl}:\text{Cl}$), ou par un tiret $\text{Cl}-\text{Cl}$. Le partage des électrons permet aux deux atomes de compléter leur couche électronique externe. La liaison covalente est beaucoup plus résistante que la liaison ionique. La liaison ionique des composés solubles se brise dans l'eau, mais les liaisons covalentes ne se défont habituellement pas en solution. Les liaisons covalentes forment des *molécules* à proprement parler, et permettent aux atomes de s'attacher solidement entre eux.

Les composés covalents binaires contiennent deux types d'atomes, le plus souvent des non-métaux. Les liaisons covalentes peuvent être simples, doubles (partage de deux paires d'électrons) et même triples (partage de trois paires d'électrons).



Le tableau qui suit indique les noms courants et les formules de quelques composés covalents courants.

Formule	Nom courant	Nom chimique
N_2O	oxyde nitreux	oxyde de diazote
NO	oxyde nitrique	monoxyde d'azote
N_2O_3	anhydride nitreux	trioxyde de diazote
NO_2	dioxyde d'azote	dioxyde d'azote
N_2O_4	tetroxyde d'azote	tétraoxyde de diazote
N_2O_5	anhydride nitrique	pentaoxyde de diazote
NO_3	trioxyde de diazote	trioxyde de diazote

Sur ce tableau, nous voyons qu'il y a plus de possibilités pour deux atomes de se lier par des liaisons covalentes qu'il y en a par des liaisons ioniques. Les composés les plus courants ont souvent des noms qui sont en usage depuis très longtemps. Ces noms *courants* peuvent avoir ou non un lien avec la composition de la molécule. Les noms courants des composés covalents sont plus utilisés que ceux des composés ioniques.

Note: Les noms chimiques comprennent des préfixes qui indiquent combien d'atomes d'un élément sont présents. mono- (un); di- (deux); tri- (trois); tetra- (quatre); penta- (cinq); hexa- (six); hepta- (sept); etc. Ces préfixes proviennent du grec.

Lorsqu'on nomme un composé covalent binaire, il faut commencer par le nom du deuxième élément, précédé d'un préfixe numérique indiquant son nombre (voir ci-dessus) et avec le suffixe -ure (sauf oxygène : oxyde), et ensuite nommer le premier élément avec le préfixe approprié, et séparer les deux éléments par « de ». Il y a cependant une exception. Si le deuxième élément du nom du composé (le premier dans la formule) ne compte qu'un seul atome, le préfixe « mono- » peut être enlevé. Le monoxyde de carbone (CO) et le dioxyde de carbone (CO₂) sont des formes correctes (au lieu de monoxyde de monocarbonate). Lorsque l'oxygène est le deuxième élément de la formule (premier du nom), la dernière lettre du préfixe numérique peut ou peut ne pas figurer. Ainsi, pentaoxyde de diazote et pentoxyde de diazote sont tous deux acceptés.

Les noms courants de composés covalents binaires qu'il est nécessaire de connaître sont les suivants: H₂O, eau; NH₃, ammoniac; N₂H₄, hydrazine; CH₄, méthane; et C₂H₂, acétylène.



Caractéristiques des composés ioniques et covalents

Composés ioniques	Composés covalents
Contient des ions positifs et négatifs (Na ⁺ Cl ⁻)	Molécules neutres (C ₆ H ₁₂ O ₆)
Solides (sel de table - NaCl _(s))	Solides, liquides, ou gazeux (C ₆ H ₁₂ O _{6(s)} , H ₂ O _(l) , CO _{2(g)})
Points de fusion et d'ébullition élevés	Points de fusion et d'ébullition relativement bas (existent souvent à l'état liquide ou gazeux à la température ambiante)
Attraction forte entre les particules	Attraction relativement faible entre les molécules
Se séparent dans l'eau pour former des ions chargés qui permettent à l'eau de conduire l'électricité $\text{NaCl}_{(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$	Ne se séparent pas en milieu aqueux et ne conduisent pas l'électricité $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(aq)}$

Exercice 1 : Dites si chacun des composés suivants est ionique ou covalent.

- Oxyde de chrome(III), Cr₂O₃
- Tétrachlorure de carbone, CCl₄
- Méthanol, CH₃OH
- Fluorure de strontium, SrF₂

Exercice 2 : À partir des données du tableau suivant, suggérez une façon de séparer les composés ioniques et les composés covalents.

Composé	Point de fusion (oC)	Point d'ébullition (oC)
Cr ₂ O ₃	2266	4000
SrF ₂	1470	2489
CCl ₄	-22.9	76.6
CH ₃ OH	-97.8	64.7



Liaisons, géométrie et autres forces

Une liaison covalente est une paire d'électrons partagés. Les électrons d'une liaison entre deux atomes du même élément, comme dans Cl_2 et les gaz diatomiques, sont également partagés. Les deux atomes tirent la paire d'électrons avec exactement la même force, c'est ce qui rend le partage égal. Dans le fluorure de césium, le césium doit absolument donner un électron et le fluor doit absolument en recevoir un. Ces deux ions existent indépendamment l'un de l'autre. La liaison qui les unit est ionique.

La force avec laquelle un atome d'une certaine nature attire une paire d'électrons est le facteur qui détermine la nature de la liaison, ionique ou covalente. Cette force est appelée *électronégativité*. En excluant les gaz rares, l'électronégativité a sa valeur la plus élevée dans le coin supérieur droit du tableau périodique, et a sa valeur la plus faible dans le coin inférieur gauche. La liaison entre le fluor et le francium est la plus ionique qui soit. Les liaisons qui sont à mi-chemin entre covalente et ioniques sont parfois appelées *covalents polaires*. De nombreuses liaisons ne sont ni tout à fait ioniques, ni exactement covalentes, et ce lien dépend de l'électronégativité des atomes mis en jeu. Si la différence d'électronégativité est très grande, la liaison aura une tendance plus ionique, si les électronégativités, des atomes liés, sont proches ou presque égales, la liaison aura un caractère covalent.

Structures de Lewis

Les *structures de Lewis* nous donnent l'occasion de mieux visualiser les électrons de valence des éléments. Dans le *modèle de Lewis*, on dispose autour du symbole de l'élément les électrons de valence des sous-couches extérieures *s* et *p*. Il n'y a pas d'intérêt à représenter la structure de Lewis des métaux de transition, des lanthanides et des actinides, ces éléments ne seront donc pas à l'étude pour ce chapitre.

Les gaz inertes sont entourés de quatre paires de points symbolisant chacun un électron. Deux points au-dessus, deux en dessous, deux à gauche et deux à droite. La couche de valence des gaz inertes est remplie, c'est pourquoi on représente les huit électrons. Les halogènes ont un point de moins. La position du point en moins importe peu. Les alcalins (groupe I) et l'hydrogène sont représentés avec un seul point puisqu'ils n'ont qu'un seul électron de valence. Les alcalino-terreux (groupe II) ont deux électrons, mais ceux-ci ne doivent pas être du même côté. Les éléments du groupe III ont trois électrons de valence, qu'on représente séparément, comme pour ceux du groupe II. Les éléments du groupe IV (famille du carbone) sont représentés avec quatre électrons, un de chaque côté du symbole.

