

Chimie

Minérale 1



Par Chrispin **KOWENJE**



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 minérale	3
II. Prérequis.....	3
III. Temps.....	3
IV. Matériels didactiques	3
V. Justification.....	4
VI. Contenu.....	4
6.1 Résumé.....	4
6.2 Vue d'ensemble.....	5
6.3 Représentation graphique.....	6
VII. Objectifs généraux	7
VIII. Objectifs spécifiques d'apprentissage	8
IX. Activités d'enseignement et d'apprentissage.....	10
X. Activités d'apprentissage	17
XI. Liste des concepts clés (glossaire)	118
XII. Liste des lectures obligatoires.....	120
XIII. Listes des liens utiles	122
XIV. Synthèse du module	132
XV. Évaluation sommative	133
XVI. Références bibliographiques.....	137
XVII. Fiche d'évaluation	138
XVIII. Auteur principal du module	138



I. Chimie minérale 1

par Dr Chrispin Kowenje

II. Prérequis ou connaissances préalables nécessaires

Introduction à la chimie 1 : Matière et mesures; structure et périodicité de l'atome; molécules et composés ioniques; les réactions chimiques.

- Savoir utiliser les logiciels Microsoft Word et Excel.

III. Temps

120 heures

- Unité 1. Le tableau périodique des éléments (14 heures).
- Unité 2. Les structures et les tendances atomiques des éléments des blocs s et p (30 heures).
- Unité 3. Les propriétés générales des éléments des blocs s et p (40 heures).
- Unité 4. Les occurrences, l'abondance et l'extraction des éléments des blocs s et p (16 heures).
- Unité 5. Les usages et les applications économiques des éléments des blocs s et p (20 heures).

IV. Matériels didactiques

- Le recueil de notes du cours
- Un ordinateur connecté à l'Internet
- Des CD-ROMs
- Un accès à une bibliothèque virtuelle
- Une calculatrice scientifique



V. Justification du module

L'Introduction à la chimie I jetait les bases des concepts de la matière et des mesures, de la structure et de la périodicité de l'atome, des molécules, des composés ioniques et des réactions chimiques. Le présent module approfondit ces notions, afin d'en arriver à une meilleure connaissance des éléments chimiques et des diverses façons de les classer. Cette connaissance accrue permettra de comprendre les applications de base des principes et des composés chimiques et l'utilité du tableau périodique des éléments chimiques.

VI. Contenu

6.1 Résumé

Le cours commence par un examen attentif du tableau périodique des éléments et de la façon dont il est organisé. La connaissance du tableau permet de saisir facilement et rapidement les concepts et les propriétés de la chimie des éléments. Une fois que l'on connaît la chimie des éléments des blocs s et p (ou bloc principal) et des composés qu'on peut en tirer, on peut ensuite en faire une utilisation systématique sur la base de leurs propriétés communes.

Dans l'unité 1, le concept de la configuration électronique des éléments vous permettra de passer en revue la classification des éléments en métaux, en non métaux et en métalloïdes, ainsi qu'en blocs s, p, d et f dans le tableau périodique. L'unité 2 est consacrée aux structures et aux tendances atomiques sur une période et à l'intérieur d'un ensemble. L'unité 3 examine les propriétés générales des éléments des blocs s et p. L'unité 4 se penche sur l'abondance, l'occurrence et l'extraction des éléments.

Récemment, les recherches industrielles sur la chimie des éléments du bloc principal se sont multipliées. Elles ont donné lieu à de nombreux avancements technologiques, comme les transistors Si-Ge utilisés dans les ordinateurs et les magnétoscopes, grâce à une meilleure compréhension des propriétés de ces éléments ou de leurs composés. L'unité 5 donne des exemples de leur utilisation en industrie. Enfin, nous espérons que ce module stimulera votre intérêt pour la chimie minérale, un domaine où le personnel qualifié est encore rare, tant dans les établissements de formation que dans les laboratoires industriels.



6.2 Vue d'ensemble

120 heures

Unité 1. Tableau périodique des éléments (14 heures)

- Introduction et histoire de la périodicité des éléments chimiques
- Terminologie utilisée dans le tableau périodique des éléments
- Classification des éléments du tableau périodique
- Configuration électronique des éléments du bloc s
- Configuration électronique des éléments du bloc p
- Nombres quantiques et orbitales des électrons
- Éléments des blocs s, p, d et f
- Métaux, non-métaux et métalloïdes

Unité 2. Structures et tendances des atomes des éléments des blocs s et p (30 heures).

- Dimensions des atomes d'un bout à l'autre du tableau
- Points de fusion et d'ébullition des éléments des blocs s et p
- Électronégativité
- Tendances de l'énergie d'ionisation
- Affinités des électrons
- Énergies de liaison nucléaire
- Charge nucléaire effective

Unité 3. Propriétés générales des éléments des blocs s et p (40 heures)

- Valences des éléments des blocs s et p et formules de leurs composés.
- Noms des composés simples des éléments des blocs s et p
- Caractéristiques générales des métaux, des non-métaux et des métalloïdes
- Propriétés physiques des éléments du bloc s
- Propriétés physiques et chimiques des éléments du bloc s
- Propriétés physiques et propriétés chimiques des éléments du bloc p

Unité 4. Occurrence, abondance et extraction des éléments des blocs s et p (16 heures)

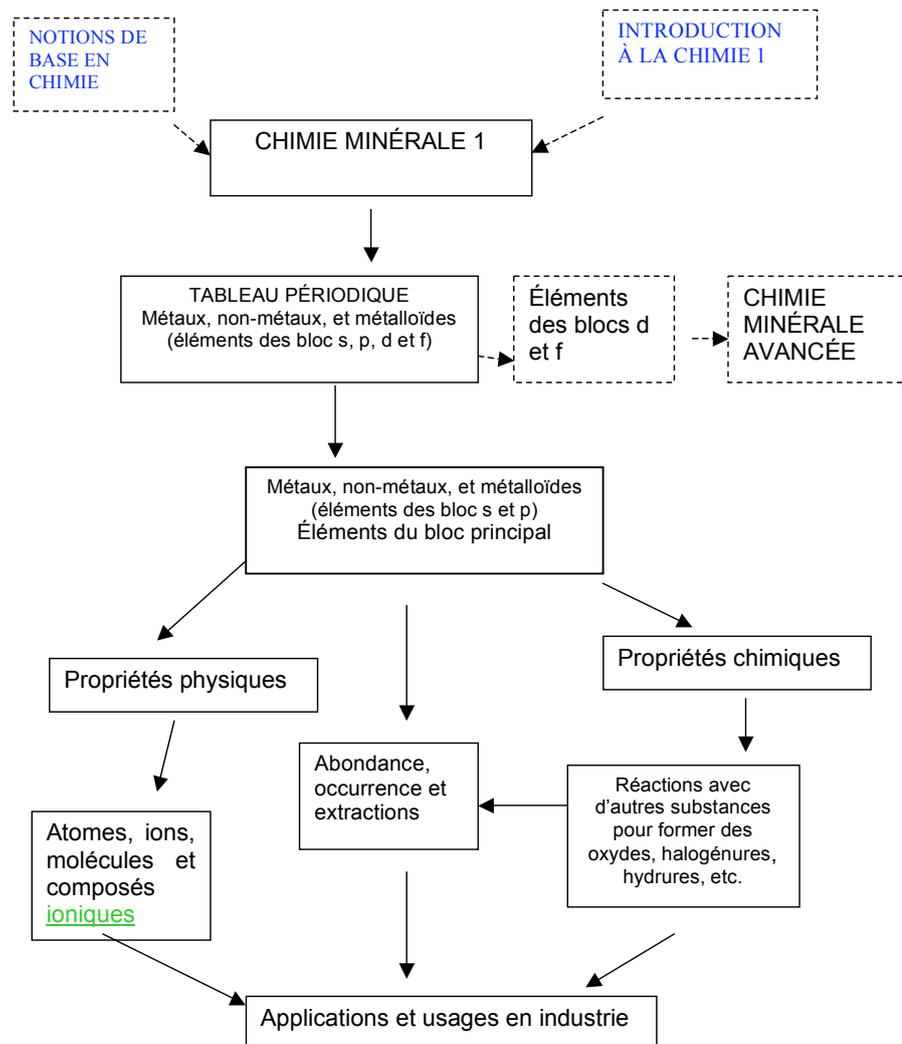
- Occurrence, abondance et extraction des éléments du groupe 1
- Occurrence, abondance et extraction des éléments du groupe 2
- Occurrence, abondance et extraction des éléments du groupe 13 et 16
- Occurrence, abondance et extraction des éléments du groupe 17
- Occurrence, abondance et extraction des éléments du groupe 18



Unité 5. Utilisation industrielle des éléments des blocs s et p (20 heures)

- Utilisation industrielle de certains éléments du groupe 1
- Utilisation industrielle de certains éléments du groupe 2
- Utilisation industrielle de certains éléments du groupe 13 et 16
- Utilisation industrielle de certains éléments du groupe 17
- Utilisation industrielle de certains éléments du groupe 18

6.3 La structure du module : la progression des apprentissages au fil des unités.





VII. Objectifs généraux

À la fin du module, vous devriez être capable de :

- Comprendre la position des éléments dans le tableau périodique
- Classer les éléments dans les blocs s, p, d et f du tableau périodique
- Décrire et expliquer les propriétés physiques des éléments des blocs s et p
- Décrire et expliquer les caractéristiques générales des propriétés chimiques des éléments des blocs s et p
- Décrire, expliquer et déduire les propriétés physiques et les propriétés chimiques des composés d'éléments des blocs s et p
- Décrire et même prévoir les méthodes d'extraction des éléments des blocs s et p
- D'indiquer les possibles utilisations industrielles des éléments des blocs s et p



VIII. Objectifs spécifiques

Unité	Objectifs d'apprentissage À la fin de l'unité, vous devriez être capable de :
1. Le tableau périodique	<ul style="list-style-type: none"> - indiquer la position d'un élément dans le tableau périodique à partir de son nombre atomique - utiliser les différentes présentations du tableau périodique - utiliser le tableau périodique pour classer les éléments selon le système UICPA - Identifier et situer les éléments du bloc s dans le tableau périodique selon leur configuration électronique - Identifier et situer les éléments du bloc p dans le tableau périodique selon leur configuration électronique - Classer les éléments dans les blocs s, p, d et f et comme métaux, non-métaux ou métalloïdes, selon leur position dans le tableau périodique.
2. La structure de l'atome des éléments des blocs s et p	<ul style="list-style-type: none"> - Décrire et expliquer la périodicité des rayons atomique et ionique des éléments du tableau périodique - Expliquer et décrire comment les tendances des points de fusion et d'ébullition des éléments des blocs s et p sont liés à leurs structures électroniques - Décrire, expliquer et prédire la périodicité de l'électronégativité des éléments du tableau. - Décrire, expliquer et prédire la périodicité de l'énergie d'ionisation des éléments du tableau. - Décrire, expliquer et prédire la périodicité de l'affinité électronique des éléments du tableau. - Décrire, expliquer et prédire la périodicité des énergies de liaison nucléaire des éléments du tableau. - Calculer l'énergie de liaison nucléaire de chacun des éléments du tableau - Calculer la charge nucléaire effective de chacun des éléments du tableau périodique



3. Propriétés générales des éléments des blocs s et p	<ul style="list-style-type: none"> - Examiner les valences des éléments des blocs s et p - Prévoir et indiquer les états courants d'oxydation des éléments des blocs s et p - Prévoir la formule et le nom des composés simples des éléments des blocs s et p - Expliquer la stabilité de l'état courant d'oxydation des éléments des blocs s et p - Prévoir et expliquer la tendance des propriétés physiques et chimiques des éléments du bloc s - Prévoir et expliquer la tendance des propriétés physiques et chimiques des éléments du bloc p - Expliquer et donner des exemples du comportement anormal des premiers éléments (période 2) - Décrire l'effet de paire inerte. - Indiquer et donner des exemples des relations diagonales des éléments du tableau
4. Occurrence, abondance et extraction des éléments	<ul style="list-style-type: none"> - D'évaluer l'abondance des éléments des blocs s et p dans la nature - Définir les termes associés à l'extraction des éléments - Observer l'abondance dans la nature des éléments des blocs s et p du tableau - Décrire les principales méthodes d'extraction des éléments du bloc s (métaux) - Décrire les principales méthodes d'extraction des éléments des groupes 13, 14, 15 et 16 - Décrire les principales méthodes d'extraction des éléments du groupe 17 - Décrire les principales méthodes d'extraction des éléments du groupe 18 - Mener un projet de recherche sur l'extraction d'un élément du bloc s et de deux éléments du bloc p et de rédiger un rapport.
5. Utilisations industrielles des éléments des blocs s et p	<ul style="list-style-type: none"> - Évaluer les utilisations industrielles de certains éléments du bloc s - Évaluer les utilisations industrielles de certains éléments du bloc p - Prévoir des utilisations éventuelles d'éléments des sections s et p du tableau périodique



IX. Activités d'enseignement et d'apprentissage

9.1 Évaluation préliminaire

Titre de l'évaluation préliminaire : évaluation préliminaire au module Chimie minérale I

Justification : ce questionnaire a pour but de vérifier vos connaissances des notions nécessaires à la compréhension du module. Il a été conçu pour vous rappeler ces notions et non de vous piéger.

Questions

1. Qu'est-ce qu'un anion?
 - a) un atome qui a gagné des électrons
 - b) un atome qui a perdu des électrons
 - c) une molécule chargée
 - d) un élément chargé
2. Qu'est-ce qu'un élément?
 - a) un atome qui participe à une réaction chimique
 - b) une substance pure constituée d'un seul type d'atomes
 - c) différents types d'atomes aux propriétés chimiques similaires
 - d) un atome qu'il est impossible de diviser en particules plus simples
3. Qu'est-ce que le nombre atomique d'un atome?
 - a) Le nombre de ses protons
 - b) Le nombre de ses électrons
 - c) Le nombre de ses protons et ses neutrons
 - d) le nombre de ses électrons et de ses protons
4. ${}_1\text{H}^1$, ${}_1\text{H}^2$, et ${}_1\text{H}^3$ sont tous
 - a) des isotopes
 - b) des allotropes
 - c) des membres du groupe
 - d) des anisotropes



5. Les transformations chimiques sont ceux qui
- se produisent rapidement
 - produisent une nouvelle substance
 - impliquent les électrons
 - qui se produisent sous l'effet de la chaleur
6. Qu'est-ce qu'une orbitale atomique?
- l'endroit qu'occupe l'électron au sein de l'atome
 - l'onde du niveau d'énergie permis de l'électron dans un atome
 - l'onde du niveau d'énergie permis de l'électron dans un atome ou dans une molécule
 - la sous-couche d'un atome
7. Que sont les allotropes?
- les membres d'une famille d'atomes dont seul le nombre de neutrons varient.
 - Les différentes formes d'un élément
 - Les différentes formes d'un atome
 - Les différentes structures d'un élément
8. Qu'est-ce que la règle de l'octet?
- C'est quand l'orbitale compte 8 électrons
 - C'est quand, au moment de la formation d'une liaison, la valence de la couche de la configuration électronique des atomes atteignent le nombre de 8 électrons.
 - C'est quand les éléments du groupe 8 (les gaz nobles) sont stables
 - C'est quand la valence atteint 8 électrons
9. Qu'est-ce qu'une liaison chimique
- La plus courte distance entre deux atomes dans une molécule
 - Les forces d'attraction qui retiennent ensemble deux atomes ou plus dans une molécule
 - Les deux électrons qui s'attirent mutuellement et qui tiennent les atomes ensemble
 - La plus courte distance d'approche entre deux atomes



10. Le point de fusion d'une substance est
- La température à laquelle les phases solide et liquide s'équilibrent
 - La température à laquelle tout solide devient liquide
 - La température à laquelle l'eau liquide se transforme en glace.
 - est de 0°C pour la glace
11. La configuration électronique est
- L'arrangement des électrons dans les orbitales atomiques
 - La présence d'électrons dans les orbitales
 - La forme spécifique des orbitales électroniques, par exemple, celles des orbitales s, p et d
 - L'étude des électrons d'un atome
12. Que sont les espèces isoélectroniques?
- Des atomes possédant le même courant
 - Des atomes ou des ions présentant le même arrangement électronique
 - Des atomes possédant le même nombre d'électrons
 - Des atomes qui ont perdu tous leurs électrons
13. Qu'est-ce que une série électrochimique?
- Une série d'atomes du même groupe
 - La liste des éléments/composés, disposés selon leurs capacités de réduction, du plus oxydant au plus réducteur.
 - La liste des atomes, disposés selon leurs capacités de réduction, du plus oxydant au plus réducteur.
 - Les membres de la même période dans le tableau périodique
14. Quel est le classement correct des types de liaison, de la plus forte à la plus faible?
- Covalente, Van der Waals, hydrogène
 - Van der Waals, hydrogène, covalente
 - Covalente, hydrogène, Van der Waals,
 - hydrogène, Van der Waals, covalente



15. Les liaisons covalentes peuvent se former...

- a) Entre les métaux et les non-métaux
- b) Par partage des électrons
- c) par transfert d'électrons
- d) entre non-métaux seulement

16. Un composé chimique est toujours

- a) Chimiquement neutre
- b) Électriquement neutre
- c) À la fois chargé positivement et négativement
- d) Chargé ou bien positivement ou bien négativement

17. Qu'est-ce qu'un catalyseur?

- a) Une substance qui accélère la vitesse de réaction
- b) Une substance qui accélère la vitesse de réaction sans être elle-même altérée
- c) Une substance qui produit plus rapidement le produit désiré de la réaction chimique
- d) Une substance qui modifie la vitesse d'une réaction

18. Qu'est-ce qui provoque un état excité de l'atome?

- a) le fait qu'un ou deux électrons ne sont plus à leur plus bas niveau possible d'énergie
- b) le départ d'un électron d'un atome
- c) le fait qu'un atome gagne plus d'énergie
- d) le fait qu'un atome possède plus d'électrons que nécessaire

19. Définissez l'unité de masse atomique (UMA) selon l'UICPA

- a) $1 \text{ uma} = 1/12$ de la masse du Carbone 12
- b) $1 \text{ uma} = 1/16$ de la masse de l'oxygène 16
- c) $1 \text{ uma} = 1/1$ de la masse d'hydrogène
- d) $1 \text{ uma} =$ le nombre maximum de protons dans un atome.