Les éléments du groupe V (famille de l'azote) ont cinq électrons de valence. Seuls deux d'entre eux peuvent se trouver en paire. Les éléments de la famille de l'azote peuvent donc soit accepter trois électrons et devenir un ion négatif trivalent ou

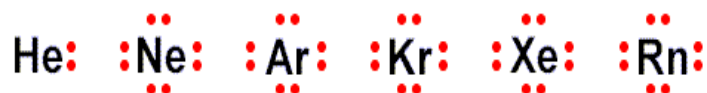


faire une liaison covalente avec trois autres atomes. Lorsque les trois électrons non appariés sont impliqués dans une liaison covalente, il reste encore une paire d'électrons de valence pour les éléments du groupe V.

Les éléments du groupe VI (famille de l'oxygène) ont six électrons de valence à représenter. L'ordre est peu important, mais on doit trouver deux paires et deux électrons non appariés. Les éléments du groupe VII ont tous les espaces occupés sauf un. Trois paires d'électrons et un électron seul.

Structures de Lewis appliquées aux éléments:

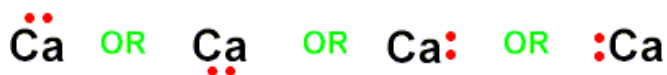
Les éléments du groupe I n'ont qu'un seul électron de valence. C'est un trait distinctif qui est propre aux alcalins. Les structures de Lewis servent à représenter schématiquement les électrons de valence afin de voir comment ils se combinent avec d'autres éléments. Le symbole de l'élément, au centre est entouré de quatre espaces (haut, bas, gauche, droite) où peuvent apparaître les points qui représentent les électrons. Les gaz inertes (gaz rares) ont tous huit électrons de valence, sauf l'hélium, qui en a deux. Voici une représentation des structures de Lewis pour chacun des gaz rares. Les électrons ont été colorés en rouge pour les mettre en évidence.



Les autres éléments possèdent moins de huit électrons sur leur couche de valence. Ces électrons sont placés aux mêmes endroits que ceux des gaz rares, avec quelque égard à leurs positions. Les éléments du groupe I n'ont qu'un seul électron de valence. Il peut être placé à n'importe lequel des endroits prévus, en haut, à gauche, en bas ou à droite.

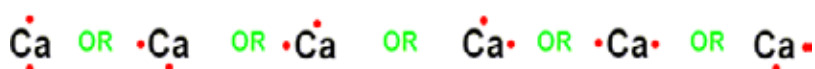


Les éléments du groupe II ont deux électrons de valence. On les voit parfois placés ensemble, du même côté du symbole, car ces deux électrons appartiennent à la même sous-couche *s*.

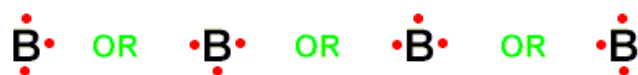




On les voit aussi parfois séparés, à deux positions différentes, peu importe la position. Les électrons essaient effectivement de se distancer le plus possible l'un de l'autre, alors cette disposition est logique aussi.



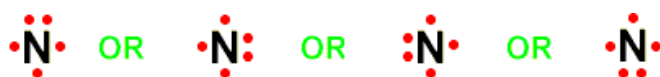
Le bore et les éléments de sa famille (groupe III) ont trois électrons de valence. Ces électrons peuvent être disposés chacun séparément autour du symbole de l'élément ou encore une paire d'électrons (*s*) d'un côté et un électron non apparié de l'autre. Le bore est habituellement représenté avec ses trois électrons séparés, car il préfère former des liaisons covalentes. À la lumière de ce que nous savons sur les formes des molécules, les liens covalents ont tendance à faire fusionner les orbitales *s* et *p* en une seule orbitale *sp* (une orbitale *s* et une orbitale *p*), *sp*² (une *s* et deux *p*), ou *sp*³ (une *s* et trois *p*). Les orbitales *sp*² du bore sont de forme triangulaire aplatie, ses trois liaisons sont à 120 degrés les unes des autres si on les dispose sur un cercle au centre duquel on place le noyau de l'atome. Voici les différentes formes que peut prendre la structure de Lewis pour le bore :



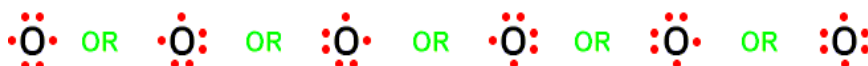
Le carbone et les éléments de sa famille ont quatre électrons de valence. Les structures de Lewis du carbone et du silicium ont habituellement quatre électrons séparés, à cause de leur tendance à former des liaisons covalentes. Leurs orbitales *sp*³ ont la forme d'un tétraèdre.



L'azote et les éléments de sa famille ont cinq électrons de valence, deux d'entre eux doivent donc nécessairement former une paire (sa position importe peu), et les trois autres doivent être séparés.

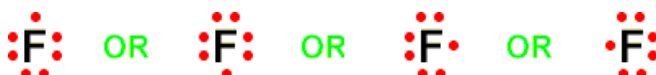


Les éléments de la famille de l'oxygène ont six électrons de valence. Quatre en paires et deux séparés.



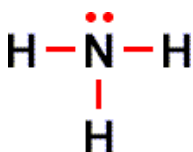


Les halogènes (groupe VII) ont sept électrons de valence. Trois paires d'électrons et un électron non apparié.



Les métaux de transition, les lanthanides et les actinides ne forment des liaisons covalentes que très rarement, la représentation de leur structure de Lewis n'est donc pas utile. Ils peuvent néanmoins être représentés avec leur symbole et leurs électrons de valence autour.

Pour représenter des liaisons covalentes à l'aide de la structure de Lewis, on utilise un tiret ou une courte ligne. L'ammoniac, par exemple, est dessiné avec trois liaisons entre l'atome d'azote et les atomes d'hydrogène, et un tiret sur l'azote représentant la paire d'électrons restante que l'azote ne partage pas.



Les liaisons sont également en rouge sur le schéma. Notez que les électrons externes de chacun des atomes impliqués sont tenus en compte.

La section qui suit portera surtout sur la structure de Lewis de petits composés et d'ions polyatomiques.

Prenons deux atomes de même nature qui partagent une paire d'électrons, par exemple le chlore. Les atomes de chlore ont sept électrons de valence et cherchent à en gagner un huitième pour remplir leur couche électronique externe. Si les atomes de chlore ne se trouvent jamais seuls dans la nature, c'est parce qu'ils se regroupent spontanément en paires pour partager leur électron libre, ce qui augmente de beaucoup leur stabilité. Cette paire d'électrons partagés crée une liaison entre les atomes. Dans la structure de Lewis, les électrons sont représentés par des points et les liaisons covalentes par des tirets.



Cette liaison covalente entre les atomes de chlore est l'une des plus covalente connues. Puisqu'une liaison covalente consiste à partager une paire d'électrons, et que les deux atomes de chlore l'attirent avec la même force (même électronégativité), la paire d'électrons restera donc toujours au milieu.