20 Qu'est-ce qu'une anode

- a) le bout de l'élément d'une ampoule
- b) l'électrode d'une cellule électrochimique où se produit la réduction
- c) la borne d'une pile sèche
- d) l'électrode d'une cellule électrochimique où se produit l'oxydation



Réponses

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



Titre de l'évaluation préliminaire : Évaluation préliminaire au module Chimie minérale 1.

Observations pédagogiques

Cette évaluation préliminaire a pour but de vous permettre de faire le point sur votre niveau de connaissances en chimie, en rapport avec les concepts qui seront abordés dans le module de Chimie minérale I. Votre résultat devrait vous aider à vérifier vos acquis et vous indiquer les notions auxquelles vous devriez porter une attention particulière. Pour bien comprendre le présent module vous devez connaître les effets des configurations électroniques et les interactions concomitantes entre les atomes, les ions, les molécules, les composés ioniques, etc., gouvernés par la périodicité des propriétés des éléments. Si vous avez obtenu une note de 40% ou moins, vous risquez de rencontrer des difficultés à comprendre ce module. Avant de l'entreprendre, nous vous conseillons de réviser d'abord le module Introduction à la chimie I, prérequis au présent module. Cela dit, cette mesure de votre performance ne vise ni à vous décourager ni à vous rendre trop confiant. Elle est destinée à vous donner une idée de l'effort que vous devrez fournir pour réussir le module, afin de vous y préparer.

Concepts clés

1. **Numéro atomique** est le nombre de protons dans le noyau d'un atome ou le nombre de ses électrons.
2. **Ion**. Un atome (ou une molécule) chargé. Un **ion** est positif (cation), s'il a perdu des électrons ou négatif (anion), s'il a gagné des électrons.
3. **Isotopes**. des atomes d'un même élément chimique comportant deux nucléides ou plus qui comptent le même nombre de protons (Z) mais un nombre différent de neutrons (N). La masse atomique étant obtenue par la somme du nombre de protons et de neutrons du noyau, les isotopes possèdent des masses différentes, tout en partageant les mêmes propriétés chimiques puisqu'ils contiennent le même nombre de protons et d'électrons.
4. **Allotropes**. Les différentes formes d'une substance élémentaire. Par exemple, le graphite et le diamant sont des allotropes du carbone; O_2 et l'ozone O_3 sont des allotropes de l'oxygène.
5. Configuration **électronique fondamentale**.
C'est la configuration électronique d'un atome lorsque l'énergie de ses orbitales est à leur plus bas niveau, selon la règle de Hund.
6. **Séries isoélectroniques**. C'est une série d'atomes ou d'ions qui possèdent la même configuration ou arrangement électronique.



7. **Électroneutralité.** Ce principe stipule que toute substance pure porte une charge globale de zéro. Par exemple, la charge totale dans un composé ionique comme $[\text{Na}^+\text{Cl}^-]^0$ égale zéro.
8. **Transformation chimique.** Une transformation qui débouche sur la formation d'une nouvelle substance, par exemple, la combustion du bois.
9. **Catalyseur.** Toute substance qui crée une situation dans laquelle une réaction chimique s'effectue plus rapidement.
10. **Unité de masse atomique.** L'unité de masse atomique correspond à un $1/12$ de la masse d'un atome de carbone – 12. Le carbone – 12 (C-12) possède six protons et six neutrons.
11. **Liaison chimique.** C'est la force d'attraction qui tient ensemble les atomes pour former des molécules ou l'interaction électrique des électrons d'un atome et le noyau chargé positivement d'un autre atome qui résulte en la formation d'une unité stable.
12. **Alliage.** Mélange homogène de deux éléments ou plus, dont au moins un métal, formant ainsi une substance qui présente des propriétés métalliques. Par ailleurs, cette substance possède habituellement des propriétés différentes (très différentes même, parfois) de celles de chacun de ses composants.
13. **Base.** Une substance qui ionise l'eau pour former des ions d'hydroxyde et un cation (il existe des définitions plus fondamentales de ce terme).
14. **Polarité de la liaison.** Indique jusqu'à quel point la paire d'électrons qui lie deux atomes est déplacée vers l'un de ces atomes.



X. Activités d'apprentissage

Activité d'apprentissage # 1

Titre de l'activité d'apprentissage : LE TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

À la fin de l'unité 1, vous devriez être capable de :

1. indiquer la position d'un élément dans le tableau périodique à partir de son numéro atomique.
2. Répartir les éléments dans les blocs s, p, d et f et les classer comme métaux, non-métaux ou métalloïdes, selon leur position dans le tableau périodique.
4. Utiliser le tableau périodique pour classer les éléments selon le système UICPA..
5. Utiliser les différentes présentations du tableau périodique.

Sommaire de l'activité d'apprentissage 1

L'activité 1 aborde le premier sujet du module, le tableau périodique, par un court historique de la disposition des éléments sur des rangées horizontales selon leur masse atomique. Il sera ensuite question de l'identification des colonnes (ou groupes) et des rangées (ou périodes) du tableau, de ses zones regroupant les éléments métalliques, non-métalliques et métalloïdes et des blocs s, p, d et f. De plus, les éléments seront classés selon le système UICPA. Enfin, la numérotation du tableau périodique moderne sera examinée. À la fin de chaque sujet, des exercices et vous aideront à intégrer les notions et à développer votre habileté à résoudre des problèmes pratiques.

Lectures obligatoires

Recueils de textes

1. Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry, 3rd Edition*. Longman Singapore Publisher, 1992.
2. Catherine E. Housecroft et Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry*. Prentice-Hall International, USA. 2000.
3. J. D. Lee, *Concise Inorganic Chemistry, 4th edition*. Chapman & Hall, New York. USA. 1993.
4. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss et Geoffrey Davies; *Chemistry, The science in context*. W.W. Norton and company, NY, USA. 2004.



Liens utiles

1. <http://www.dayah.com/periodic/>
2. http://en.wikipedia.org/wiki/Periodic_table
3. <http://www.chem1.com/acad/webtext/atoms/atpt-6.html#ORG>
4. <http://chemistry.about.com/od/elementgroups/a/metals.htm>
5. <http://chem.lapeer.org/Chem1Docs/Mendeleev.html>
6. http://en.wikipedia.org/wiki/Electron_configuration

Matériel didactique

- Ordinateur branchée à l'Internet pour pouvoir accéder aux liens et aux ressources en-ligne gratuites.
- Ressources multimédias comme lecteurs de CD, VCD, etc.
- Le CD-ROM du présent module pour la consultation des documents de référence et le visionnement des démonstrations.

Activités d'apprentissage

1.1. Le tableau périodique. Introduction et aspects historiques.

Le tableau périodique des éléments chimiques est une façon de présenter une vue d'ensemble des éléments chimiques sous forme de tableau. Malgré quelques précurseurs, c'est au chimiste russe Dmitri Mendeleev que l'on reconnaît la paternité de sa création, en 1869. Mendeleev l'a conçu pour montrer les tendances récurrentes (*périodiques*) des propriétés des éléments. La configuration du tableau s'est raffinée au fil du temps; il a évolué au fur et à mesure de la découverte de nouveaux éléments et de l'évolution des modèles théoriques rendant compte des réactions chimiques. Le tableau périodique est maintenant largement répandu en chimie. Il offre un cadre extrêmement utile pour classer, systématiser et comparer les nombreux éléments chimiques. La version la plus récente du tableau, publiée en octobre 2006, compte 118 éléments (l'élément 118 a été synthétisé, mais l'élément 117 ne l'est pas encore). Parmi ces éléments, on en trouve 92 de façon naturelle sur la Terre; les autres ont été produits artificiellement dans des accélérateurs de particules.



Structure du tableau périodique

Quelques définitions :

1. Un **groupe** est une colonne verticale du tableau périodique des éléments.
2. Une **période** est une rangée horizontale du tableau périodique des éléments.

Voir la figure 1.1 ci-dessous et sur la page : <http://en.wikipedia.org/wiki/Image:800px-PTable.png>.

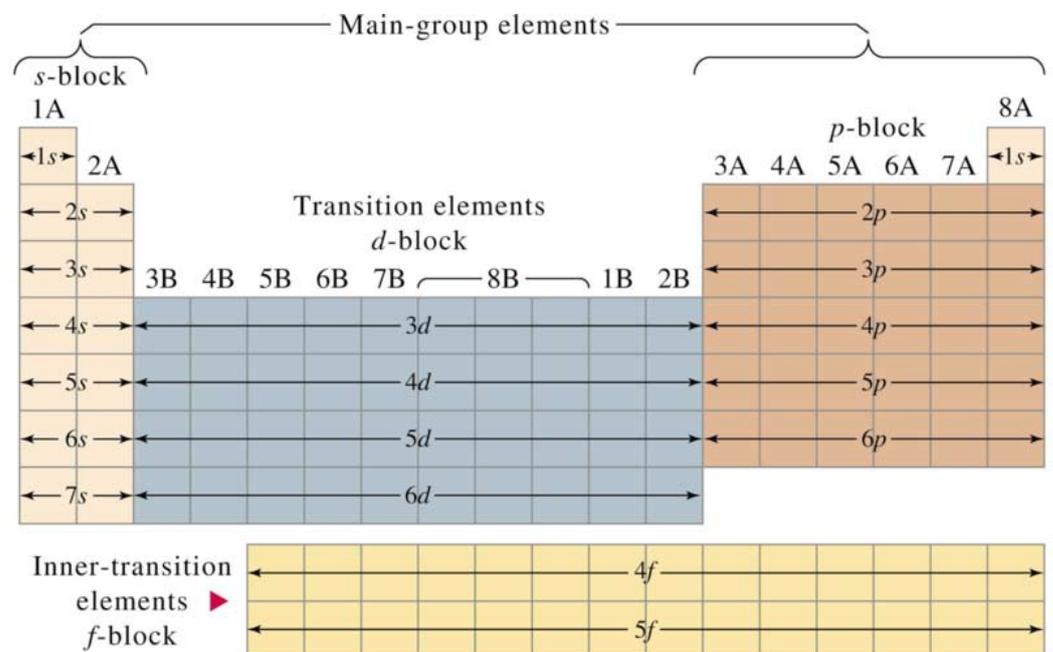


Figure 1.1: Tableau périodique des éléments illustrant les couches externes et les aires des blocs s, p, d et f.

Il existe plusieurs façons d'illustrer les groupes du tableau. Le **Tableau 1.1** ci-dessous permet de les comparer à celle du tableau présenté à la **Figure 1.1**.



Tableau 1.1. Les différentes façons de présenter les groupes du tableau périodique.

Chiffre arabe + lettre	1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Ciffre arabe	1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	3	4	5	6	7	8
Romain + lettre	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII	VIII	VIII	IB	IB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
UICPA	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18

Clé. Les nombres arabes (de la deuxième rangée) en bleu indiquent le bloc principal. Ceux en noir indiquent le bloc d des éléments en transition.

N.B. Le système UICPA étant recommandé, c'est ce dernier que nous utiliserons pour la suite du module.

Les noms recommandés pour les groupes du tableau

Groupe	Nom recommandé
1	Métaux alcalins
2	Métaux alcalins terreux
15	Prictogènes
16	Chalcogènes
17	Halogènes
18	Gaz nobles / gaz inertes

La configuration électronique

Définition : La configuration électronique est la façon dont les électrons sont répartis dans les orbitales atomiques.

Actuellement, il est plus courant d'examiner le tableau périodique organisé selon le nombre et la répartition des électrons des éléments. Le facteur déterminant des propriétés chimiques d'un élément est sa configuration électronique, plus particulièrement celle de sa couche de valence, qui est la plus externe. De plus, les types d'orbitales où se retrouvent les électrons externes d'un élément détermineront le *bloc* auquel il appartient. Le nombre d'électrons dans sa couche de valence déterminera sa famille, ou son *groupe*.

Exercice 1 : Disposez les orbitales s, p, d, et f, selon leur niveau d'énergie (déterminé par leur position par rapport au noyau) en partant du plus bas (ou du plus près du noyau) au plus élevé.



- A). s, p, d, f;
- B) p, s, f, d;
- C) d, f, p, s;
- D) f, d, p, s.

Solution : A)

La configuration électronique de tout élément est intimement liée à sa position dans le tableau périodique. Les propriétés chimiques d'un atome sont principalement déterminées par la disposition des électrons de sa couche de valence. En conséquence, les éléments du même groupe présentent des propriétés chimiques similaires puisqu'ils possèdent le même nombre d'électrons dans leur couche de valence. Cela dit, plus l'atome est de grande dimension, d'autres facteurs influencent ses propriétés chimiques, tels le rayon, la masse atomiques et un plus grand accès des couches électroniques additionnelles.

Les nombres quantiques

L'état d'un électron dans un atome est déterminé par quatre nombres quantiques. Trois d'entre eux sont des nombres entiers et caractérisent l'orbitale atomique où réside l'électron.

nombre	symbole	valeur	désigne
Nombre quantique principal	n	entier, 1 ou plus	En gros, l'énergie globale de l'orbitale et, par extension, sa distance moyenne du noyau. En bref, le niveau d'énergie dans lequel elle se trouve. (1+)
Nombre quantique secondaire	l	entier, 0 à n-1	Le moment angulaire de l'orbitale, aussi considéré comme le nombre de nœuds sur le graphe de densité. Autrement connue comme son orbitale. (s=0, p=1...)
Nombre quantique magnétique	m	entier, -l à +l, incluant 0.	La variation d'énergie de l'orbitale atomique quand il est exposée à un champ magnétique externe (effet Zeeman). Indique l'orientation spatiale.
Nombre quantique de spin	m_s	+½ ou -½ (parfois appelé « haut » ou « bas »)	Une propriété intrinsèque de l'électron, indépendante des autres nombres. s et l déterminent en partie le moment dipolaire magnétique de l'électron.

N.B. Selon le principe d'exclusion de Pauli, deux électrons du même atome ne peuvent avoir les mêmes nombres quantiques.



Couches et sous-couches

Les couches et les sous-couches (aussi nommées niveaux et sous-niveaux d'énergie) sont définies par les nombres quantiques et non par la distance de leurs électrons du noyau ou par leur énergie totale. Dans les gros atomes, les couches au-dessus de la deuxième se chevauchent, c'est-à-dire que la restriction ne vaut plus (voir le principe Aufbau).

On dit des états ayant la même valeur de n qu'ils se trouvent dans la même *couche électronique*; de ceux ayant les mêmes valeurs de n et l qu'ils se trouvent dans la même sous-couche électronique et on appelle les électrons qui partagent un même n et un même l des électrons équivalents. Si les états ont également le même m , on dit que les électrons se trouvent dans la même orbitale atomique. Les électrons n'ayant que deux états de spin possibles, une orbitale atomique ne peut donc contenir plus de deux électrons (principe d'exclusion de Pauli).

Une sous-couche peut contenir jusqu'à $4l + 2$ électrons; une couche peut contenir au maximum $2n^2$, n étant égal au numéro de la couche.

Exemple à travailler

Voici la configuration électronique d'une cinquième couche remplie :

Couche	Sous-couche	Orbitale	N. d'orbitales	N. max d'électrons
n = 5	l = 0	m = 0	1 orbitale de type s	2
	l = 1	m = -1, 0, +1	3 orbitales de type p	6
	l = 2	m = -2, -1, 0, +1, +2	5 orbitales de type d	10
	l = 3	m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7 orbitales de type f	14
	l = 4	m = -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4	9 orbitales de type g	18

Aufbau principe

Aufbau est un mot allemand qui signifie remplir. Ce principe établit que les électrons sont répartis dans les orbitales selon leur ordre croissant d'énergie, c'est-à-dire que le premier électron occupera l'orbitale ayant la plus basse énergie, le second se placera dans le deuxième plus bas état d'énergie et ainsi de suite. La séquence dans laquelle les états se remplissent est la suivante :

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s < 6d \approx 5f.$$

Les appellations s, p, d et f proviennent de la façon, maintenant désuète, de catégoriser les lignes spectrales comme *sharp* (nette), *principal* (principale), *diffuse* (diffuse ou floue) et *fundamental* (fondamentale), selon l'observation de leur structure fine. Une fois que les quatre premiers types d'orbitales ont été décrits, on les a associés à ces lignes spectrales, sans chercher à trouver d'autres noms. La désignation g a



été choisie à cause du rang qu'occupe cette lettre dans l'alphabet. Les couches peuvent en théorie compter plus de cinq sous-couches, ce qui se confirme dans tous les éléments découverts à ce jour. Certains appellent les orbitales s et p, *sphériques* et *périphériques*.

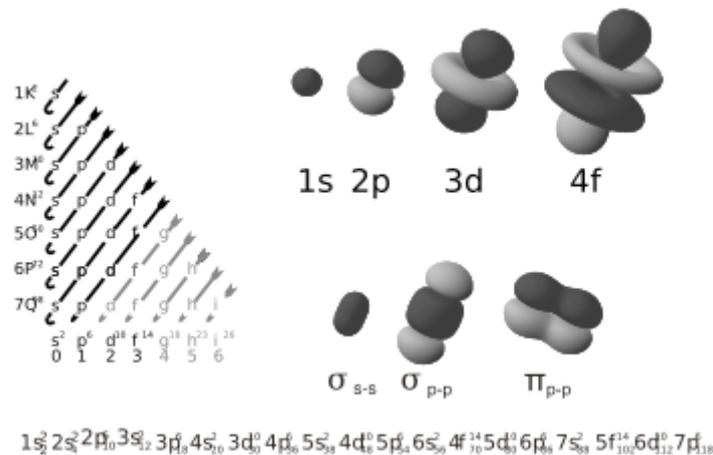
N.B. Les énergies des différentes orbitales diffèrent de peu quand n atteint de hautes valeurs (3, 4...) et leurs énergies relatives changent de façon importante à la suite d'une ionisation.

Règle de Hund

De façon générale, la règle de Hund de la multiplicité maximale énonce que toutes les orbitales d'une sous-couche doivent être occupées par un électron avant que l'une de ces orbitales en accueille un deuxième, et que les électrons des orbitales qui n'en contiennent qu'un seul ont le même spin.

Le principe d'exclusion de Pauli

Énoncé simplement, ce principe précise que deux électrons d'un même atome ne peuvent être dans le même état quantique. Cela signifie que deux électrons ne peuvent avoir : 1) la même énergie 2) le même moment angulaire magnétique 3) le même moment angulaire d'orientation et 4) et la même orientation du spin intrinsèque.



L'ordre d'énergie croissante des sous-couches peut être établi en parcourant vers le bas et vers la gauche, les diagonales du tableau ci-dessus (voir aussi le diagramme ci-haut), en partant du haut des diagonales en allant vers le bas. La première diagonale (au sommet du triangle) traverse 1s; la deuxième traverse 2s; la troisième traverse 2p et 3s et ainsi de suite. Cela explique l'ordre des blocs dans le tableau périodique.



Notation et occupation des orbitales

Vous pouvez comparer un atome à une maison très bizarre (comme une espèce de pyramide inversée) avec une pièce principale au rez-de-chaussée et plusieurs pièces aux étages supérieures, occupées par des électrons. Au rez-de-chaussée, on ne trouve qu'une seule pièce (l'orbitale 1s); au premier étage, on en trouve quatre (les orbitales 2s, 2p_x, 2p_y et 2p_z); le deuxième étage compte neuf pièces (une orbitale 3s, trois 3p et cinq 3d) et ainsi de suite. Cependant, ces pièces ne sont pas très grandes... *Chaque orbitale ne peut accueillir que deux électrons.*

La notation d'une sous-couche est écrite sous la forme nx^y , n indiquant le numéro de la couche (c'est-à-dire 1, 2, 3...), x le type de sous-couche (c'est-à-dire s, p, d et f) et y le nombre d'électrons dans la sous-couche. Les sous-couches d'un atome sont décrites par ordre croissant d'énergie – autrement dit, par la séquence dont elles se remplissent. Par exemple, le lithium à son plus bas état d'énergie compte deux électrons dans la sous-couche 1s et un seul dans la sous-couche 2s. Sa configuration à son plus bas état d'énergie sera $1s^2 2s^1$. Le phosphore (nombre atomique 15) s'écrit de la façon suivante : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

La notation des atomes qui possèdent beaucoup d'électrons peut devenir très longue. On recourt dans ces cas à la notation abrégée en faisant intervenir des gaz nobles, quand on observe que la notation des premières sous-couches est identique à celle de l'un ou l'autre des gaz nobles. La configuration du phosphore, par exemple, ne diffère de celle du néon ($1s^2 2s^2 2p^6$) que par la présence d'une troisième couche. On retire alors de sa notation la partie qui correspond à celle du néon (Ne) et la notation du phosphore devient : $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$.

Une façon encore plus simple de noter un élément est d'indiquer son nombre d'électrons dans chaque couche, par exemple, pour le phosphore toujours : 2-8-5

Les électrons du cœur et ceux de valence

La configuration des électrons externes (ou de valence) est importante, puisque ce sont ces électrons qui détermineront les propriétés chimiques d'un élément. Les électrons qui occupent le plus bas niveau d'énergie quantique sont appelés électrons de cœur. Prenons la notation de l'oxygène $1s^2 2s^2 2p^4$: les électrons de base sont ceux de l'orbitale 1s, tandis que les six électrons de $n=2$ sont ceux de valence.

Exercice 1

Écrivez la configuration électronique des éléments suivants, leur numéro atomique indiqué entre parenthèses.

- Be (4), Na (11), Rb (37).
- B (5), N (7), P(15).
- Sc (21), Co (27).
- He (2), Ne (10), Ar (18).



Solution

- a) Be(4)** : $1s^2 2s^2$; **Na(11)** : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; **Rb(37)**: $[\text{Kr}] 5s^1$
b) B(5): $1s^2 2s^2 2p^1$; **N(7)**: $1s^2 2s^2 2p^3$; **P(15)**: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \equiv [\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
c) Sc(21): $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$, **Co(27)**: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
d) He(2): $1s^2$, **Ne(10)**: $1s^2 2s^2 2p^6$, **Ar(18)**: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

La configuration électronique et la structure du tableau périodique

La configuration électronique d'un atome est intimement liée à sa position dans le tableau périodique. Les propriétés chimiques d'un atome sont principalement déterminées par la disposition des électrons dans sa couche de valence. En conséquence, les éléments du même groupe présentent des propriétés chimiques voisines puisqu'ils possèdent le même nombre d'électrons dans leur couche de valence. Cela dit, plus l'atome est de grande dimension, d'autres facteurs viennent jouer quant à ses propriétés chimiques, tels le rayon et la masse atomiques et un accès accru à plusieurs états électroniques.

Les atomes ayant une configuration électronique notée ns^x appartiennent au groupe x , ceux notés np^x au groupe $(12+x)$ et ceux notés nd^x au groupe $(2+x)$ avec $x \leq 6$.

Le nombre total de couches électroniques d'un atome est déterminé par la période à laquelle il appartient.

Élément	N. atomique (Z)	Configuration électronique	Groupe	Période
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;	1	3
Be	4	$1s^2 2s^2$;	2	2
Co	27	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$	$(2+7) = 9$	4
Ar	18:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$(12+6) = 18$	3

Vérifiez les résultats de ce tableau selon la position des éléments du **tableau 1.1**.



Divisions du tableau périodique

1. en blocs s, p, d et f du tableau périodique

Étant donné l'importance des couches externes, les différentes sections du tableau périodique sont parfois appelées les **blocs du tableau périodique**, selon la sous-couche où se tiennent les « derniers » électrons, par exemple, la sous couche s, la sous couche p, la sous couche d, etc.

Exercice 1.2 : Que remarquez-vous de commun entre les réponses de l'exercice 1.1 en considérant les configurations électroniques des couches externes des sections a, b et c?

Réponse : a) les orbitales externes ont une configuration s^x (s^1 ou s^2); b) les orbitales externes ont une configuration p^x (p^1 ou p^3); c) les orbitales externes ont une configuration d^x (d^1 ou d^7); d) la couche externe à ses orbitales s et p remplies (du nombre maximale d'électrons possible) des tels atomes sont appelés gaz nobles.

Ainsi, tous les éléments du groupe 1 du tableau périodique possèdent des structures électroniques externes du type ns^1 (où n est un nombre entre 2 et 7). Tous les éléments du groupe 2 ont une structure électronique externe de type ns^2 . Les éléments de (a) ci-dessus sont des groupes 1 et 2 appartiennent au **bloc s**.

Les éléments des groupes 13 à 18 du tableau périodique ont tous une structure électronique de type np^x (où n est un nombre entre 2 et 7 et x un nombre entre 1 et 6). Tous les éléments dont il est question en (b) sont dans le **bloc p** du tableau périodique.

Les éléments dont il est question en (c) sont du **bloc d** et sont des éléments dont le dernier électron ajouté est dans une orbitale d. Ils font partie des groupes 3 à 12 du tableau périodique. La première série de ces éléments va du scandium au zinc et ces éléments sont aussi appelés éléments de transition ou métaux de transition. Les termes « éléments de transition » et « éléments du **bloc d** » n'ont pas tout à fait le même sens, mais ça n'a pas d'importance dans le contexte présent.

Par ailleurs, les éléments du **bloc f** sont des éléments dont le dernier électron ajouté est dans une orbitale f. Ils sont habituellement présentés dans une section à part du tableau périodique principal (voir la figure 1.1 plus haut).

2. En métaux, non-métaux et métalloïdes

Les métaux se retrouvent dans des groupes du tableau dont les éléments présentent des configurations électroniques semblables et ayant, par conséquent, des propriétés chimiques voisines. Les groupes de métaux semblables sont ceux des alcalins, des métaux alcalino-terreux (bloc s), des métaux de transition (bloc d) des métaux terreux rares (les séries des lanthanides et des actinides du groupe 3, voir le bloc f). La plupart des métaux autres qu'alcalins et alcalino-terreux sont ce qu'on appelle des métaux de transition (voir éléments de transition). Les éléments du bloc p bordant le bloc d (voir plus bas les relations diagonale) présentent des propriétés métalliques.



Les non-métaux se trouvent en haut à droite du tableau périodique, dans la section du bloc p, l'hydrogène est aussi le plus souvent considéré comme un non métal. Quant aux métalloïdes, ils se situent à l'intersection des métaux et non-métaux du bloc p, dessinant une diagonale grossière vers la droite du haut vers le bas du tableau périodique (voir http://en.wikipedia.org/wiki/Periodic_table)

Les six métalloïdes sont B, Si, Ge, As, Sb et Te. Leurs propriétés montrent des caractéristiques à mi-chemin entre celles des métaux et des non-métaux. Ils sont des conducteurs de chaleur et d'électricité, sans être des conducteurs ou des isolants parfaits.

Série de problèmes Unité 1 (compte pour 7 %)

1. Combien de périodes compte le tableau périodique?
a) 7, b) 18, c) 8, d) 10.
2. Combien d'électrons possède l'argon?
a) 18, b) 8, c) 3, d) 6
3. Quel le numéro du groupe des halogènes?
a) 7, b) 17, c) VIIA, d) 18
4. Combien y a-t-il d'éléments dans la période 4?
a) 6, b) 8, c) 18, d) 4
5. Les éléments de la version actuelle du tableau périodique sont disposés selon leur a) numéro atomique, b) masse atomique, c) nombre de masse, d) état d'oxydation.
6. La majorité des éléments du tableau périodique sont a) des métaux, b) des non-métaux, c) des métalloïdes, d) des gaz nobles.
7. Les éléments de la période 3 se ressemblent parce qu'ils ont tous le même nombre de a) protons, b) neutrons, c) d'électrons dans leur couche de valence, d) de niveaux d'énergie principaux occupés.

Solutions de la série de problèmes de l'unité 1.

1. a, 2. b, 3. b, 4. c, 5. a, 6. a, 7. d.



Activité d'apprentissage 2

Titre de l'activité d'apprentissage 2 : Les structures atomiques et les tendances des éléments des blocs s et p.

À la fin de l'unité 2, vous devriez être capable de :

1. Prévoir et indiquer la tendance générale des dimensions atomiques des éléments d'un groupe, ou d'une période.
2. Prévoir et indiquer la tendance générale des points de fusion et d'ébullition des éléments d'un groupe, ou d'une période.
3. Prévoir et indiquer la tendance générale des énergies d'ionisation des éléments d'un groupe, ou d'une période .
4. Prévoir et indiquer la tendance générale de l'électronégativité des éléments d'un groupe, ou ou d'une période.
5. Prévoir et indiquer la tendance générale des affinités électroniques des éléments d'un groupe, ou d'une période.
6. Prévoir et indiquer la tendance générale des énergies de liaisons nucléaires des éléments d'un groupe, ou d'une période.
7. Prévoir et indiquer la tendance générale de la charge nucléaire effective des éléments d'un groupe, ou d'une période.

Sommaire de l'activité d'apprentissage

Dans l'unité 1 nous avons construit, puis situer et classer les éléments dans le tableau périodique. Cette unité va plus loin en explorant les tendances générales des éléments du tableau, en ce qui concerne leurs dimensions atomiques, leurs énergies d'ionisation, leurs affinités électroniques, leurs électronégativités et leurs énergies de liaisons nucléaires. Vous aurez l'occasion d'apprendre à utiliser un programme Excel pour suivre et examiner ces tendances sous une forme graphique. À la fin de chaque sujet, des exemples à travailler et des exercices vous aideront à acquérir les habiletés nécessaires pour résoudre des problèmes conceptuels et pratiques.



Lectures obligatoires

1. Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry, 3rd Edition*. Longman Singapore Publisher, (1992).
2. Catherine E. Housecroft et Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry*. Prentice-Hall International, USA. (2000).
3. J. D. Lee, *Concise Inorganic Chemistry, 4th edition*. Chapman & Hall, New York. USA. (1993).
4. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss, et Geoffrey Davies; *Chemistry, The science in context*. W.W. Norton and company NY, USA. (2004).
5. William L. Jolly, *Modern inorganic Chemistry 2nd Ed*. McGraw-Hill. Inc. New York, USA (1991).

Liens utiles

<http://www.webelements.com/webelements/elements/text/periodic-table/econ.html>

Pour mieux explorer les propriétés des éléments, grâce à ce tableau interactif. Une fois le tableau affiché, choisissez la propriété qui vous intéresse puis cliquez sur n'importe lequel des éléments du tableau pour obtenir le détail des caractéristiques de cette propriété pour cet élément.

<http://www.webelements.com/webelements/elements/text/Cu/ionz.html>

Ce lien présente les propriétés particulières d'un élément donné. Dans ce lien, il s'agit du Cu. Vous n'avez qu'à changer le Cu dans l'adresse URL pour Cl, par exemple, et vous obtiendrez alors des renseignements sur le chlore.

www.chemicool.com

Ce site donne aussi accès à un tableau périodique animé, qui comprend des informations sur les éléments et leurs états, leurs énergies, leurs caractéristiques, leur abondance et leurs coûts.

education.jlab.org/itselemental/index.html

Ce site permet d'effectuer des recherches sur les éléments par leur numéro atomique, leur nom ou leur symbole chimique.

www.webelements.com

Contient des informations sur les éléments et leurs propriétés, leur découverte, leur histoire et leurs utilisations.

<http://en.wikipedia.org/wiki/Gold>

Donne les différentes façons de calculer les valeurs de l'électronégativité.

<http://www.chemguide.co.uk/atoms/bonding/electroneg.html>

Cette page explique ce qu'est l'électronégativité et comment et pourquoi elle varie au long du tableau périodique. Elle examine comment les différentes électronégativités influencent les types de liaison. On y explique aussi ce qu'on entend par liaisons et molécules polaires.



http://en.wikipedia.org/wiki/Electron_affinity

Illustre les affinités électroniques des différents éléments sous la forme d'un tableau.

<http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/chemical/ionize.html>, et http://en.wikipedia.org/wiki/Ionization_energy

Contient des tables interactives sur les tendances du potentiel d'ionisation et autres données.

http://en.wikipedia.org/wiki/Binding_energy

Pour de plus amples informations sur l'énergie de liaison nucléaire.

http://en.wikipedia.org/wiki/Effective_nuclear_charge

Pour de plus amples informations sur la charge nucléaire effective.