Prenons maintenant le cas d'une molécule où les atomes ne sont pas de même nature mais où les liaisons sont identiques, le méthane (CH_4) par exemple. S'il n'y avait qu'un seul atome d'hydrogène avec l'atome de carbone, la liaison ne serait pas parfaitement covalente. Dans la molécule de méthane, les quatre atomes d'hydrogène s'équilibrent parfaitement. Dans sa structure de Lewis, aucun électron externe n'est laissé en rade. Le carbone avait quatre électrons de valence, et l'hydrogène un seul. Il ne reste plus que quatre tirets, représentant les liaisons covalentes qui unissent les atomes. Le carbone partage maintenant quatre paires d'électrons, ce qui suffit pour remplir les huit places de sa couche de valence afin d'atteindre la stabilité. Chaque atome d'hydrogène partage une paire d'électrons, mais comme sa couche de valence ne compte que deux places, cela suffit à lui conférer aussi la stabilité.

Le carbone et l'hydrogène sont faciles à représenter avec la structure de Lewis, puisque chaque atome de carbone doit créer quatre liaisons et que l'hydrogène n'en crée qu'un seul. Lorsque les quatre électrons de valence du carbone sont partagés avec quatre atomes différents, cela donne une molécule dont la forme est à peu près celle d'un tétraèdre, différant légèrement selon la nature des atomes impliqués. Le carbone a aussi la possibilité de partager plusieurs paires d'électrons avec le même atome.

Prenons les chaînes suivantes: éthane (C_2H_6), éthène (C_2H_4 , autrement appelé éthylène), et éthyne (C_2H_2 , aussi appelé acétylène).

Lorsqu'on écrit leur structure de Lewis, il est préférable d'utiliser les tirets pour représenter les liaisons que de mettre un point pour chaque électron, impliqué dans la liaison.

Les deux tirets entre les deux atomes de carbone dans l'éthylène ($\text{C}=\text{C}$), représentent une liaison double, c'est-à-dire deux paires d'électrons partagés, ce qui rend la liaison plus solide entre les deux atomes. Les trois tirets entre les atomes de carbone de l'acétylène représentent une liaison covalente triple, ou trois paires d'électrons partagés entre ces deux atomes. Chaque atome de carbone a quatre liaisons, quatre paires d'électrons partagés, ce qui complète les huit espaces disponibles sur sa couche de valence. Chaque atome d'hydrogène ne compte qu'une seule liaison, ce qui lui donne les deux électrons dont il a besoin pour remplir sa couche de valence.

Les structures de Lewis aident aussi à représenter la forme géométrique d'une molécule. Les angles entre les liaisons de l'éthane sont sensiblement égaux à ceux dans un tétraèdre ainsi tous les atomes d'hydrogène sont équivalents. Pour les mêmes raisons, l'acétylène est une molécule linéaire. Les liaisons dans l'éthylène forment des triangles autour des atomes de carbone. Les liaisons multiples empêchent les molécules de carbone de pivoter, comme autour d'une liaison simple; les molécules qui en contiennent sont planes, leurs hydrogènes ne sont donc pas équivalents. (Ces notions relèvent de la chimie organique. Les différentes dispositions des atomes d'hydrogène donnent lieu à la formation d'isomères *cis* et *trans*).



Directives pour faire la structure de Lewis de molécules complexes ou d'ions polyatomiques

- Écrire la structure de Lewis de chaque atome de la molécule ou de l'ion.
- Considérer l'atome qui fera le plus de liaisons et placer le au centre de votre schéma. Dans la plupart des composés organiques, les atomes de carbone constituent le "squelette" des molécules.
- Disposer les autres atomes autour de l'atome central en vous basant sur la formule de la molécule.
- Disposer les électrons autour de chacun des atomes selon leur valence respective et enfin construire les liaisons entre l'atome central et les autres atomes de la molécule.

Évaluation formative

Exercice 1: Nommez les composés covalents binaires suivants :

1. CO _____
2. CO₂ _____
3. S₂F₆ _____
4. P₄O₁₀ _____
5. N₂O₄ _____
6. NCl₃ _____
7. PBr₅ _____
8. SiS₂ _____
9. N₂F₄ _____
10. SeBr₂ _____

Exercice 2: Nommez les composés ioniques suivants :

1. NaBr _____
2. CaSO₄ _____
3. K₂S _____
4. Ni(NO₃)₂ _____
5. Mg₃N₂ _____



6. $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ _____
7. Cr_2O_3 _____
8. $\text{Ti}(\text{ClO}_4)_4$ _____
9. AlCl_3 _____
10. PbC_2O_4 _____

Exercice 3. Donnez la formule chimique des composés suivants, en incluant les chiffres en indice lorsque nécessaire.

1. acide chlorhydrique _____
2. chlorure de sodium _____
3. hexafluorure de sodium _____
4. nitrate de strontium _____
5. chlorure de calcium _____
6. acide acétique _____
7. acide phosphorique _____
8. ammoniac _____
9. sulfate de lithium _____
10. chromate de potassium _____

Solutions

Exercice 1:

1. monoxyde de carbone
2. dioxyde de carbone
3. hexafluorure de disoufre
4. décaoxyde de tétraphosphore (ou décoxyde de tétraphosphore)
5. tétraoxyde de diazote (ou tétroxyde de diazote)
6. trichlorure d'azote
7. pentabromure de phosphore
8. disulfure de silicium
9. tétrafluorure de diazote
10. dibromure de sélénium

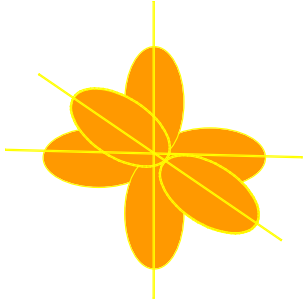


Exercice 2 :

1. bromure de sodium
2. sulfate de calcium
3. sulfure de potassium
4. nitrate de nickel(II)
5. nitrure de magnésium
6. carbonate de fer(III)
7. oxyde de chrome (III)
8. perchlorate de titane(IV)
9. chlorure d'aluminium
10. oxalate de plomb(II)

Exercice 3 :

- 1). HCl
- 2). NaCl
- 3). NaF₆
- 4). Sr(NO₃)₂
- 5). CaCl₂
- 6). HC₂H₃O₂
- 7). H₃PO₄
- 8). NH₃
- 9). Li₂SO₄
- 10). K₂CrO₄



Activité d'apprentissage # 4

Titre : Réactions chimiques et stœchiométrie

Objectifs d'apprentissage spécifiques

- Expliquer le concept de mole, convertir les nombres d'atomes et de molécules en grammes ou en moles.
- Déterminer le pourcentage massique d'un échantillon à partir de données expérimentales.
- Déterminer la formule empirique d'un composé à partir de son pourcentage massique.
- Comprendre la notion de stœchiométrie de base et effectuer les calculs qui s'y rattachent.
- Écrire l'équation chimique équilibrée correspondante à la description d'une transformation chimique.
- Décrire les équations chimiques, en termes de réactifs et de produits.
- Classifier les réactions chimiques en catégories telles que précipitation, neutralisation, combustion, décomposition, etc...