Ressources MULTIMEDIA pertinentes

- Ordinateur branché sur l'Internet pour accéder à des liens pertinents et à des sources d'informations gratuites.
- Ressources multimédia tels lecteurs CD et VCD, etc.
- Le CD-ROM de ce module pour les démonstrations et les textes de références.

Activité d'apprentissage

Les tendances des éléments des blocs s et p

Le principal intérêt du tableau périodique est sa faculté de nous indiquer les propriétés d'un élément par la position qu'il y occupe. Soulignons que les propriétés varient différemment selon que l'on se déplace dans le tableau verticalement, le long de ses colonnes, ou horizontalement, le long de ses périodes.



Examinez les propriétés illustrées par la **table 2.1** ci-dessous.

Élément	N. atomique	Groupe	Période	Points de fusion (°C)	rayon de Van de Waals/atomique (pm)	Électronégativité de Pauli (X ^P)	1 ^{re} énergie d'ionisation (KJmol ⁻¹)
Li	2	1	2	180	157	1.0	520.2
Na	11		3	98	191	0.9	495.8
K	19		4	63	235	0.8	418.9
Rb	37		5	39	250	0.8	403.0
Cs	55		6	28	272	0.8	375.7
Be	4	2	2	1283	112	1.6	899
Mg	12		3	650	160	1.3	737.7
Ca	20		4	842	197	1.0	589.8
Sr	38		5	777	215	0.9	549.5
Ba	56		6	727	224	0.9	502.1
B	5	13	2	2300	-	2.0	800
Al	13		3	660	143	1.6	577.5
Ga	31		4	30	153	1.8	578.8
In	49		5	156	167	1.8	558.2
Tl	81		6	304	171	1.6	589.4
O	8	16	2	- 218	140	3.4	1314
S	16		3	115	185	2.6	999.6
Se	34		4	221	200	2.6	941.6
Te	52		5	450	220	2.1	869.3
F	9	17	2	- 250	135	4.0	1681
Cl	17		3	- 101	180	3.2	1251.2
Br	35		4	- 7.2	195	3.0	1139.9
I	53		5	113	215	2.7	1008.4
He	2	18	1	- 275	99		2372.3
Ne	10		2	- 249	160		2080.7
Ar	18		3	- 189	191		1520
Kr	36		4	- 160	197		1350.8



2.1. La dimension des atomes selon leur position dans le tableau périodique.

La distance entre le noyau et les électrons les plus externes d'un atome en constitue le rayon atomique ou, dans le cas d'un atome engagé dans une liaison covalente, son rayon de covalence. La distance entre le noyau et les électrons les plus externes d'un ion indique son rayon ionique. Note : Un rayon ionique est un rayon qu'un ion possède dans un cristal ionique, dans lequel les ions sont entassés ensemble de telle sorte que leurs orbitales électroniques externes sont en contact.

Note : Les distances à l'échelle atomiques étaient traditionnellement exprimées en unités Å (Angstrom $1\text{Å} = 10^{-8}\text{cm}$). De nos jours, on utilise de préférence le picomètre : $1\text{pm} = 10^{-12}\text{m} = 10^{-10}\text{cm} = 100\text{Å}$. Les rayons des atomes et des ions se situent normalement entre 70 et 400 pm.

Exercice 2.1.

- Utiliser les valeurs du tableau 2.1 pour tracer un graphique Excel des éléments de trois des périodes indiquées dans le tableau représentant leur numéro atomique (axe horizontal X) en fonction de leur rayon de Van der Waals/atomique (pm) (axe vertical Y).
- Utiliser les valeurs du tableau 2.1 pour tracer un graphique Excel des groupes indiqués dans le tableau représentant le numéro atomique (axe horizontal X) en fonction de leur rayon de Van der Waals/atomique (pm) (axe vertical Y) des éléments qu'ils contiennent.

Solution

Les deux graphiques de l'exercice 2.1 devraient indiquer que la tendance dans les éléments de même période est que leur rayon atomique augmente du haut vers le bas dans la colonne. Leurs niveaux d'énergie étant remplis, les électrons se trouvent plus loin du noyau. En se déplaçant de gauche à droite dans une même période, le rayon atomique décroît. Cela est dû au fait que chaque élément possède un proton et un électron de plus que son voisin, ce qui augmente l'attraction des électrons externes par le noyau ce qui diminue le rayon.

2.2. Les points de fusion et d'ébullition à travers le tableau périodique.

Le point de fusion d'un élément, ou d'un composé, est la température à laquelle il est en équilibre entre son état solide et son état liquide. Le point d'ébullition d'un élément, ou d'un composé, est la température à laquelle il est équilibre entre son état liquide et son état gazeux. On convient habituellement que la pression de l'air est égale à 1 atmosphère.

Exercice 2.2.

- Utiliser les valeurs du tableau 2.1 pour tracer un graphique Excel des éléments de trois des périodes indiquées dans le tableau représentant leur numéro atomique (axe horizontal X) en fonction de leur point de fusion (axe vertical Y).



- b) Utiliser les valeurs du tableau 2.1 pour tracer un graphique Excel des groupes indiqués dans la table représentant le numéro atomique (axe horizontal X) en fonction des points d'ébullition (axe vertical Y) des éléments qu'ils contiennent.

Par exemple, examinons la période 3. La tendance des points de fusion et d'ébullition au long de cette période n'est pas linéaire et exige un examen plus détaillé que les tendances dans le groupe 2. Notons que les points de fusion, de façon générale, augmentent du sodium au silicium, puis décroissent jusqu'à l'argon (sauf un « saut » avec le soufre). De leur côté, les points d'ébullition, de façon générale, augmentent du sodium à l'aluminium, puis diminuent jusqu'à l'argon (sauf, encore une fois, un « saut » avec le soufre).

Explication

Le sodium, le magnésium et l'aluminium sont des **métaux**. Ils ont des **liaisons métalliques**, dans lesquelles les ions métalliques positifs sont attirés par des électrons délocalisés. Du sodium à l'aluminium : a) la charge des ions métalliques augmentent de +1 à +3 (+2 pour le magnésium), b) le nombre d'électrons délocalisés augmentent, c) la force des liaisons métalliques croît donc en conséquence et d) les points de fusion et d'ébullition s'élèvent.

Le silicium est un **métalloïde** (élément qui présente à la fois certaines propriétés des métaux et certaines propriétés des non-métaux). Les points de fusion et d'ébullition du silicium sont très élevés parce que a) tous les atomes de silicium sont liés ensemble par de fortes liaisons covalentes et b) il faut donc de grandes quantités d'énergie pour les briser.

Le phosphore, le soufre, le chlore et l'argon sont des **non-métaux**. On les trouve sous forme de petites molécules séparées. Par exemple, le phosphore, le soufre et le chlore existent sous la forme de simples molécules, dont les atomes sont liés par de fortes liaisons covalentes. De son côté, l'argon existe en atomes séparés (il est monoatomique). Leurs points de fusion et d'ébullition sont bas parce que a) lorsque ces quatre éléments entrent en fusion ou en ébullition, ce sont les forces de Van der Waal entre les atomes qui sont brisées, b) comme ces liaisons sont faibles c) il suffit de peu d'énergie pour les surmonter.

Le soufre possède de plus hauts points de fusion et d'ébullition que les trois autres parce qu'il existe sous forme de molécules S_8 .

2.3. L'électronégativité (χ) à travers le tableau périodique

L'**électronégativité**, symbole χ , proposée pour la première fois par Linus Pauling en 1932, est la propriété chimique d'un atome (ou, plus rarement, d'un groupe fonctionnel) qui consiste en sa capacité d'attirer vers lui des électrons. L'électronégativité, telle qu'elle est habituellement calculée, n'est pas à proprement parler une propriété d'un atome, mais plutôt une propriété de cet atome dans une molécule. L'électro-



négativité d'un élément varie selon son environnement chimique, on la considère toutefois comme une propriété transférable, c'est-à-dire qu'elle aura sensiblement la même valeur dans une variété de situations.

L'électronégativité ne peut être mesurée directement et doit donc être déduite d'autres propriétés atomiques ou moléculaires. Plusieurs méthodes de calcul ont été proposées. Bien qu'ils puissent exister de petits écarts dans les valeurs numériques qu'elles donnent de l'électronégativité, toutes ces méthodes de calcul indiquent les mêmes tendances périodiques parmi les éléments.

Exercice 2.3.

- Utiliser les valeurs du tableau 2.1 pour tracer un graphique Excel des éléments de trois des périodes indiquées dans la table représentant leur numéro atomique (axe horizontal X) en fonction de leur électronégativité de Pauli (axe vertical Y).
- Utiliser les valeurs du tableau 2.1 pour tracer un graphique Excel des groupes indiqués dans la tableau représentant le numéro atomique (axe horizontal X) en fonction de l'électronégativité de Pauli (axe vertical Y) des éléments qu'ils contiennent.

Solution 2.3

Pour toutes les périodes le long du tableau, l'électronégativité augmente de gauche à droite. Cependant, elle décroît du haut vers le bas dans n'importe lequel des groupes (voir aussi la figure 2.1) Ignorez le groupe des gaz inertes. Ils ne possèdent pas d'électronégativité, puisqu'ils ne forment pas de liaisons

Les méthodes de calcul

L'électronégativité de Pauling

Pauling est le premier à proposer, en 1932, le concept d'électronégativité pour expliquer que la force de la liaison covalente entre deux atomes différents (A-B) est plus forte que celle prévue en faisant la moyenne des forces des liaisons A-A et B-B.

Considérons la liaison entre deux atomes A et B. Chaque atome peut aussi former d'autres liaisons. Si les atomes possèdent la même électronégativité, ils auront une tendance égale à attirer la paire d'électrons de liaison et celle-ci se retrouvera donc *en moyenne* à mi-chemin entre les deux atomes. Pour obtenir ce type de liaison, A et B devront être deux atomes du même élément. Par exemple, on trouve ce genre de liaisons dans les molécules de H_2 et de Cl_2 .

Selon la théorie de la liaison de valence, dont Pauling est un des défenseurs, la « stabilisation accrue » de la liaison hétéronucléaire est due à la contribution à ce type de liaisons des ions de formes canoniques.



La différence entre l'électronégativité entre les atomes A et B se calcule comme suit :

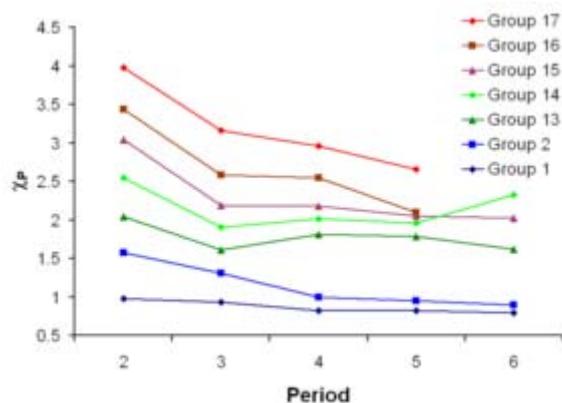
$$\chi_A - \chi_B = (\text{eV})^{-1/2} \sqrt{E_d(\text{AB}) - [E_d(\text{AA}) + E_d(\text{BB})]/2}$$

Où les énergies de dissociation, E_d , de A-B, A-A et B-B sont exprimées en électronvolts, le facteur $(\text{eV})^{-1/2}$ étant inclus pour s'assurer d'un résultat sans dimension. Ainsi, la différence d'électronégativité de Pauling entre l'hydrogène et le brome est de 0,73 (énergies de dissociation : H-Br, 3.79 eV; H-H, 4.52 eV; Br-Br, 2.00 eV).

L'électronégativité ne se définit que par des différences, il est nécessaire de déterminer un point de référence arbitraire pour établir une échelle. L'hydrogène a été choisi comme référence parce qu'il forme des liaisons covalentes avec une grande variété d'éléments. Son électronégativité a été établie à 2,20 sur une échelle relative graduée de 0,7 à 4,0. Il est aussi nécessaire de déterminer lequel des deux éléments est le plus électronégatif (ce qui s'apparente au fait de choisir un des deux signes possibles pour une racine carrée). On procède pour cela par « intuition chimique » : dans l'exemple ci-dessus, le bromure d'hydrogène se dissout dans l'eau sous forme d'ions H^+ et Br^- , on peut donc présumer que le brome est plus électronégatif que l'hydrogène.

Pour calculer l'électronégativité d'un élément, il est nécessaire de connaître les énergies de dissociation d'au moins deux types de liaisons covalentes de cet élément. Allred a mis à jour, en 1961, les valeurs obtenues par Pauling en prenant en compte les données devenues disponibles sur la thermodynamique et ce sont ces valeurs actualisées de l'électronégativité qui sont le plus couramment utilisées maintenant.

Figure 2.1. Les tendances périodiques de l'électronégativité selon l'échelle de Pauling

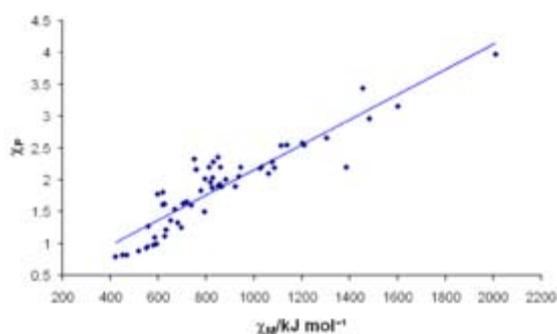




L'électronégativité de Pauling (axe Y) varie à la baisse dans les groupes principaux du tableau périodique en partant de la deuxième jusqu'à la sixième période.

Électronégativité de Mulliken

C'est Mulliken qui propose que la moyenne arithmétique de l'énergie de première ionisation et de l'affinité électronique soit la mesure de la tendance de l'atome à attirer les électrons. Cette méthode ne s'appuyant pas sur une échelle relative arbitraire, on la nomme aussi **électronégativité absolue**, avec comme unité le kilojoule par mole ou électronvolt.



La corrélation entre les électronégativités de Mulliken (axe-x, en kJ/mol) et de Pauling (axe-y).

Cependant, il est plus courant d'utiliser une version linéaire de ces valeurs absolues en les transformant en des valeurs qui se rapprochent des valeurs de Pauling plus familières. Pour les énergies d'ionisation et les affinités électroniques en électronvolts,

$$\chi = 0.187(E_i + E_{ea}) + 0.17$$

et pour les énergies en kilojoule par mole,

$$\chi = (1.97 \times 10^{-3})(E_i + E_{ea}) + 0.19$$

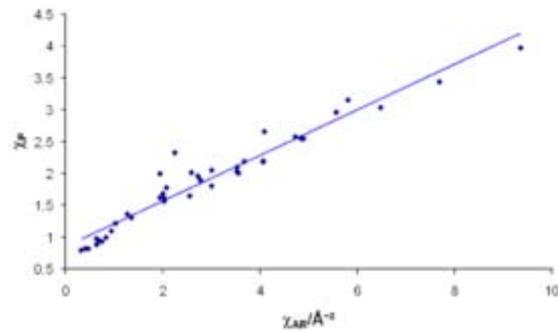
L'électronégativité de Mulliken ne peut être calculée que chez les éléments dont l'affinité électronique est connue, c'est le cas de 57 éléments en 2006.



L'électronégativité de Allred-Rochow

Allred et Rochow estiment que l'électronégativité devrait être reliée à la charge que subit un électron à la « surface » d'un atome : plus la charge de l'atome est élevée par unité de surface, plus grande est la tendance de cette atome à attirer les électrons. La charge nucléaire effective, Z^* , à laquelle sont exposés les électrons de valence, peut être mesurée en utilisant les règles de Slater, où la surface d'un atome dans une molécule est proportionnelle au carré du rayon covalent, r_{cov} , exprimé en ångström,

$$\chi = 0.359 \frac{Z^*}{r_{\text{cov}}^2} + 0.744$$



La corrélation entre les électronégativités de Allred-Rochow (axe-x, en Å^{-2}) et de Pauling (axe-y).



Les autres méthodes sont :

1. L'électronégativité de Sanderson : Après avoir noté une relation entre l'électronégativité et la dimension atomique, Sanderson propose une méthode de calcul basée sur l'inverse du volume atomique. Si on connaît la longueur des liaisons, les électronégativités de Sanderson permettent d'estimer les énergies de liaison dans un vaste éventail de composés. Les électronégativités de Sanderson sont également utilisées pour différentes investigations en chimie organique.
2. L'électronégativité d'Allen : Allen a peut-être donné la définition la plus simple de l'électronégativité, en la reliant à l'énergie moyenne des électrons de valence dans un atome.

$$\chi = \frac{n_s \varepsilon_s + n_p \varepsilon_p}{n_s + n_p}$$

Où $\varepsilon_{s,p}$ représente les énergies électroniques des électrons s et p dans un atome libre et $n_{s,p}$ le nombre d'électrons s et p dans la couche de valence. On applique habituellement une échelle de $1,75 \times 10^{-3}$ pour les énergies exprimées en kilojoules par mole ou 0,169 pour les énergies mesurées en électronvolts pour obtenir des valeurs numériquement similaires aux électronégativités de Pauling.