Résumé de l'activité d'apprentissage

Ce chapitre définit d'abord ce qu'est une mole et explique les méthodes impliquées dans les conversions entre grammes, moles, nombre d'atomes et de molécules. Nous étudierons en profondeur la théorie qui permet le calcul du pourcentage massique d'un constituant d'un échantillon à partir de données expérimentales. Les notions qui sous-tendent la détermination de formules empiriques de composés à partir de leur composition en terme de pourcentage massique des éléments sont aussi à l'étude. Une bonne partie de ce chapitre est consacré à la stœchiométrie de base et aux calculs qu'elle implique. Le futur enseignant devrait facilement pouvoir écrire des équations équilibrées à partir de la description d'une transformation chimique. Nous encourageons aussi fortement à apprendre en détail les différentes catégories de réactions chimiques, par exemple la précipitation, la neutralisation, la combustion, la décomposition.



Lectures connexes

The Mole1.htm
Reactions.htm
Chemical Reactions.htm
ChemTeam Stoichiometry Molar Ratios.htm
ChemTeam Stoichiometry Mole-Mass Problems.htm
ChemTeam Stoichiometry Mole-Mole Problems.htm

Ressources connexes

Liens connexes utiles

http://www.chem.vt.edu/RVGS/ACT/notes/molar_mass.html

Pour s'exercer au calcul de masses molaires.

http://www.chem.vt.edu/RVGS/ACT/notes/The_mole.htm

Présentation "powerpoint" portant sur la mole.

<http://www.chemtutor.com/mols.htm>

Site web portant sur les moles, les pourcentages et la stœchiométrie.

<http://www.chemtutor.com/react.htm>

Site web portant sur les réactions chimiques.



Description détaillée de l'activité

Qu'est-ce qu'une transformation chimique?

Une transformation chimique se produit dès qu'un composé est formé ou décomposé. Lorsqu'une transformation chimique survient, les *réactifs* disparaissent totalement ou en partie pour faire place aux *produits*. Une transformation chimique fait intervenir un réarrangement spatial des atomes ce qui entraîne la formation ou la cassure de liaisons chimiques.

Écriture d'équations chimiques équilibrées:

Les étapes pour écrire des équations chimiques équilibrées sont les suivantes :

1. Écrire une phrase décrivant la réaction et qui inclut le nom et l'état des réactifs, des produits et les conditions spéciales requises par la production de la réaction.

Exemple: L'ozone gazeux se décompose en dioxygène gazeux lorsqu'il est exposé à la lumière ultraviolette.

2. Séparer les réactifs et les produits par un symbole (une flèche pour les réactions totale et deux flèches (\rightleftharpoons) pour une réaction équilibrée.

Ozone gazeux \rightarrow Dioxygène gazeux

Voici quelques symboles qui sont souvent utilisés par les chimistes pour décrire les réactions :

\rightarrow réaction complète; quelques fois utilisé pour les réactions à une seule étape.

\rightleftharpoons réaction *réversible*; à l'équilibre, on retrouve à la fois des réactifs et des produits.

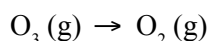
= réaction nette; en cas de réaction qui se déroule en plusieurs étapes.

3. Les catalyseurs sont souvent écrits au dessus du symbole de réaction (flèche).
4. Remplacez les noms par leurs formules respectives, en les séparant par le signe « + » si elles sont du même côté de la réaction.

O₃ gazeux \rightarrow O₂ gazeux

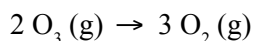


5. Inclure des abréviations désignant les états de la matière.



(g) gaz; (l) liquide; (s) solide; et (aq) aqueux, ou en solution dans l'eau.

6. Équilibrez l'équation en ajoutant des coefficients de sorte que le nombre d'atomes de chaque sorte et la charge totale corresponde de part et d'autre du symbole d'équation.



Réactions chimiques

Certaines réactions chimiques peuvent appartenir à plus d'une catégorie, tandis que d'autres appartiennent à des catégories qui ne sont pas citées ci-dessous.

Catégorie	Définition	Exemples
Synthèse	formation d'un composé à partir de réactifs plus simples	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})$ $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Décomposition	un composé se dissocie pour donner des produits plus simples	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
Transfert	$\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{A} + \text{BC}$	$\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ $\text{Zn}(\text{s}) + \text{CuCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
Neutralisation	formation d'eau et d'un sel, à partir d'un acide et d'une base	$\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{NaCl}(\text{aq})$
Précipitation	formation d'un solide à partir de réactifs aqueux	$\text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) = \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2 \text{NaCl}(\text{aq})$ $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) = \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$
Oxydo-réduction	transfert d'électrons entre les réactifs	$2 \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$



Formules et équations chimiques

La mole

Même les plus petits échantillons de produits chimiques contiennent un nombre incommensurable d'atomes, d'ions ou de molécules. Afin de faciliter les calculs, on utilise la *mole* (mol) pour regrouper ces nombres très grands, de la même manière que la douzaine regroupe les objets par douze.

La mole est en fait un nombre très élevé, égal au *nombre d'Avogadro*, qui est utilisé dans le calcul du nombre d'atomes, ou de molécules, sans avoir à calculer leur nombre réel, qui serait extrêmement grand, étant donné la taille microscopique des particules étudiées en chimie.

La mole se définit comme *la quantité de matière contenant autant de particules que le nombre d'atomes dans exactement 12 grammes de carbone 12*. Cette quantité correspond à $6,022 \times 10^{23}$ unités. C'est le nombre d'Avogadro.

Masse molaire

La *masse molaire* d'un élément qu'on voit apparaître sur le tableau périodique est la masse en grammes d'une mole de cet élément. Notez que la masse d'un atome en unités de masse atomique (uma) correspond numériquement à la masse molaire du même isotope, en grammes (g).

Un atome de carbone 12 (^{12}C) a une masse de 12 uma. Un atome de ^{24}Mg a une masse de 24 uma, c'est-à-dire le double de la masse de l'atome de ^{12}C . Ainsi, une mole d'atomes de ^{24}Mg a une masse équivalant au double de celle d'une mole d'atomes de ^{12}C . Puisque par définition, une mole de ^{12}C pèse 12 grammes, une mole de ^{24}Mg doit peser 24 grammes.

La masse d'une mole d'une substance donnée est appelée *masse molaire*. La masse molaire (g/mol) est numériquement égale à la masse atomique (uma) d'un élément, ou à la somme des masses atomiques (en uma) des atomes d'un composé.

NOTE: *La masse molaire (g/mol) d'une substance est toujours équivalente numériquement à la somme des masses atomiques de ses composants (uma).*

Par exemple,

Une molécule de H_2O pèse 18,0 uma; 1 mol de H_2O pèse 18,0 g.

Un composé ionique de NaCl pèse 58,5 uma; 1 mol de NaCl pèse 58,5 g.



Conversion entre masses, nombre de moles et nombre de particules.

Il est essentiel de toujours tenir compte des unités lorsqu'on procède à la conversion entre la masse et le nombre de moles. C'est ce qu'on appelle *l'analyse dimensionnelle*.

Exemple: Vous devez mesurer 1,5 mole de chlorure de calcium. Comment procédez-vous?

Solution

Formule chimique du chlorure de calcium : CaCl_2

Masse atomique du Ca : 40,078 uma

Masse atomique du Cl : 35,453 uma

Donc, la *masse totale* du CaCl_2 est de : $(40,078 \text{ uma}) + 2(35,453 \text{ uma}) = 110,984 \text{ uma}$

(comme le composé est ionique, on ne peut pas parler de *masse moléculaire*).

Ainsi, une mole de CaCl_2 possède une masse de 110,984 grammes. Alors, 1,5 mole de CaCl_2 équivaut à:

$$(1,5 \text{ mole})(110,984 \text{ grammes/mole}) = 166,476 \text{ grammes}$$

Exemple 2: Combien d'atomes équivalent à 2,8 grammes d'or?

Solution

Formule moléculaire de l'or : Au

Masse atomique de l'Au : 196,9665 uma

Ainsi, 1 mole d'or pèse 196,9665 grammes. Donc, dans 2,8 grammes d'or on retrouve :

$$(2,8 \text{ grammes})(1 \text{ mole}/196,9665 \text{ grammes}) = 0,0142 \text{ mole}$$

D'après le nombre d'Avogadro, on sait qu'une mole contient environ $6,02 \times 10^{23}$ atomes. Dans 0,0142 moles, il y a donc :

$$(0,0142 \text{ mole})(6,02 \times 10^{23} \text{ atomes/mole}) = 8,56 \times 10^{21} \text{ atomes}$$



Exemple 3: Si 2,00 mol de N_2 réagissent avec un suffisamment de H_2 , combien de moles de NH_3 la réaction produira-t-elle?

Solution

1. Faites un ratio mettant en relation N_2 et NH_3 .
2. La position qu'occupe chacun d'eux (numérateur ou dénominateur) importe peu, mais elle doit rester la même tout au long du problème.
3. Il est primordial de s'assurer que les nombres qui occupent la même position dans les deux fractions sont ceux qui correspondent dans les données du problème. Ainsi, si le nombre de NH_3 décrit dans l'énoncé de la question est au numérateur, assurez-vous qu'il le soit dans les deux fractions.
4. Faites le ratio réactifs/produits à l'aide des coefficients des substances.
5. On ne tiendra pas compte de H_2 , puisque la mention « suffisamment » indique qu'il n'a pas à être pris en considération.

Le ratio suivant vous permet d'établir la proportion : $\frac{NH_3}{N_2}$

Le ratio de l'équation (coefficients de N) s'écrit comme suit : $\frac{2}{1}$

Le ratio des données manquantes du problème (nombre de moles) est donc :

$$\frac{x}{2.00}$$

Mettez les deux fractions à égalité : $\frac{x}{2.00} = \frac{2}{1}$

Calculez la donnée manquante avec la règle de trois : $x = 4.00$ mol de NH_3

Exemple 4: Si 6,00 mol de H_2 entrent en réaction avec suffisamment d'azote, combien de moles d'ammoniac la réaction produira-t-elle?

Solution

Le ratio suivant permet d'établir la proportion : $\frac{NH_3}{H_2}$

Ratio de l'équation (coefficients de H) : $\frac{2}{3}$



Ratio des données du problème (nombre de moles) : $\frac{x}{6.00}$

Mettez ces ratios à égalité : $\frac{x}{6.00} = \frac{2}{3}$

Calculez x à l'aide de la règle de trois : $x = 4.00$ mol de NH_3

Formules empiriques et moléculaires

Il existe plus d'une sorte de formule chimique, même si en jetant un coup d'oeil au titre de cette section, on peut être tenté de croire que seules les formules empiriques et moléculaires existent.

Les *formules empiriques* d'une molécule donnent un ratio simplifié au maximum entre les nombres d'atome, tout en gardant les mêmes proportions entre eux, alors que la *formule moléculaire* donne la composition exacte d'une molécule.

Formule empirique	Formule moléculaire
HO	H_2O_2
CH	C_2H_2
CH	C_6H_6
NO	NO
NO_2	N_2O_4

Calcul de la formule empirique à partir de données expérimentales

Exemple: Une substance a la composition suivante: Ba 69,58 %, C 6,090 % et O 24,32 %. Calculez la formule empirique de ce composé, en supposant que vous disposez de 100,00 g de cette substance.

- Pour 100,00 g : 69,58 % de Ba = 69,58 g de Ba; 6,090 % de C = 6,09 g de C; et 24,32 % de O = 24,32 g de O.
- Convertissez ces masses en nombre de moles, respectivement :

nombre de moles = masse de la substance (g) / masse molaire moléculaire de la substance

Ba : (69,58 g) (1 mol / 137,3 g) = 0,5068 mol



$$\text{C} : (6,090 \text{ g}) (1 \text{ mol} / 12,01 \text{ g}) = 0,5071 \text{ mol}$$

$$\text{O} : (24,32 \text{ g}) (1 \text{ mol} / 16,00 \text{ g}) = 1,520 \text{ mol}$$

- Divisez chaque résultat par le plus petit résultat obtenu, ce qui donne le ratio suivant:

1: 1,001: 2,999, ce qui en arrondissant donne BaCO_3 comme formule empirique.

Calcul de formules moléculaires à partir de formules empiriques

Exemple: Soit un composé dont la formule empirique est CH , et dont la masse molaire est de 104 g/mol. Trouver sa formule moléculaire.

Masse de C : 12,0 g/mol

Masse de H : 1,01 g/mol

Masse de la formule empirique : 13,0 g/mol

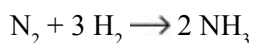
- Pour trouver le nombre de CH dans le composé:

$$\text{Nombre d'unités de CH} : (104 \text{ g/mol}) (1 \text{ mol}/13,0 \text{ g}) = 8,00$$

- Formule moléculaire : $8(\text{CH})$ ou C_8H_8

Qu'est-ce que la stoechiométrie?

Lorsqu'on observe une réaction chimique donnée, on peut comparer les quantités des substances qui entrent en jeu à l'aide de leurs masses molaires et des coefficients qui accompagnent les atomes. L'équation suivante (réaction de Haber) représente la combinaison de l'azote gazeux et de l'hydrogène gazeux pour former l'ammoniac.





La formule de l'azote est N_2 et la formule de l'hydrogène est H_2 . Ce sont deux gaz diatomiques. La formule de l'ammoniac est NH_3 . L'équation équilibrée nécessite 1 molécule d'azote et 3 molécules d'hydrogène pour former 2 molécules d'ammoniac, c'est-à-dire qu'une seule molécule d'azote réagit avec 3 molécules d'hydrogène, ce qui forme 2 molécules d'ammoniac. Ou encore, cela signifie qu'une *mole* d'azote réagit avec trois *moles* d'hydrogène pour former deux *moles* d'ammoniac.

Il est possible de faire le parallèle avec la masse des substances de la réaction. 28 grammes ($14 \text{ g/mol} \times 2$ atomes d'azote par molécule) d'azote réagit avec 6 grammes d'hydrogène ($1 \text{ g/mol} \times 2$ atomes d'hydrogène par molécule $\times 3$ mol) et donnent 34 grammes d'ammoniac. On notera qu'il n'y ni gain ni perte de masse; la masse moléculaire de l'ammoniac est de 17 g/mol (un azote à 14 g/mol et 3 hydrogènes à 1 g/mol) et 2 mol d'ammoniac sont produites. Lorsque les proportions massiques sont connues, la *stœchiométrie masse-masse* peut être faite en calculant tout simplement les proportions.