En général, on voit l'électronégativité augmenter en passant de la gauche à la droite d'une période et on la voit baisser en descendant à l'intérieur d'un groupe. Donc, le fluor est sans aucun doute l'élément le plus électronégatif, tandis que le césium est celui qui est le moins électronégatif, du moins, parmi les éléments sur lesquels on possède suffisamment de données.

Il y a des exceptions à cette règle générale. Le gallium et le germanium présentent des électronégativités plus élevées que celle de l'aluminium et du silicium à cause de la contraction du bloc d. Les éléments de la quatrième période, tout de suite après la première rangée de métaux de transition ont des noyaux atomiques anormalement petits parce que les électrons 3d n'arrivent pas à se protéger la charge nucléaire accrue. Ils possèdent donc une plus grande électronégativité, une caractéristique associée aux atomes de plus petites dimensions.

La corrélation entre l'électronégativité et le nombre d'oxydation

En chimie minérale, on considère généralement que la valeur donnée de l'électronégativité d'un élément vaut pour la plupart des situations « normales ». Malgré la commodité de cette approche, il est évident que l'électronégativité d'un élément n'est pas une propriété invariable. Elle varie, notamment, avec l'état d'oxydation. Un élément dans un état plus avancé d'oxydation verra augmenter en conséquence son électronégativité.



Matière à réflexion

1. Que se passe-t-il lors de la liaison de deux atomes de même électronégativité?

Examinons la liaison entre deux atomes A et B. Chaque atome peut former d'autres liaisons que celle examinée, mais elles ne sont pas pertinentes à notre discussion. Si les deux atomes ont la même électronégativité, ils auront la même tendance à attirer la paire d'électrons de liaison, et elle se retrouvera donc *en moyenne* à mi-chemin entre les deux atomes.

Rappel : Pour observer ce type de liaison, A et B devront normalement être des atomes d'un même élément, par exemple, dans les molécules H_2 et Cl_2 .

Ce type de liaison est souvent considéré comme une liaison covalente « pure », où les électrons sont partagés également entre les deux atomes. La molécule est alors dite non-polaire.

Une **liaison polaire** est une liaison covalente dans laquelle la charge se partage à l'un ou l'autre bout de la liaison, autrement dit où l'un des bouts devient légèrement positif et l'autre légèrement négatif. C'est le cas de la plupart des liaisons covalentes. Par exemple, celle du chlorure d'hydrogène et celle entre l'hydrogène et l'oxygène de l'eau sont typiques. En général, plus la différence d'électronégativité est grande entre deux atomes, plus leur liaison sera polaire, c'est-à-dire que l'atome possédant l'électronégativité la plus élevée formera le pôle négatif du dipôle.

2. Que se passe-t-il si B est légèrement plus électronégatif que A?

B attirera davantage la paire d'électrons que A.

C'est-à-dire que l'extrémité B de la liaison aura plus que sa juste part de la densité électronique et devient légèrement négative. En conséquence, l'extrémité A de la liaison (qui compte moins d'électrons) devient légèrement positive.

3. Que se passe-t-il si B est beaucoup plus électronégatif que A?

Dans ce cas, la paire d'électrons est carrément tirée à l'extrémité B de la liaison. A ayant quasiment perdu la maîtrise de ses électrons au dépend de B, des ions sont alors formés.

En somme, il n'y a pas de limite de nature claire entre la liaison covalente et la liaison ionique. Dans une liaison covalente pure, les électrons se tiennent en moyenne à mi-chemin entre les deux atomes. Dans une liaison polaire, les électrons sont légèrement attirés vers l'un des deux atomes.

Jusqu'à quel point cette attraction doit s'exercer pour que la liaison devienne ionique? Il n'y a pas vraiment de réponse à cette question. Le chlorure de sodium est présenté comme une liaison ionique type et pourtant le sodium ne perd pas *complètement* la maîtrise de ses électrons. Cependant, étant donné les propriétés du chlorure de sodium, on le présente comme étant typiquement ionique.



L'iodure de lithium, par contre, peut être décrit comme « une liaison ionique de caractère covalent ». En effet, dans son cas, la paire d'électrons ne se déplace pas tout à fait du côté de l'iode. C'est pour cette raison que l'iodure de lithium peut, entre autres, se dissoudre dans des solvants organiques comme l'éthanol, ce qui n'est pas le cas normalement des substances ioniques.

En résumé

- L'union de deux atomes de même électronégativité donnera lieu à une liaison covalente pure.
- Une légère différence d'électronégativités créera une liaison polaire covalente.
- Une grande différence d'électronégativités occasionnera une liaison ionique.
- Un $\Delta X \leq 1.2$ donnera une liaison covalente
- Un $\Delta X \approx 1.5$ donnera une liaison modérément ionique.
- Un $\Delta X \geq 2.0$ donnera une liaison ionique.

Énigme. CHCl_3 est-il polaire ou non-polaire?

Réponse : CHCl_3 est polaire. L'hydrogène, situé au sommet de la molécule, étant un peu moins électronégatif que le carbone, devient alors légèrement positif. La molécule étant légèrement positive en son sommet et légèrement négative à sa base, elle sera donc polaire dans son ensemble.

Explication des types d'électronégativité

L'attraction d'une paire d'électrons de valence par un noyau particulier dépend du nombre de protons de ce dernier, de la distance de la paire par rapport à lui et de l'effet d'écran des électrons internes.

Pourquoi l'électronégativité augmente au sein d'une période?

Considérons le sodium placé au début de la période 3 et le chlore placé à la fin (en ignorant le gaz noble, l'argon). Imaginons maintenant le chlorure de sodium comme une liaison covalente

Les électrons de liaison du sodium et du chlore se situent au niveau 3. La paire d'électrons est repoussée par les électrons 1s, 2s et 2p des deux atomes, mais le noyau du chlore possède six protons de plus que celui du sodium. Il n'est donc pas étonnant de constater que le chlore tire sur la paire d'électrons et que se forment alors des ions.

L'électronégativité s'élève donc le long d'une période en conséquence de l'augmentation du nombre de charges des noyaux.

Les noyaux plus lourds exercent plus d'attraction sur la paire d'électrons dans une même période.



Pourquoi l'électronégativité des éléments d'un groupe diminue en partant du haut vers le bas?

Prenons le fluorure d'hydrogène et le chlorure d'hydrogène.

La paire d'électrons de liaison est protégée du noyau du fluor que par les électrons $1s^2$. Dans le cas du chlore, la paire de liaison est protégée du noyau par les électrons $1s^2 2s^2 2p^6$. Dans chacun des cas, une attraction de $7+$ est exercée tant par le noyau du fluor que par celui du chlore. Mais dans le cas du fluor, la paire de liaison se trouve au niveau 2, tandis qu'elle se situe au niveau 3 du chlore. La paire de liaison se laissera attirer davantage par le noyau le plus près d'elle, soit dans ce cas-ci par le fluor.

Plus vous descendez dans le groupe, plus l'électronégativité décroît en conséquence de l'augmentation de la distance entre la paire d'électrons de liaison et le noyau des éléments.

NOTE. Les ions positifs peuvent avoir un effet polarisant (de distorsion électrique) près d'ions négatifs. Cette faculté polarisante varie selon la densité de la charge dans l'ion positif.

Plus l'ion positif est petit et que son nombre de charge est grand, plus sa faculté polarisante augmente.

Plus un ion négatif est volumineux, plus sa tendance à la polarisation sera forte. Par exemple, dans un ion d'iodure, I^- , les électrons externes se situent au niveau 5 – soit relativement loin du noyau. Il sera donc plus facile pour un ion positif d'attirer les électrons d'un ion iodure, que ceux par exemple d'un ion fluorure qui sont beaucoup plus près du noyau.

L'iodure d'aluminium est covalent parce que la paire d'électrons se laisse facilement éloigner de l'ion iodure. Par contre, le fluorure d'aluminium est ionique parce que l'ion aluminium ne parvient pas à polariser suffisamment le petit ion fluorure pour former une liaison covalente.

2.4 Le potentiel ou l'énergie d'ionisation

Le potentiel ou l'énergie d'ionisation (E_I) d'un atome ou d'une molécule est l'énergie nécessaire pour extraire une mole d'électrons d'une mole d'atomes ou de cations gazeux isolés. De manière plus générale, la $n^{\text{ième}}$ énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire pour arracher une $n^{\text{ième}}$ mole d'électrons après que $(n-1)$ mole d'électrons eut été extraite. Elle est une mesure de la résistance d'un atome ou d'un cation à abandonner un électron ou celle de la force de la liaison de l'électron à son noyau. Plus l'énergie d'ionisation est grande, plus il est difficile d'arracher un électron.

Habituellement, toute ionisation concernant l'arrachement d'un électron d'une orbitale située plus près du noyau, fortement attiré par ce dernier par de puissantes forces électrostatiques, requiert plus d'énergie.



En général, les énergies d'ionisation concernent l'arrachement d'électrons d'orbitales situées plus près du noyau d'un cation (les électrons des orbitales rapprochées du noyau sont attirés par une très grande force électrostatique) sont plus élevées.

Exercice 2.4.

Utiliser les valeurs du tableau 2.1 pour tracer un graphique Excel des éléments de trois des périodes indiquées dans le tableau représentant leur numéro atomique (axe horizontal X) en fonction de leur 1^{ère} énergie d'ionisation (axe vertical Y).

Refaites l'exercice avec les premières énergies d'ionisation pour les groupes indiqués dans la table.

Solution 2.4.

Les valeurs des énergies d'ionisation pour les métaux alcalins sont minimales puisqu'ils n'ont qu'un seul électron dans la couche externe. De façon générale, elles augmentent le long d'une période pour atteindre un maximum pour les gaz nobles formés de couches pleines. Par exemple, le sodium requiert seulement 496 kJ/mol ou 5,14 eV/atome pour s'ioniser, tandis que le néon, le gaz noble qui le précède dans le tableau périodique exige 2081 kJ/mol ou 21.56 eV/atome. L'énergie d'ionisation est l'une des principales énergies prises en compte dans l'appréciation des liaisons chimiques.

L'énergie d'ionisation est un bon indicateur de la réactivité d'un élément. Les éléments à faible énergie d'ionisation agissent souvent comme réducteurs et ont tendance à former des sels.

Tableau 2.4. Les énergies d'ionisation successives de certains éléments en *kJ/mol* ($96,485 \text{ kJ/mol} = 1 \text{ eV}$)

Élément	1 ^{ère}	2 ^e	3 ^e	4 ^e	5 ^e	6 ^e	7 ^e
Na	496	4,560					
Mg	738	1,450	7,730				
Al	577	1,816	2,881	11,600			
Si	786	1,577	3,228	4,354	16,100		
P	1,060	1,890	2,905	4,950	6,270	21,200	
S	999.6	2,260	3,375	4,565	6,950	8,490	27,107
Cl	1,256	2,295	3,850	5,160	6,560	9,360	11,000
Ar	1,520	2,665	3,945	5,770	7,230	8,780	12,000



Application

On peut utiliser l'énergie d'ionisation pour déterminer le nombre d'électrons que contient la couche externe d'un élément. Par exemple, s'il faut 1,500 kJ/mol pour enlever une mole d'électrons, puis 6,000 kJ/mol pour en retirer une autre puis 5,000 kJ/mol, etc., cela indique que cet élément avait un seul électron dans sa couche externe. C'est aussi un indice qu'il est de la famille des métaux et que pour atteindre un état stable, il doit perdre un électron. Cet électron est facile à retirer et l'énergie d'ionisation nécessaire sera donc faible. Cependant, une fois que la couche externe a atteint un état stable, il devient alors beaucoup plus difficile d'arracher l'électron suivant. Si on réussit à enlever celui-là, le suivant sera alors un peu moins difficile à retirer.

L'électrostatique

L'énergie d'ionisation d'un atome peut être prévue en analysant son potentiel électrostatique et le modèle atomique de Bohr.

Prenons un électron de charge $-e$ et un ion de charge $+ne$, où n indique le nombre d'électrons manquants de l'ion. Selon le modèle de Bohr, un électron qui s'approche et se lie à un atome, atteindra un certain état de stabilité à un rayon donné a . Le potentiel électrostatique V à une distance a du noyau de l'ion, en référence à un point à l'infini se calcule selon la formule suivante :

$$V = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{ne}{a}$$

L'électron étant chargé négativement, il sera attiré par le potentiel positif. La valeur de ce potentiel est appelée potentiel d'ionisation. L'énergie requise pour échapper à l'attraction de l'atome est :

$$E = eV = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{ne^2}{a}$$

L'analyse demeure incomplète, tant que la distance a demeure une variable inconnue. On peut la rendre plus rigoureuse en assignant à chaque électron de tout élément chimique une distance spécifique, déterminée à la lumière des résultats expérimentaux.

Il est possible d'élargir le modèle en adoptant une approche semi-classique, dans laquelle la quantité de mouvement est mesurée. Cette approche fonctionne très bien avec l'hydrogène qui ne possède qu'un électron. L'amplitude de la quantité de mouvement angulaire pour une orbite circulaire est :



$$L = |\mathbf{r} \times \mathbf{p}| = rmv = n\hbar$$

L'énergie totale d'un atome est la somme de ses énergies cinétique et potentielle, soit :

$$E = T + U = \frac{p^2}{2m_e} - \frac{ke^2}{r} = \frac{m_e v^2}{2} - \frac{ke^2}{r}$$

La vitesse peut être éliminée de l'énergie cinétique en estimant l'attraction de Coulomb égale à la force centripète, ce qui donne :

$$T = \frac{ke^2}{2r}$$

Maintenant l'énergie peut s'exprimer en termes de k , e et r . En utilisant cette nouvelle valeur pour l'énergie cinétique dans le calcul de l'énergie totale, on aura :

$$E = -\frac{ke^2}{2r}$$

En résolvant le mouvement angulaire pour v et en le remplaçant dans l'expression de l'énergie cinétique, nous obtenons :

$$\frac{n^2 \hbar^2}{rm_e} = ke^2$$

Le rayon dépend donc de la valeur de n , soit :

$$r(n) = \frac{n^2 \hbar^2}{km_e e^2}$$

La valeur minimale de n est 1 et r est le rayon de Bohr a_0 . Maintenant, le calcul de l'énergie peut se faire dans les termes du rayon de Bohr, ce qui donne le résultat suivant :

$$E = -\frac{1}{n^2} \frac{ke^2}{2a_0} = -\frac{13.6eV}{n^2}$$

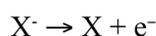


On peut faire ce calcul pour des noyaux plus lourds en intégrant le numéro atomique dans l'équation :

$$E = -\frac{Z^2 ke^2}{n^2 2a_0} = -\frac{13.6Z^2}{n^2} eV$$

2.5. Affinité électronique (AE)

L'**affinité électronique** (AE) d'un atome ou d'une molécule est l'énergie nécessaire pour extraire un électron d'un ion chargé négativement, c'est-à-dire la variation d'énergie qui en découle.



Elle peut être également définie comme l'énergie émise ($E_{\text{initial}} - E_{\text{final}}$) au moment où un électron se fixe sur un atome ou une molécule neutre. Notons que le signe par convention de l'affinité électronique, E_{ea} , est l'inverse de la plupart des quantités thermodynamiques : une affinité électronique positive indique qu'une quantité d'énergie est *dégagée* quand un atome devient un anion.

Tous les éléments dont l'affinité électronique a été mesurée avec des méthodes modernes affichent une affinité électronique positive. Cependant, des textes anciens rapportent de façon erronée que certains éléments comme des métaux alcalins terreux possèdent une affinité électronique E_{ea} négative ce qui signifie qu'ils repousseraient les électrons. L'affinité électronique des gaz nobles n'a pas été jusqu'à ce jour mesurée de façon probante. Ils possèderaient probablement des AE négatives. Les éléments dont les anions sont relativement plus stables que les atomes neutres possèdent une AE élevée. Le chlore attire fortement des électrons supplémentaires; le mercure, un peu moins. Les E_{ea} des gaz nobles sont proches le zéro.

Bien que les E_{ea} varient de manière désordonnée à travers le tableau périodique, des tendances émergent. En général, les non-métaux ont des E_{ea} plus élevées que les métaux.

E_{ea} n'est pas réservée qu'aux éléments, elle s'applique aussi aux molécules. Par exemple, les affinités électroniques du benzène et du naphthalène sont négatives.