Par exemple, reprenons l'équation de Haber citée ci-dessus. Quel est le ratio molaire entre l'hydrogène et l'ammoniac dans cette réaction? 2 moles d'hydrogène donnent 3 moles d'ammoniac. C'est simple. Rappelez-vous que dans tout calcul stœchiométrique, tous les chemins mènent aux moles. Elles vous permettent de convertir rapidement n'importe quelle autre unité de mesure au sein d'une équation. C'est la clé du succès.

- (1) Commencez par exprimer les informations que vous avez sous la forme de fraction.
- (2) Utilisez les définitions ou les autres informations dont vous disposez pour convertir en moles les quantités de substances.
- (3) Servez-vous du rapport en moles pour trouver le nombre de moles du produit à partir du nombre de moles de réactif (et vice-versa).
- (4) Convertissez le nombre de moles obtenues en unité adéquate, selon le cas.

Exemple 1: Combien de grammes d'ammoniac peut-on produire avec 25 grammes d'hydrogène? (Utilisez le calcul molaire plutôt que de résoudre ce problème en utilisant la proportion masse-masse. Servez-vous du rapport de proportions pour vérifier votre réponse).



Solution

On sait qu'il y a 25 grammes d'hydrogène du côté des réactifs. C'est un point de départ.

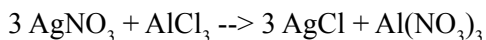
$$\left(\frac{25\text{g H}_2}{1}\right)\left(\frac{\text{mol}}{2.0\text{g}}\right)\left(\frac{2\text{ mols NH}_3}{3\text{ mols H}_2}\right)\left(\frac{17\text{g}}{\text{mol}}\right) = 142\text{ g NH}_3$$

Les 25 g de H₂ se convertissent en moles d'hydrogène grâce à la masse molaire du dihydrogène (1 mol de H₂ = 2,0 g, donc la masse molaire de H₂ est 2,0 g/mol). On place les 2,0 g/mol au dénominateur afin qu'ils simplifient les grammes dans 25 g de H₂, l'unité sera alors moles.

Trouvez le nombre de moles d'ammoniac obtenu à partir du nombre de moles d'hydrogène trouvé. 3 mol d'hydrogène pour 2 mol d'ammoniac. On place les moles d'hydrogène au dénominateur afin qu'elles se simplifient avec les moles d'hydrogène préalablement trouvées. On obtient le nombre de moles d'ammoniac.

Il ne reste qu'à convertir le nombre de moles d'ammoniac trouvé en grammes d'ammoniac grâce à sa masse molaire moléculaire. 1 mol d'ammoniac = 17 g. Placez les moles au dénominateur afin que l'unité restante du résultat final soit en grammes. N'oubliez pas de simplifier les unités qui apparaissent à la fois au dénominateur et au numérateur.

Exemple 2: Calculez la masse de AgCl obtenue à partir de la réaction entre 200 g de AlCl₃ et suffisamment de AgNO₃, sachant que l'équation de la réaction est :



Solution

$\frac{\text{AlCl}_3}{\text{AgCl}}$	$\frac{200\text{ g}}{133.34\text{ g/mol}} = 1.50\text{ mol}$
$\frac{1.50\text{ mol}}{x} = \frac{1}{3}$	$4.50\text{ mol} \times 143.32\text{ g/mol} = 645\text{ g}$



Exemple 3: Soit la réaction: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.

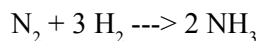
- (a) Quel est le rapport molaire entre H_2 et O_2 ?
 (b) Quel est le rapport molaire entre O_2 et H_2O ?

Solution

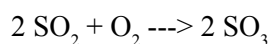
Le rapport molaire entre H_2 et O_2 est 2:1. Sous forme de fraction: $\frac{2}{1}$. Il est fortement recommandé d'expliciter le 1 qui se trouve au dénominateur.

Le rapport molaire entre O_2 et H_2O est 1:2, ou sous forme fractionnaire: $\frac{1}{2}$.

Exercice 1: Donnez les rapports molaires entre N_2 et H_2 et entre NH_3 et N_2 dans l'équation suivante :



Exercice 2: Donnez les rapports molaires entre O_2 et SO_3 et entre O_2 et SO_2 dans l'équation suivante :

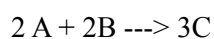


Le mot *stœchiométrie* provient de deux mots grecs: *stoicheion* (élément) et *metron* (mesure). La stœchiométrie traite des calculs de masse (et parfois de volume) des réactifs et des produits d'une réaction chimique. C'est un volet de la chimie qui est plutôt mathématique et qui use les calculatrices.

Selon Jeremias Benjamin Richter, chimiste qui a jeté les bases de la stœchiométrie, elle serait « la science de la mesure des proportions quantifiées ou des rapports massiques dans laquelle les éléments chimiques sont mis en relation. »

Le problème de stœchiométrie le plus courant est celui où on donne une certaine quantité de réactif et on demande de trouver la quantité de produit qui en résultera.

Soit une équation chimique hypothétique :





Vous disposez de 20,0 grammes de réactif A et de suffisamment de réactif B, combien de grammes de produit C seront formés?

Afin de résoudre un tel problème, vous devrez vous servir des rapports molaires, des masses molaires, savoir équilibrer et interpréter les équations, et effectuer des conversions entre des grammes et des moles.

Note: Si l'un des problèmes précédents vous a donné du fil à retordre, vous n'êtes pas seul! Prenez le temps de réviser et refaire ces problèmes car ils sont essentiels et à la base de la stœchiométrie.

Ce type de problème est parfois appelé « masse-masse ».

Étapes à suivre dans la résolution d'un problème de stœchiométrie « masse-masse » :

1. Assurez-vous que l'équation chimique soit correctement équilibrée.
2. En vous servant de la masse molaire des substances données, convertissez les masses en nombre de moles.
3. Inspirez-vous des schémas des problèmes précédents pour construire une équation des proportions molaires qui comprend deux fractions. Elle vous servira à trouver le nombre de moles de l'inconnu.
4. À partir de la masse molaire de la substance dont la quantité est inconnue, convertissez le nombre de moles trouvé en grammes.

Évaluation formative

Exercice I. Donnez la formule de chaque substance et équilibrez l'équation de la réaction décrite. Certaines d'entre elles doivent être équilibrées. Indiquez la catégorie de réaction à laquelle chaque réaction appartient.

- a) le trioxyde de soufre réagit avec l'eau pour former de l'acide sulfurique.
- b) le nitrate de plomb(II) et l'iodure de sodium réagissent et forment de l'iodure de plomb et du nitrate de sodium
- c) le fluorure de calcium réagit avec l'acide sulfurique pour former du sulfate de calcium et du fluorure d'hydrogène (acide fluorhydrique).
- d) le carbonate de calcium se décompose en présence de chaleur et donne de l'oxyde de calcium et du dioxyde de carbone.
- e) l'ammoniac gazeux, lorsqu'il est dilué dans l'eau, donne de l'hydroxyde d'ammonium.
- f) l'hydroxyde de sodium neutralise l'acide carbonique.
- g) le sulfure de zinc réagit avec l'oxygène pour donner de l'oxyde de zinc et du soufre.
- h) l'oxyde de lithium réagit avec l'eau pour donner de l'hydroxyde de lithium.



- i) l'hydroxyde d'aluminium et l'acide sulfurique se neutralisent pour former du sulfate d'aluminium et de l'eau.
- j) le soufre brûle en présence d'oxygène et donne du dioxyde de soufre.
- k) l'hydroxyde de baryum réagit avec l'acide sulfurique pour donner du sulfate de baryum et de l'eau.
- l) le sulfate d'aluminium réagit avec l'hydroxyde de calcium pour donner l'hydroxyde d'aluminium et le sulfate de calcium.
- m) le cuivre métallique et le nitrate d'argent réagissent et donnent de l'argent métallique et du nitrate de cuivre(II).
- n) le sodium métallique réagit avec le chlore pour donner du chlorure de sodium.
- o) le phosphate de calcium réagit avec l'acide sulfurique pour donner du sulfate de calcium et de l'acide phosphorique.
- p) l'acide phosphorique + l'hydroxyde de sodium.
- q) le propane brûle (en présence d'oxygène).
- r) le zinc réagit avec le sulfate de cuivre(II) pour donner du sulfate de zinc et du cuivre métallique.
- s) l'acide sulfurique réagit avec le zinc.
- t) l'acide acétique s'ionise.

Solutions

- (a) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ (SYNTHÈSE)
- (b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaI} \longrightarrow \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{NaNO}_3$ (DOUBLE TRANSFERT) (précipité de plomb(II)))
- (c) $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 \downarrow + 2 \text{HF}$ (DOUBLE TRANSFERT) (précipité de sulfate de calcium))
- (d) $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ (DÉCOMPOSITION)
- (e) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ (SYNTHÈSE)
- (f) $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$ (DOUBLE TRANSFERT) OU NEUTRALISATION ACIDO-BASIQUE)



- (g) $2 \text{ZnS} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ZnO} + 2 \text{S}$ (TRANSFERT SIMPLE ANIONIQUE)
- (h) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{LiOH}$ (SYNTHÈSE)
- (i) $2 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 6 \text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (DOUBLE TRANSFERT OU NEUTRALISATION ACIDO-BASIQUE)
- (j) $\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$ (SYNTHÈSE)
- (k) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{BaSO}_4$ ((DOUBLE TRANSFERT OU NEUTRALISATION ACIDO-BASIQUE)
- (l) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow 2 \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3 \text{CaSO}_4 \downarrow$ ((DOUBLE TRANSFERT; le sulfate de calcium et l'hydroxyde d'aluminium sont TOUS DEUX de précipités.)
- (m) $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (TRANSFERT CATIONIQUE SIMPLE)
- (n) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{NaCl}$ (SYNTHÈSE)
- (o) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 3 \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4$ (DOUBLE TRANSFERT)
- (p) $\text{H}_3(\text{PO}_4) + 3 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$ (DOUBLE TRANSFERT NEUTRALISATION)
- (q) $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 4 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{CO}_2$ (COMBUSTION D'UN HYDROCARBURE)
- (r) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ (RÉARRANGEMENT CATIONIQUE SIMPLE)
- (s) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ (TRANSFERT CATIONIQUE SIMPLE)
- (t) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + (\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)^-$ (IONISATION (CETTE RÉACTION EST RÉVERSIBLE))



XV. Synthèse globale

Ce module intitulé *Introduction à la chimie I* comprend quatre (4) chapitres, nommément : Matière et mesures, Structure atomique et tableau périodique, Liaisons, molécules et composés ioniques, et Réactions chimiques et stœchiométrie. Le chapitre intitulé *Matière et mesures* permet à l'étudiant de se familiariser avec le concept de matière et de reconnaître les différentes caractéristiques qui permettent de classer ses formes. On y observe les caractéristiques et les différences entre les propriétés physiques et les propriétés chimiques des matériaux afin de comprendre les différences entre transformation physique et transformation chimique. La différence entre matière et énergie est également à l'étude, de même que l'utilisation du système international d'unités (SI).

Dans le chapitre intitulé *Structure atomique et tableau périodique*, nous avons étudié diverses théories atomiques, ainsi que la théorie atomique moderne et son usage dans l'explication de la structure et la configuration des atomes. Dans ce chapitre, des termes fondamentaux tels que masse atomique, nombre de masse et isotope ont été définis et des calculs connexes ont été faits. Une section porte sur les courants d'idées qui ensemble menèrent à la création du tableau périodique, et sur la structure du tableau et les propriétés des éléments pouvant être déduites à partir des groupes et des périodes.

Le chapitre III, *Liaisons, molécules et composés ioniques*, se consacre aux concepts qui sous-tendent les liens entre les atomes qui se combinent entre eux pour former de nouvelles entités. La nature de ces interactions est étudiée en profondeur, comme les facteurs déterminant la formation de liaisons dans des composés soit ioniques ou covalents et les différences entre ces liaisons. La nomenclature internationale de composés inorganiques et organiques simples, de cations et d'anions était également à l'étude. Une autre section explique la manière de prédire la nature d'une liaison chimique, ainsi que la structure et la géométrie de molécules simples et d'ions. Une description de l'application de la théorie de Lewis et de ses structures pour les éléments et les composés binaires est également donnée. On y démontre la marche à suivre pour faire les diagrammes de Lewis.

Dans le dernier chapitre de ce module, qui traite de *Réactions chimiques et stœchiométrie*, l'étudiant a pu se familiariser avec la notion de mole, et la façon d'effectuer des conversions entre grammes, moles, nombre d'atomes ou de molécules. On y effectue aussi les calculs nécessaires pour trouver la composition en pourcentage massique d'un échantillon à partir de données expérimentales. Une partie importante de ce chapitre est consacrée à la stœchiométrie de base et aux calculs qui s'y rattachent, ainsi qu'à la détermination du pourcentage de composition d'un composé à partir de sa formule, la détermination de la formule empirique à partir du pourcentage massique et la marche à suivre pour faire des équations équilibrées à partir de la description d'une réaction chimique.



XVI. Évaluation sommative

1. Répondez aux questions suivantes:
 - (a) Quelle est la différence entre *densité* et *masse volumique*? Quelles sont leurs unités de mesure communes?
 - (b) Quelle est la différence entre *élément*, *composé* et *mélange*?
 - (c) Quelle est la propriété atomique la plus significative de la théorie de Dalton?
 - (d) Quelle est la différence entre propriété *intensive* et propriété *extensive*? Donnez trois exemples de chacune d'entre elles.
 - (e) Définissez dans vos propres mots, les termes *précision* et *justesse*.