N.B. : Il ne faut pas confondre l'affinité électronique au travail effectué pour extraire un électron. Ce **travail** est l'énergie minimale nécessaire (habituellement exprimée en électron-volt) pour déplacer un électron d'un solide vers un point *tout juste* à l'extérieur de la surface du solide (ou l'énergie minimale nécessaire pour faire passer un électron d'un niveau de Fermi à l'infini). Ici, *tout juste*, signifie que la position du dernier électron est loin de la surface à l'échelle atomique, mais tout près de la surface à l'échelle macroscopique. Le travail d'extraction est une propriété importante des métaux. La valeur de ce travail est habituellement égale à environ la moitié de l'énergie d'ionisation d'un atome libre d'un métal.



2.6 Les énergies de liaisons nucléaires

L'énergie de liaison nucléaire provient de la puissante force nucléaire. Elle désigne l'énergie nécessaire pour dissocier le noyau en neutrons et protons libres, c'est-à-dire à un point où les particules se trouvent à l'infini les unes des autres (en fait, suffisamment éloignées de sorte qu'il n'y a plus de force nucléaire capable de faire interagir ces particules). À l'échelle atomique, l'énergie de liaison de l'atome provient de l'interaction électromagnétique, elle désigne l'énergie nécessaire pour dissocier un atome en électrons libres et un noyau.

L'énergie de liaison d'un noyau est obtenue par l'équation suivante :

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 = (m_s - m_b) \cdot c^2 = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n - m_b) \cdot c^2$$

où

c est la vitesse de la lumière;

m_s est la masse des nucléons divisés;

m_b est la masse du noyau lié;

Z est le numéro atomique du noyau lié;

m_p est la masse d'un proton;

N est le nombre de neutrons;

m_n est la masse d'un neutron.

Dans les atomes aux rapports protons-neutrons très faibles ou très élevés, l'énergie de liaison est négative à cause de l'instabilité du noyau.

Un cas particulier : le deutéron

Le deutéron est le noyau d'un atome de deutérium. Il est constitué d'un proton et d'un neutron. Les mesures expérimentales des masses de chacun de ces constituants en tant que particules libres sont :

$$m_{\text{proton}} = 1.007825 \text{ u};$$

$$m_{\text{neutron}} = 1.008665 \text{ u};$$

$$m_{\text{proton}} + m_{\text{neutron}} = 1.007825 + 1.008665 = 2.01649 \text{ u}.$$

Le deutéron (toujours selon des mesures expérimentales) possède une masse atomique de ${}^2\text{H} = 2.014102 \text{ u}$.



La différence de masse sera donc de $2.01649 - 2.014102 \text{ u} = 0.002388 \text{ u}$. La conversion de la masse au repos en énergie étant de 931.494 MeV/u , l'énergie de liaison d'un deutéron sera égale à :

$$0.002388 \text{ u} \times 931.494 \text{ MeV/u} = 2.224 \text{ MeV.}$$

Autrement dit, l'énergie de liaison est égale à $[0.002388/2.01649] \times 100 \% =$ environ 0.1184% de l'énergie totale correspondante à la masse, soit $1.07 \times 10^{14} \text{ J/kg} = 107 \text{ TJ/kg}$.

Cela donne, pour une particule de $\Delta m = 0.0304 \text{ u}$, une énergie de liaison de 28.3 MeV

	protons	$2 \times 1.00728 \text{ u}$		Alpha particle
	neutrons	$2 \times 1.00866 \text{ u}$		
	Mass of parts	<u>4.03188 u</u>	Mass of alpha	4.00153 u
$1 \text{ u} = 1.66054 \times 10^{-27} \text{ kg} = 931.494 \text{ MeV/c}^2$				

La puissance de l'énergie de liaison nucléaire peut s'apprécier mieux en la comparant à l'énergie de liaison d'un électron dans un atome. La figure ci-dessous illustre la comparaison entre l'énergie de liaison de la particule alpha et l'énergie de liaison d'un électron dans un atome d'hydrogène. Les énergies de liaison nucléaire sont des millions de fois plus grandes que les énergies de liaison des électrons des atomes.

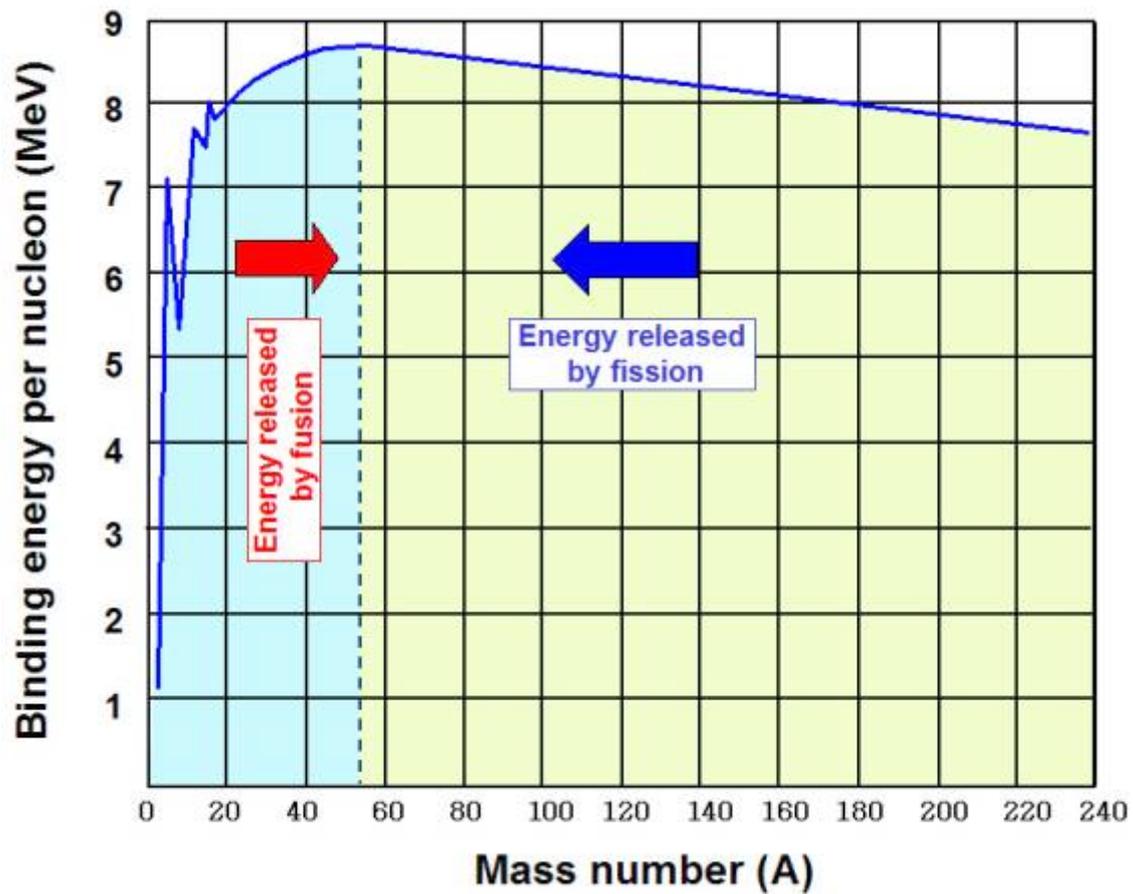
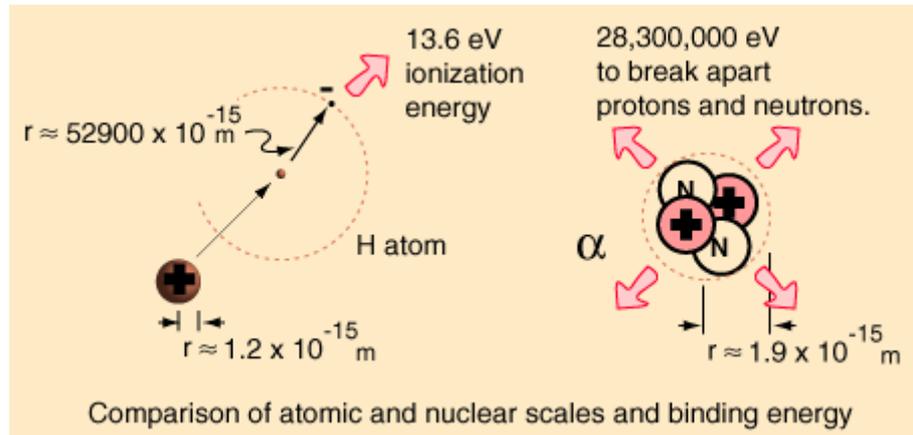


Figure 2.6 La courbe de l'énergie de liaison nucléaire par nucléon



On peut observer dans le tableau périodique, l'énergie de liaison par nucléon des éléments a tendance à augmenter lorsque leur masse atomique augmente. Cette augmentation s'explique par l'effet d'amplification des forces par nucléon dans le noyau : plus il y a de nucléons, plus ils exercent les uns sur les autres des forces d'attraction, ce qui les maintient plus fortement ensemble.

Une région de stabilité relative (de saturation) succède à une région d'accroissement de l'énergie de liaison dans la séquence qui commence avec le magnésium et se termine par le xénon. Dans cette région, les noyaux atteignent une taille telle que les forces nucléaires ne peuvent agir aussi efficacement dans tout son volume. L'attraction des forces nucléaires, dans cette région, à mesure que la masse atomique augmente, est presque également contrebalancée par la répulsion des forces électromagnétiques entre les protons.

Enfin, pour les éléments plus lourds que le xénon, l'énergie de liaison par nucléon diminue à mesure que la masse atomique augmente. Dans cette région d'éléments très lourds, les forces répulsives électromagnétiques commencent à l'emporter sur la force nucléaire.

Au sommet de l'énergie, le nickel-62 possède le noyau le plus solidement lié, suivi par le fer-58 et le fer-56 (C'est là la raison principale pour laquelle le fer et le nickel sont des métaux très communs dans les résidus de corps célestes, puisque ceux-ci sont produits en grande quantité par les supernovae).

L'existence d'un *maximum* des énergies de liaison dans les noyaux de moyennes dimensions s'explique par l'équilibre entre les effets de deux forces opposées qui possèdent des rayons d'action différents. La force nucléaire attractive qui lie les protons et les neutrons ensemble, a un rayon d'action limité puisque qu'elle décroît de façon exponentielle à mesure que la distance augmente. Cependant, la force électromagnétique de répulsion entre les protons qui pousse le noyau à se diviser, perd beaucoup plus lentement de sa puissance en fonction de la distance (inversement au carré de la distance). Dans les noyaux de plus de quatre nucléons de diamètre environ, les forces répulsives supplémentaires dépassent toute énergie de liaison qui pourrait résulter de nucléons supplémentaires. Cette situation donne comme résultat que les noyaux sont de moins en moins liés à mesure que leur dimension augmente, tout en demeurant encore stable. Enfin, les noyaux de plus de 209 nucléons (soit plus large que 6 nucléons à peu près) sont trop vastes pour demeurer stables et se mettent à se fractionner spontanément en plus petits noyaux.

2.7. La charge nucléaire effective

Définition : La charge nucléaire effective, aussi appelée « charge du noyau », est la charge positive subie par un électron dans un atome à électrons multiples. Le terme « effectif » est utilisé à cause de l'effet d'écran des électrons négatifs qui empêchent aux orbitales électroniques les plus éloignés de subir la charge nucléaire totale.



Dans un atome à un électron, cet électron subit la charge nucléaire totale du noyau positif. Il subit, dans ces cas, la charge du noyau sans interférence. Cependant, dans un atome qui possède beaucoup d'électrons, les électrons externes sont à la fois attirés par le noyau positif et repoussés par les charges négatives des autres électrons. La charge nucléaire effective sur ces électrons se calcule à l'aide de l'équation suivante :

$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$

Où Z est le nombre de protons dans le noyau et S le nombre moyen d'électrons entre le noyau et l'électron en question.

Note : Z_{eff} est aussi désigné par « Z^* »

Une façon simple de calculer la charge nucléaire effective est de soustraire du nombre total de protons le nombre des électrons, sauf les électrons de valence.

Prenons un atome de fluor de charge nucléaire +9 et de configuration électronique de $1s^2 2s^2 2p^5$. Les deux électrons du premier niveau d'énergie ($1s^2$) ressentent pleinement la charge +9 du noyau. Cependant, les électrons situés dans le niveau d'énergie de valence sont en partie protégés par les deux premiers électrons. La charge nucléaire de +9 se trouve atténuée par ces deux premiers électrons, ce qui fait que les électrons de valence ressentent en fait une charge nucléaire effective de +7. Au-delà des électrons de valence, la charge nucléaire effective devient nulle (0), tout simplement parce que le noyau de charge +9 est entouré de 9 électrons.

Tendances

De haut en bas du tableau périodique, la charge nucléaire effective demeure constante dans la colonne ou la famille.

De gauche à droite du tableau périodique, la charge nucléaire effective augmente, puisque les éléments possèdent de plus en plus de protons, mais le même nombre d'électrons

La force électrostatique produite par les protons augmente plus que celle de répulsion produite par l'effet de bouclier et de la distance. C'est pourquoi la charge nucléaire effective augmente de gauche à droite dans les périodes du tableau périodique.

Ces tendances expliquent d'autres que l'on peut observer parmi les éléments. Des propriétés comme le rayon atomique, les points de fusion et d'ébullition, l'électro-négativité et l'énergie d'ionisation peuvent être examinées à la lumière de la théorie de la charge nucléaire effective.



En général, à mesure que Z_{eff} s'accroît :

- 1) Le rayon atomique diminue (une plus grande attraction sur les électrons les font se tenir ensemble plus « étroitement »), mais seulement de gauche à droite du tableau périodique par contre le rayon atomique augmente de haut en bas du tableau à cause des couches protectrices supplémentaires (malgré la diminution de Z_{eff}).
- 2) Les points de fusion et d'ébullition augmentent (Les plus grandes forces intermoléculaires résultant d'une charge nucléaire effective plus élevée signifie qu'il faut plus d'énergie pour briser ces forces intermoléculaires)
- 3) L'électronégativité augmente en relation directe avec le Z_{eff}
- 4) L'énergie d'ionisation augmente (l'énergie d'ionisation étant l'énergie nécessaire pour arracher de la couche externe des électrons; étant donné que la charge nucléaire effective est la charge positive nette exercée sur les électrons, plus le Z_{eff} est élevée, plus l'énergie nécessaire pour arracher les électrons devra être grande.)

Il est important de garder à l'esprit que lorsque l'on parle de la position des électrons par rapport au noyau, on parle de probabilités (voir le principe d'incertitude de Heisenberg). En fait, la charge nucléaire effective fluctue selon la position relative de l'électron relativement au noyau et à cause aussi de la répulsion entre les électrons. Les valeurs de charge nucléaire effective sont donc des moyennes entre les mesures les plus élevées et les plus faibles qui s'exercent sur un électron au long de son trajet.

Exercice pratique

Calcul de la charge nucléaire effective qui s'exerce sur les électrons du néon et du sodium dans chaque niveaux d'énergie.

- a) Quelle est la charge effective qui s'exerce sur les électrons du premier niveau d'un atome de néon?
- b) Quelle est la charge effective qui s'exerce sur les électrons du deuxième niveau (niveau de valence) d'un atome de néon?
- c) Quelle est la charge effective qui s'exerce sur les électrons du premier niveau d'un atome de sodium?
- d) Quelle est la charge effective qui s'exerce sur les électrons du deuxième niveau d'un atome de sodium?
- e) Quelle est la charge effective qui s'exerce sur les électrons du troisième niveau (niveau de valence) d'un atome de sodium?

Réponses : a) 10, b) 8, c) 9, d) 1.

**Série de problèmes de l'unité 2 (compte pour 15 %)**

1. Déterminez le nombre d'électrons de valence de chaque élément du groupe II :
 - a) 1
 - b) 2
 - c) 5
 - d) 8
2. À quel groupe et à quelle famille (selon le système UICPA) le silicium appartient-il?
 - a) 3
 - b) 14
 - c) IVA
 - d) 4
3. Quel est le nom des éléments du groupe IIA?
 - a) métaux alcalins
 - b) métaux alcalins terreux
 - c) halogènes
 - d) métaux nobles
4. Quel est le gaz inerte parmi les éléments suivants?
 - a) hydrogène
 - b) krypton
 - c) chlore
 - d) Nitrogène
5. Selon les tendances périodiques, lequel de ces éléments possède le plus petit rayon atomique?
 - a) Mg
 - b) Ca
 - c) Sr
 - d) Be
6. Quel groupe du tableau périodique rassemble les éléments qui ont les plus grandes dimensions atomiques?
 - a) Les halogène
 - b) Les gaz nobles
 - c) Les métaux alcalins
 - d) Les éléments du bloc p



7. Parmi les ensembles suivants, lequel contient des éléments isoélectroniques? (T).
- $\text{Rb}^+, \text{Sr}^{+2}, \text{Xe}$
 - $\text{Al}^{+3}, \text{Na}^+, \text{Ne}$
 - $\text{Br}, \text{Na}^+, \text{Se}^{-2}$
8. Disposez les atomes et les ions Rb^+, Na^+ et K^+ selon leur dimension dans un ordre croissant.
- $\text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Rb}^+$
 - $\text{Rb}^+ < \text{K}^+ < \text{Na}^+$
 - $\text{Na}^+ < \text{Rb}^+ < \text{K}^+$
9. Quelle est la configuration électronique de l'atome ${}_1\text{H}^3$ tel qu'on le trouve sur terre?
- $1s^1$
 - $1s^2$
 - $1s^2 2s^1$
 - $1s^2 2s^2$.
10. Dans quelle sous-couche les électrons possèdent le plus haut niveau d'énergie?
- 3p
 - 2p
 - 3s
 - 4s
11. Quel atome formera la liaison la plus polaire avec l'hydrogène?
- F
 - Cl
 - Br
 - I
12. Quel est l'élément de la période 2 dont l'atome possède le plus grand rayon atomique covalent?
- $1s^2 2s^1$
 - $1s^1 2s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^2$



13. Quel élément de la période 3 possède la plus grande énergie d'ionisation?
- un gaz noble
 - un métal alcalin
 - halogène
 - un métal alcalin terreux.
14. Le magnésium a un rayon atomique plus petit que celui du sodium, parce que l'atome du magnésium a plus de :
- électrons de valence
 - niveaux d'énergie
 - protons
 - neutrons
15. De gauche à droite de la période 2, l'énergie d'ionisation généralement,
- décroît, ainsi que la dimension de l'atome
 - décroît, tandis que la dimension atomique augmente
 - croît, tandis que la dimension atomique décroît
 - s'accroît, ainsi que la dimension atomique.

Réponses pour la série de problèmes de l'unité 2

- b
- b
- b
- b
- d
- c
- b
- a
- a
- d
- a
- d
- a
- c
- c



Activité d'apprentissage 3

Titre de l'activité d'apprentissage : Les propriétés générales des éléments des blocs s et p

À la fin de l'unité, vous devriez être capable de :

1. Prédire les valence et les états d'oxydation des éléments des blocs s et p.
2. Nommer les éléments simples des blocs s et p.
3. Prédire l'occurrence de l'effet de la paire inerte.
4. Décliner et prédire les compartements chimiques des métaux, des non-métaux et des métalloïdes.
5. Prédire et expliquer les tendances dans les propriétés physiques et les propriétés chimiques des éléments du bloc s.
6. Prédire et expliquer les tendances dans les propriétés physiques et les propriétés chimiques des éléments du bloc p.
7. Expliquer et apprécier le comportement anormale des premiers éléments d'un groupe.
8. Préciser les relations diagonales dans le tableau périodique et en donner des exemples.

Résumé de l'activité d'apprentissage

Au cours des deux premières unités de ce module, nous avons expliqué certaines tendances dans les propriétés des éléments des blocs s et p. Dans cette unité, nous examinerons les propriétés physiques et chimiques des éléments des blocs s et p, afin de mieux connaître encore les tendances déjà discutées. Nous calculerons le degré normal d'oxydation, décrirons les effets de paire inerte et expliquerons aussi les comportements anormaux de certains éléments. Enfin, nous examinerons les relations diagonales dans le tableau, un sujet qui fascine beaucoup d'étudiants, avant de nous frotter à quelques cas pertinents et à des exercices à la fin de l'unité.

Lectures obligatoires

1. John C. Kotz and Paul Trichel, Jr. *Chemistry & Chemical reactivity, 3rd edition*. Saunders college publishing, NewYork, USA. (1996).
2. Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry, 3rd Edition*. Longman Singapore Publisher (1992).
3. Catherine E. Housecroft and Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry*. Prentice-Hall International, USA. (2000).
4. J. D. Lee, *Concise Inorganic Chemistry, 4th edition*. Chapman & Hall, New York. USA. (1993).



5. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss, and Geoffrey Davies; *Chemistry, The science in context*. W.W. Norton and company NY, USA.(2004).
6. William L. Jolly, *Modern inorganic Chemistry 2nd Ed*. McGraw-Hill. Inc. New York, USA (1991).

Liste de liens utiles

1. <http://chemistry.about.com/od/elementgroups/a/metals.htm>
Souligne les propriétés qui distinguent les métaux des autres éléments.
2. <http://www.docbrown.info/page01/ElCpdMix/ElCmdMix3.htm>
Pour en savoir plus sur la valence des éléments et la formation des composées.
2. <http://chemistry.about.com/od/elementgroups/a/alkalimetals.htm>
Sur les propriétés des métaux alcalins.
3. <http://www.infoplease.com/ce6/sci/A0859586.htm>
Sur les propriétés des métaux
4. <http://chemistry.about.com/od/elementgroups/a/alkalineearths.htm>
À propos des métaux alcalino-terreux.
5. http://nobel.scas.bcit.ca/chem0010/unit4/4.3.2_property_nonmetals.htm
Sur les propriétés des non-métaux.
6. <http://en.wikipedia.org/wiki/Chalcogen>
À propos des chalcogènes et de leurs propriétés.
7. http://www.chemsoc.org/viselements/pages/data/intro_groupvii_data.html
Sur les halogènes et leurs propriétés.
8. <http://chemistry.about.com/od/elementgroups/a/noblegases.htm>
Sur les gaz nobles.
9. <http://www.google.de/search?client=firefox-a&rls=org.mozilla%3Aen-US%3Aofficial&channel=s&hl=de&q=chemical+properties+of+group+13+elements&meta=&btnG=Google-Suche> (version pdf)
10. http://www.chemsoc.org/viselements/pages/data/intro_groupiii_data.
Données sur les propriétés générales des éléments du groupe 13.



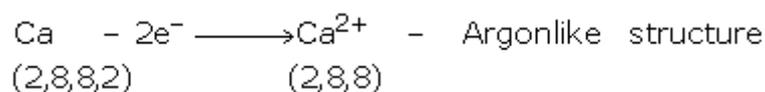
Liste des ressources multimédia requises

- Ordinateur branchée à l'Internet afin d'accéder aux liens utiles et autres ressources gratuites.
- Équipements multimédia comme des lecteurs de CD, de VCD, etc.
- Le CD-ROM du présent module pour la consultation des documents de références et voir les démonstrations.

Activités d'apprentissage

3.1. La valence et les formules de composés

Les groupes IA, IIA et IIIA (sauf le bore) sont constitués de métaux normaux. Ils ont 1, 2 ou 3 électrons de valence, qu'ils abandonnent facilement pour acquérir la configuration du gaz noble le plus près d'eux. Ils deviennent alors des cations, c'est-à-dire chargés positivement.



Des composés covalents se forment lorsque des atomes non métalliques se partagent des électrons, par exemple les éléments des groupes IVA et VIIA. Les éléments des ces groupes réagissent entre eux en partageant des paires d'électrons. Aussi, la valence d'un élément dans une molécule covalente est égale au nombre de paires d'électrons qu'il partage avec les atomes des autres éléments dans la molécule. Normalement, les métaux se débarrassent des électrons de leur couche de valence, formant ainsi des ions chargés positivement dont la charge est égale à sa valence électropositive.



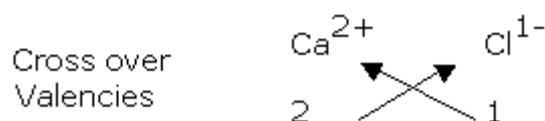
Formule des composés ioniques

Un composé chimique est toujours électriquement neutre. Les charges positives et négatives des radicaux ioniques sont égales et équilibrées.

Les étapes

- 1) Écrivez les symboles des ions du composé.
- 2) Le cation (ou ion positif) est indiqué à gauche et l'anion (ou ion négatif) à droite.
- 3) Indiquez la charge du radical, ou ion, sous le symbole de l'élément. Croisez alternativement les charges positives et négatives des ions pour trouver les indices qui seront les coefficients multiplicatifs pour égaliser les nombres de charges positives et négatives.

Exemple : Chlorure de calcium; Ca^{2+} , Cl^{-} , les valences 2, 1

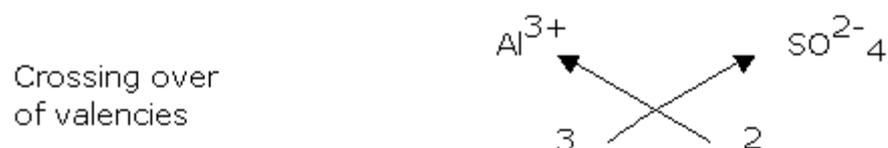


Formule : CaCl_2 .

Assurez-vous que les charges sont équilibrées : $1(\text{Ca}^{2+}) = +2$; $2(\text{Cl}^{-}) = -2$

4) S'il y a plus qu'un radical, on les met entre parenthèses.

Exemple : Sulphate d'aluminium; Al^{3+} , SO_4^{2-} , les valences 3, 2



$2(\text{Al}^{3+}) = +6$; $3(\text{SO}_4^{2-}) = -6$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Regles d'écriture des formules de composé ionique



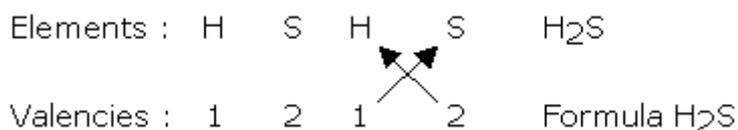
Dans le cas des composés ioniques le cation (ion positif) est toujours écrit à gauche et l'anion (ion négatif) est toujours écrit à droite. Pour les composés binaires contenant un métal et un non-métal, le métal est toujours écrit à gauche et le non-métal est toujours écrit à droite.

Formules des composés moléculaires

Formule des composés moléculaires

Étapes

- 1) Écrivez le symbole des éléments qui formeront le composé.
- 2) Écrivez la valence de chaque élément sous son symbole.
- 3) Croisez les valences des atomes.



Règle d'écriture des formules de composés moléculaires : Les composés covalents sont généralement formés par la combinaison de deux non-métaux différents. Par convention, on écrit la formule d'un composé en plaçant à gauche le non-métal le moins électronégatif et le non-métal le plus électronégatif à droite.

Exemple : HCl

Règles de nomenclature des composés simples

Les composés formés par la combinaison de deux éléments différents sont appelés composés binaires, par exemple, CO, CCl₄, H₂S, NaCl, NH₃, HBr. Les composés binaires peuvent être ioniques ou moléculaires.

Les règles de la formation des noms des composés chimiques

Règle 1 : Lorsqu'on nomme les composés binaires, on nomme d'abord, l'élément écrit en deuxième position en le modifiant par le suffixe **ure** ou **ide**, on écrit ensuite la préposition **-de-** et on nomme enfin l'élément principal (c'est-à-dire celui écrit en premier lieu), par exemple, MgO, se dit oxyde de magnésium. Si l'élément principal est un métal à valence variable, on précise cette valence en chiffres romains, par exemple, PbO, se dira oxyde de plomb(II)



Règle 2 : La combinaison covalente de deux non-métaux a de fortes probabilités de former plusieurs composées binaires. Par exemple, la combinaison de l'oxygène et de l'azote formera selon les conditions expérimentales les composés suivants : N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 . Dans de tels cas, on indique la proportion des différents éléments par des préfixes de racines grecques comme mono, di, tri, tétra, penta, etc. Ainsi, N_2O_5 , se dira pentaoxyde de diazote, NO_2 dioxyde d'azote.

Règle 3 : Dans le cas des composés contenant trois éléments (ou composés ternaires) dont l'un de ces éléments est l'oxygène on ajoutera à l'élément secondaire le suffixe **ate** ou **ite**, spécifique à ce type de composés. Dans le cas de deux composés similaires, celui contenant le plus d'oxygène portera le suffixe **ate** et celui qui en contient moins portera le suffixe **ite**. Exemples : i) a) $NaNO_3$ - nitrate de sodium b) $NaNO_2$ - nitrite de sodium ii) a) $CaSO_4$ - sulfate de calcium b) $CaSO_3$ - sulfite de calcium iii) a) $KClO_3$ - chlorate de potassium b) $KClO_2$ - chlorite de potassium iv) a) $Ca_3(PO_4)_2$ - phosphate de calcium b) $Ca_3(PO_3)_2$ - phosphite de calcium.

Règle 4 : Un composé qui contient moins d'oxygène que le composé apparenté portant le suffixe **ite**, portera le préfixe **hypo** à l'élément en **ite**. Un composé qui contient plus d'oxygène que le composé apparenté portant le suffixe **ate**, il portera le préfixe **per** à l'élément en **ate**. Par exemple, $KClO$ - hypochlorite de potassium $KClO_2$ - chlorite de potassium $KClO_4$ - perchlorate de potassium $KClO_3$ - chlorate de potassium.

3.2. Les caractéristiques de métaux et des non-métaux

3.2.1. Les métaux

Les métaux forment des groupes dans le tableau périodique déterminé par de la disposition similaire de leurs orbitales électroniques. Ils possèdent donc en conséquence des propriétés chimiques similaires.

Les propriétés communes des métaux :

1. présentent un aspect lustré et brillant.
2. conduisent l'électricité et la chaleur.
3. sont assez malléables pour prendre différentes formes.
4. sont ductiles, on peut les étirer en de minces fils.
5. possèdent une densité élevée. De tous les métaux, le plomb est le plus dense.
6. possèdent des points de fusion élevés pour la plupart; ils sont donc sous forme solide à la température ambiante.
7. Le mercure est le seul métal qui est sous forme liquide à la température ambiante.
8. Le césium et le gallium ont des points de fusion faibles (moins de $30^\circ C$).
9. ne se combinent pas chimiquement entre eux mais réagissent avec des non-métaux pour former des composés.



10. Parmi les métaux, les alcalins (le groupe 1) sont les plus réactifs.
11. Parmi les métaux, ceux situés près du centre du tableau périodique sont les moins réactifs.
12. Les métaux les moins réactifs, comme le cuivre, l'argent et l'or, sont les plus susceptibles d'être retrouvés à l'état pur dans la nature.
13. Les métaux les plus réactifs, comme le lithium et le sodium, ne se retrouvent jamais à l'état pur dans la nature.

La tendance des atomes des métaux de laisser aller facilement leurs électrons de valence expliquent un bon nombre des propriétés des métaux, comme leurs grands rayons atomiques, leurs énergies d'ionisation et leurs électronégativités faibles. C'est pourquoi il est possible de leur imprimer plusieurs formes sans qu'ils se brisent. Ils sont à la fois malléables et ductiles, c'est-à-dire qu'on peut aussi les étirer en de fins minces. La possibilité pour leurs électrons de valence de se déplacer relativement librement en fait de bons conducteurs de chaleur et d'électricité.

Les propriétés chimiques

Les métaux diffèrent chimiquement des non-métaux en ce qu'ils forment des ions positifs, des oxydes basiques et des hydroxydes. Exposés à l'air humide, beaucoup se corrodent, c'est-à-dire qu'ils entrent en réaction chimique; par exemple, le fer rouille parce que l'oxygène de l'atmosphère s'unit au métal pour former l'oxyde de ce métal. L'aluminium et le zinc ne semblent pas affectés par ce phénomène, mais en fait ils se recouvrent presque d'un seul coup d'une fine couche d'oxyde, ce qui empêche la réaction chimique de se poursuivre d'avantage dans le métal. Cette couche ne se remarque guère parce qu'elle ressemble beaucoup au métal même. L'étain, le plomb et le cuivre réagissent lentement dans des conditions normales. L'argent réagit avec des composés comme le dioxyde de soufre et se ternit quand il est exposé à un air qui en contient. Les métaux se combinent avec les non-métaux pour former des sels, comme dans les carbures, les carbonates, les chlorures, les nitrates, les phosphates, les silicates, les sulfures et les sulfates.

La série électrochimique

(Veuillez prendre connaissance de cette série dans un ouvrage de chimie minérale de votre choix et bien l'étudier)

Sur la base de leur abilité à s'oxyder, c'est-à-dire de perdre des électrons, les métaux peuvent être ordonnés dans une série électrochimique ou série de remplacement. Les métaux situés en début de série, comme le césium et le lithium, sont plus susceptibles de s'oxyder que ceux placés à la fin de la série, comme l'argent et l'or. En général, un métal remplacera dans un composé n'importe lequel des métaux placés après lui dans la série, ou l'hydrogène, et, dans les conditions normales, il sera remplacé par n'importe lequel des métaux placés avant lui dans la série, ou par l'hydrogène.