2. Expliquez les lois suivantes dans vos propres mots:
 - (a) loi de la conservation de la masse
 - (b) loi des proportions définies
 - (c) loi des proportions multiples

3. Quelles propriétés distinguent les solides des liquides? Les solides des gaz? Les liquides des gaz?

4. Faites le diagramme de la configuration électronique des orbitales du fer.

5. Dites si chacun des éléments suivant est un métal (1) ou un non-métal (2).

(a) soufre	_____
(b) chlore	_____
(c) sodium	_____
(d) fer	_____
(e) carbone	_____
(f) argent	_____



6. Choisissez la bonne association :

- (a) Élément du groupe VIIA, 4e période.
 1) Br 2) Cl 3) Mn
- (b) Élément du groupe IIA, 3e période.
 1) béryllium 2) magnésium 3) bore
- (c) Métaux du groupe IVA.
 1) Ge, Sn, Pb 2) C, Si 3) C, Si, Ge, Sn
- (d) Non-métaux du groupe VA.
 1) As, Sb, Bi 2) N, P, As 3) N, P, As, Sb

7. Sélectionnez le nombre de protons contenus dans chacun des atomes suivants:

- (a) Azote
 1) 5 protons 2) 7 protons 3) 14 protons
- (b) Soufre
 1) 32 protons 2) 16 protons 3) 6 protons
- (c) Baryum
 1) 137 protons 2) 81 protons 3) 56 protons

8. Le carbone à l'état naturel existe sous la forme de trois isotopes, ^{12}C , ^{13}C et ^{14}C . Pour chacun de ces isotopes, donnez le nombre de protons, de neutrons et d'électrons.

	^{12}C	^{13}C	^{14}C
	6	6	6
#p	_____	_____	_____
#n	_____	_____	_____
#e	_____	_____	_____

9. L'atome de zinc a un nombre de masse de 65.

- (a) Combien de protons l'atome de zinc contient-il?
 (1) 30 (2) 35 (3) 65
- (b) Combien de neutrons l'atome de zinc contient-il?
 (1) 30 (2) 35 (3) 65
- (c) Quel est le nombre de masse d'un atome de zinc contenant 37 neutrons?
 (1) 37 (2) 65 (3) 67



10. Donnez le symbole atomique des éléments décrits :

(A) 8 p+, 8 n, 8 e- _____

(B) 47 p+, 60 n, 47 e- _____

(C) 17 p+, 20 n, 17 e- _____

11. En vous servant du tableau périodique, donnez la masse atomique de chacun des éléments suivants (en arrondissant au dixième près) :

(A) calcium _____

(B) aluminium _____

(C) plomb _____

(D) baryum _____

(E) fer _____

11. Dites si chacune des configurations électroniques suivantes convient au phosphore. Expliquez votre réponse.

(A) 2, 2, 8, 5

(B) 2, 8, 3

(C) 2, 8, 5

(D) 2, 6, 7

12. À l'aide du tableau périodique, donnez la configuration électronique complète des éléments suivants :

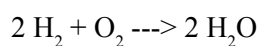
(A) Cl

(B) Sr

(C) I

13. On veut préparer 2,75 mol de NH_3 . Combien de moles d'azote cela nécessite-t-il?

L'équation suivante vous servira à répondre aux questions 14-17 :





14. Combien de moles de H_2O seront produites si on utilise 5,00 moles d'oxygène?
15. Si 3,00 moles de H_2O sont produites, combien de moles d'oxygène la réaction requiert-elle?
16. De combien de moles de dihydrogène doit-on disposer, si les paramètres sont les mêmes qu'à la question précédente?
17. Si 4,00 grammes de H_2 étaient utilisés, combien de grammes d'eau cette réaction produirait-elle?
18. Soit l'équation : $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$. Donnez les rapports molaires pour PCl_3 et Cl_2 et pour PCl_3 et PCl_5 .
19. Soit l'équation : $4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$. Donnez les rapports molaires pour NH_3 et N_2 et pour H_2O et O_2 .
20. Soit l'équation : $2 \text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + 2 \text{KNO}_3$. Calculez la masse de PbI_2 produit par la réaction de 30,0 g de KI et suffisamment de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
21. Combien de grammes de AuCl_3 seront formés à partir de 100,0 g de chlore dans la réaction suivante : $2 \text{Au} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AuCl}_3$
22. Combien de grammes de Na seront nécessaires pour faire réagir complètement 75,0 g de chlore dans la réaction suivante : $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$



XVII. Références

1. Ralph H. Petrucci and Williams S. Haward; **General Chemistry, 7th Edition**, Prentice – Hall International Inc., U.S.A, 1997.
2. Norbert T. Porile; **Modern University Chemistry**, Harcourt Brace Jovanovich, Inc., New York, 1987.
3. Raymond Chang, **Chemistry, 4th Edition**. McGraw-Hill Inc., New York, 1991, Oxford University Press, 2002.
4. Peter Atkins and Julio de Paula, **Atkin's Physical Chemistry**, 7th Edition.
5. Clyde R. Metz, **Schaum's Outline Series, Theory and Problems of Physical Chemistry**, McGraw-Hill Book Company, 1976.
6. Henry F. Holtzclaw and William R. Robinson, **General Chemistry 8th Edition**, D. C. Heath and Company, U.S.A., 1988.
7. Raymond Chang, **Chemistry 8th Edition**, McGraw-Hill, New York, 2005.
8. A.J. Walton; **Three phases of Matter (2nd Edition)**, Clarendon Press, Oxford, 1983.
9. James E. Brady and Gerard E. Humiston, **General Chemistry, Principles and Structure (3rd Edition)**, John Wiley & Sons, 1982.
10. B.H. Flowers and E. Mendoza; **Properties of Matter**, Wiley, London, 1970.

XVIII. Pondération des évaluations

Titre du fichier EXCEL :

Évaluation en cours de formation		Examen final	Total
Évaluation I 25%	Évaluation II 25%	50%	100%



XIX. Structure du fichier

Titre du module (fichier WORD)

Introduction à la chimie I.doc

Titre des autres fichiers utilisés (WORD, PDF, PPT, etc.) :

Atoms & Elements.pdf
 Atoms and Elements 2.pdf
 Atoms and Isotopes.pdf
Atomic Structure.htm
 Atomic Theory I.htm
 Atomic Theory II.htm
 Bishop_Book_1_ebook.pdf
 Bishop_Book_2_ebook.pdf
 Bishop_Book_8_ebook.pdf
 The Mole1.htm
 Reactions.htm
Review of Elements, Compounds, and Mixtures.htm
Chemical Nomenclature.htm
 Chemical Reactions.htm
 ChemTeam Stoichiometry Molar Ratios.htm
 ChemTeam Stoichiometry Mole-Mass Problems.htm
 ChemTeam Stoichiometry Mole-Mole Problems.htm
 Electron Arrangement and Periodic Law.pdf
Naming of Inorganic Compounds.htm
Naming Compounds, Ions, and Acids.htm
Nomen.htm
 Notes Atoms & Ions.htm
Notes Molecules & Compounds.htm
Periodicity.htm
 Physical and Chemical Changes.htm
 Physical and Chemical Properties.htm
 Reactions.htm
 Reviews of Elements, Compounds, and Mixtures.htm
 States of Matter.htm