3.2.2. Les non-métaux

Les propriétés des non-métaux :

1. Les non-métaux ont des densités faibles.
2. Les non-métaux ne sont ni ductiles ni malléables. Ils sont cassants.
3. Les non-métaux présentent un aspect plutôt terne que brillant.
4. Les non-métaux sont de mauvais conducteurs de chaleur et d'électricité sauf le carbone sous sa forme de graphite.
5. Les non-métaux se trouvent dans la nature sous leur forme élémentaire.
6. Le fluor est le plus réactif des non-métaux.
7. Les non-métaux peuvent se combiner à d'autres non-métaux pour former des composés comme le dioxyde de carbone (CO_2), le monoxyde de carbone (CO), le méthane (CH_4) et l'ammoniaque (NH_3).

3.2.3 Les métalloïdes ou semi-métaux

Les propriétés des semi-métaux

1. Les semi-métaux possèdent des propriétés métalliques et non métalliques.
2. Les semi-métaux sont des semi-conducteurs, c'est-à-dire qu'ils ne sont pas aussi bons conducteurs que les métaux et ne sont pas d'aussi bons isolants que les non-métaux (par exemple, les arséniures de silicium et de gallium sont très largement utilisés dans l'industrie des semi-conducteurs).

3.3. Les éléments du bloc s

3.3.a. Les métaux alcalins

Les métaux alcalins sont le lithium (Li), le sodium (Na), le potassium (K), le rubidium (Rb), le césium (Cs) et le francium (Fr). L'hydrogène est souvent considéré comme un métal alcalin (particulièrement à basse température ou à haute pression), alors que des scientifiques le voient plutôt comme un non-métal. Les métaux alcalins se trouvent dans la première colonne du tableau périodique et forment le groupe IA.

Par bien de ses propriétés, le lithium montre les mêmes caractéristiques que les métaux alcalins les plus communs, soit le sodium et le potassium, ainsi ce métal est très réactif et forme de fortes solutions d'hydroxyde. Par ailleurs, le lithium montre en bien des aspects des similarités avec les éléments de la famille des alcalino-terreux, en particulier, le magnésium, avec qui il partage de semblables rayons atomique et ionique.

Résumé des propriétés en commun

1. des densités plus faibles que les autres métaux
2. des électrons de valence faiblement liés
3. les plus grands rayons atomiques de leur période
4. de faibles énergies d'ionisation
5. des électronégativités faibles
6. très réactifs



Propriétés

Les métaux alcalins possèdent des propriétés physiques en commun avec celles des métaux, bien que leurs densités soient plus faibles. Les métaux alcalins ont un seul électron dans leur couche externe, faiblement lié, de surcroît. C'est pour cette raison qu'ils ont les plus grands rayons atomiques parmi les éléments de leur période respective. Leurs propriétés métalliques et leurs très fortes réactivités découlent de leurs faibles énergies d'ionisation. Il n'est en effet pas difficile d'arracher l'électron de valence d'un métal alcalin pour former un cation monovalent. Les métaux alcalins ont de faibles électronégativités. Ils réagissent facilement avec des non-métaux, avec les halogènes, en particulier.

Les propriétés physiques

1. Ils sont gris et doux. Il est facile de les entailler avec un couteau. Ils montrent alors une surface brillante que l'oxydation fait ternir.
2. Ils ont de faibles densités – Li, Na et K ont des densités plus faibles que celle de l'eau.
3. Ils sont de bons conducteurs de chaleur et d'électricité.
4. Leurs enthalpies de fusion et de vaporisation sont basses. Leurs liaisons métalliques sont relativement faibles, étant donné qu'ils n'ont qu'un seul électron disponible par atome.
5. Chaque métal alcalin montre une couleur distinctive sous la flamme. La chaleur de la flamme procure suffisamment d'énergie pour faire accéder l'électron de valence à un niveau d'énergie plus élevée. Quand l'électron revient à son niveau d'énergie normale, il émet une énergie dont la longueur est perceptible dans le spectre visible.

Li rouge Na jaune K lilas Rb rouge Cs bleu

6. Les rayons ioniques des métaux alcalins sont beaucoup plus petits que leurs rayons atomiques respectifs. La raison en est que l'atome ne contient qu'un seul électron dans le niveau s relativement éloigné du noyau dans une nouvelle couche quantique. Lorsque celui-ci s'échappe l'ion qui en résulte est composé d'électrons situés dans des niveaux beaucoup plus près du noyau. Ce dernier se déploie donc sur un plus petit rayon.



Les propriétés chimiques

1. Les métaux alcalins réagissent à l'eau, l'oxygène et d'autres éléments.
2. Ils ne se retrouvent pas à l'état pur dans la nature (le sodium n'existe que sous sa forme Na métallique dans la nature; on le retrouve dans des composés comme le NaCl, le Na₂CO₃, etc.). Leur réactivité augmente à mesure qu'on descend dans le groupe du lithium au césium. De tous les groupes du tableau périodique, c'est dans celui des métaux alcalins qu'on trouve la plus grande similitude entre ses éléments.
3. Les composés de métaux alcalins sont solubles dans l'eau et on les retrouve dans l'eau de mer et les dépôts salins.
4. Tous les métaux alcalins n'ont qu'un seul électron de valence, ce qui donne lieu à des ions possédant une charge positive de +1.

Stockage : À cause de leur grande réactivité à l'oxygène, on entrepose les métaux alcalins dans de l'huile minérale ou le kérosène.

Les propriétés chimiques

Les métaux alcalins sont de puissants réducteurs. Leurs potentiels d'électrode se situent entre -2.7V et -3.0V, ce qui indique une forte tendance à former des cations en solution. Ils peuvent également réduire l'oxygène, le chlore, l'ammoniaque et l'hydrogène. La réaction avec l'oxygène fait ternir les métaux exposés à l'air, on les entrepose donc dans de l'huile. Ils ne peuvent être entreposés dans l'eau puisqu'ils réagissent avec elle pour produire de l'hydrogène et des hydroxydes alcalins :



La séquence illustre la réactivité croissante de haut en bas du Groupe. Le Li réagit progressivement avec l'eau, causant une effervescence; le sodium réagit plus violemment et se met à brûler avec une flamme orange; le K s'enflamme au contact de l'eau et brûle avec une flamme lilas; le Cs coule dans l'eau et la production rapide d'hydrogène gazeux sous l'eau provoque une onde de choc qui peut faire éclater un contenant en verre.

Le Na se dissout dans l'ammoniaque liquide pour former une solution bleue foncée contenant de cations de sodium et d'électrons solvatés. On utilise cette solution comme réducteur. À de plus fortes concentrations, la couleur de la solution devient celle du bronze et elle conduit l'électricité comme un métal.

La chimie du lithium présente quelques anomalies. En effet, son cation Li⁺ est si petit, qu'il polarise les anions et donne ainsi un caractère covalent aux composés qu'il forme. Le Li a une relation diagonale avec le magnésium.

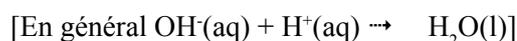
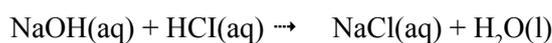


Les oxydes

Les métaux alcalins forment des oxydes ioniques solides de composition M_2O quand ils brûlent à l'air libre. De leurs côtés, dans les mêmes conditions, Na et K forment respectivement le peroxyde Na_2O_2 , et le superoxyde KO_2 , comme produits principaux.

Les hydroxydes

Les hydroxydes de métaux alcalins de formule chimique MOH sont des solides cristallins ioniques de couleur blanche, solubles dans l'eau. Ces solutions aqueuses sont très alcalines (d'où le nom de ce groupe) et doivent donc être manipulées avec prudence. Ils neutralisent les acides en formant des sels avec ceux-ci, par exemple :



Les halogénures

Les halogénures de métaux alcalins sont des solides cristallins blancs. Ils sont solubles dans l'eau sauf LiF qui possède une enthalpie réticulaire élevée due à la haute intensité des interactions électrostatique des petits ions Li^+ et F^- .

Les états d'oxydation et les énergies d'ionisation

Les métaux alcalins ont des états d'oxydation de 0 et de +1. Tous les composés courants se forment à partir de l'ion M^+ . En effet, la première énergie d'ionisation de ces éléments est basse, tandis que la seconde est beaucoup plus élevée. L'électron de leur couche externe est facile à arracher parce qu'il est bien protégé de l'attraction du noyau par les électrons qui remplissent toutes leurs couches internes. De fait, l'électron suivant est beaucoup plus difficile à extraire parce qu'il fait partie d'un niveau complètement rempli et qu'il se trouve beaucoup plus près du noyau.

La première énergie d'ionisation diminue à mesure que l'on descend dans le groupe parce que l'électron externe se trouve, d'élément en élément, à une plus grande distance du noyau et devient donc plus facile à arracher.

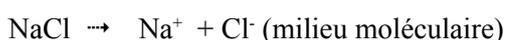
	1 ^{ère}	2 ^e	3 ^e
Li	513.3	7298.0	11814.8
Na	495.8	4562.4	6912.0
K	418.8	3051.4	4411.0
Rb	403.0	2632.0	3900.0
Cs	375.7	2420.0	3400.0



La solubilité et l'hydratation

Tous les sels simples des éléments du groupe 1 se dissolvent dans l'eau, produisant des ions. Ces solutions sont par conséquent conductrices d'électricité. Étant donné que l'ion Li^{+1} est petit, on pourrait s'attendre à ce que les solutions de sels de lithium conduisent mieux l'électricité que celles des autres sels. En fait, la tendance observée est à l'inverse : $\text{Cs}^{+} > \text{Rb}^{+} > \text{K}^{+} > \text{Na}^{+} > \text{Li}^{+}$. La raison en est que les ions s'hydratent dans la solution. Comme le Li^{+} est tout petit, il exerce une plus grande attraction sur les molécules d'eau et celles-ci adhèrent donc aux ions les rendant hautement hydratés. Le rayon ionique s'élargit, ce qui ralentit le mouvement de l'ion. C'est l'inverse avec le Cs^{+}

Pour qu'un sel se dissolve, par exemple NaCl, ses constituants doivent pouvoir se défaire :



Si un sel est soluble, cela indique que son énergie réticulaire est plus faible que l'énergie d'hydratation. La solubilité dans l'eau des sels de la plupart des éléments du groupe 1 diminue à mesure que l'on descend dans le groupe. Cela s'explique par le fait que si l'énergie réticulaire varie peu l'énergie libre d'hydratation varie de façon importante. Par exemple, la différence entre l'énergie réticulaire de NaCl et KCl est de 67 KJ/Mol, tandis que la différence de leur énergie libre d'hydratation est de 76 KJ/Mol. Aussi, KCl est moins soluble que NaCl.

N.B. La tendance pour les fluorures et les carbonates est à la hausse à mesure que l'on descend dans le groupe.

Les différences entre le lithium et les autres éléments du groupe 1

La chimie du lithium se rapproche davantage de celle des éléments du groupe 2 (en particulier de celle du magnésium) que de celle des autres éléments de son groupe. En comparaison, Li possède un point de fusion plus élevé, il est plus dur, il réagit moins à l'oxygène et s'hydrate beaucoup plus que les autres éléments du groupe 1. De façon générale, on observe que les premiers éléments de chaque groupe diffèrent du reste de ce groupe. Cela s'explique en partie du fait que le premier élément de chaque groupe en est presque toujours le plus petit et il a donc tendance à former des composés covalents (règle de Fujian).

La similarité entre Li du groupe 1 et Mg du groupe 2 est appelée *relation diagonale*.

Ce type de relation existe également entre les autres couples d'éléments : Be et Al, et entre B et Si. Ces relations s'établissent en partie à cause de la similarité des dimensions ioniques entre les couples et surtout à cause de leurs très proches électronégativités.



3.3.b. Les métaux alcalino-terreux

Les membres du groupe des métaux alcalino-terreux sont : Be, Mg, Ca, Sr et Ba. Cette famille est la deuxième parmi les groupes les plus réactifs. On les appelle ainsi parce qu'il réagit avec l'eau pour former des solutions alcalines (hydroxydes). Le terme alcalin signifie que la solution présente un pH plus grand que 7; elle est dite basique. Les métaux alcalino-terreux forment donc des solutions très basiques, ce qui en fait d'excellents réducteurs.

Les alcalino-terreux ont deux électrons dans leur couche externe. Ils ont de plus petits rayons atomiques que les métaux alcalins. Comme leurs deux électrons de valence ne sont pas très solidement liés au noyau, les alcalino-terreux les perdent facilement pour former des cations bivalents. Ils ont des affinités électroniques et électronégativités faibles. À l'instar des métaux alcalins, leurs propriétés découlent de la facilité avec laquelle ils perdent leurs électrons.

Résumé des propriétés communes

Les propriétés physiques :

- De densités faibles, mais plus élevées que celles des métaux alcalins comparables.
- En général, ils sont d'un blanc argenté et possèdent des points de fusion et d'ébullition élevés.
- Ils sont souvent plus résistants que la plupart des métaux.
- Tous sont des métaux ductiles et malléables, d'un aspect lustré.

Les métaux du groupe 2 sont plus durs et plus denses que le sodium et le potassium et possèdent des points de fusion plus élevés. Ces propriétés découlent de la présence de deux électrons de valence dans chaque atome, ce qui entraîne une liaison métallique plus forte que celles qu'on trouve dans les éléments du groupe 1.

Quatre de ces éléments montrent des couleurs caractéristiques quand on les passe sous la flamme :

Mg Blanc lustré

Ca Rouge brique

Sr Cramoisi

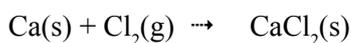
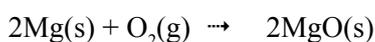
Ba Vert pomme

Les rayons atomiques et ioniques augmentent graduellement à mesure que l'on descend dans le groupe. Les rayons ioniques sont nettement plus petits que leurs rayons atomiques correspondants parce que les atomes de ces éléments ont deux électrons dans leur niveau s et qui se trouvent relativement loin du noyau et c'est la perte de ces deux électrons qui forment l'ion. Les autres électrons de l'atome se retrouvent dans des niveaux plus près du noyau. De plus, la charge nucléaire effective étant plus grande sur ces couches, les électrons sont davantage attirés vers le noyau, ce qui réduit encore la dimension de l'ion.



Les propriétés chimiques

Les propriétés chimiques des éléments du groupe 2 sont largement conditionnées par la puissance de réduction des métaux. Les éléments sont de plus en plus électropositifs à mesure que l'on descend dans le groupe. Une fois enclenchées, les réactions avec l'oxygène et le chlore sont vigoureuses :



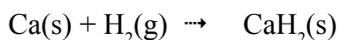
Tous ces métaux, sauf le béryllium, s'oxyde à l'air ambiant, ce qui ternit leurs surfaces. Le baryum est si réactif qu'il faut le stocker dans l'huile.

Tous ces métaux, sauf le béryllium, réduisent l'eau et diluent les acides en hydrogène :

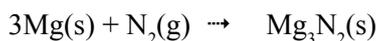


Le magnésium réagit lentement avec l'eau, à moins que celle-ci soit bouillante, mais le calcium réagit rapidement, même à température ambiante, en formant des suspensions laiteuses d'hydroxyde de calcium solubles en petites quantités.

Le calcium, le strontium et le baryum réduisent l'hydrogène gazeux lorsqu'on les chauffe, pour former l'hydrure suivant :



Les métaux chauffés sont suffisamment forts pour réduire l'azote gazeux pour former des nitrures :



Le magnésium peut réduire et brûler le dioxyde de carbone :





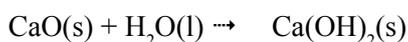
Par conséquent, les extincteurs à anhydride de carbone ne peuvent être utilisés pour éteindre un incendie causé par le magnésium.

Les oxydes

Les oxydes de métaux alcalino-terreux ont comme formule chimique générale MO et sont basiques. On les prépare normalement en chauffant l'hydroxyde ou le carbonate pour libérer le dioxyde de carbone sous sa forme gazeuse. Ils ont de grandes enthalpies réticulaires et des points de fusion élevés. Tous ces éléments produisent des peroxydes et des MO₂, sauf le béryllium, dont le cation Be²⁺ est trop petit pour accueillir l'anion du peroxyde.

Les hydroxydes

Les oxydes de calcium, de strontium et de baryum réagissent avec l'eau pour former des hydroxydes :



L'hydroxyde de calcium est aussi connu sous les noms de chaux éteinte ou délitée, ou tout simplement chaux. Il est soluble dans l'eau en petites quantités pour donner une solution légèrement alcaline, aussi connue sous le nom d'eau de chaux, qu'on utilise pour vérifier la présence de gaz carbonique.

Les halogénures

On trouve normalement les halogénures du groupe 2 sous leurs formes hydratées. Ils sont tous ioniques, sauf le chlorure de béryllium. Le chlorure de calcium anhydre présente une grande affinité avec l'eau et on l'utilise comme desséchant.



Les états d'oxydation et les énergies d'ionisation

Dans tous leurs composés, ces métaux ont un nombre d'oxydation égal +2 et, sauf quelques exceptions, ces composés sont ioniques. On peut en comprendre la raison en examinant leurs configurations électroniques. Celles-ci comportent toujours deux électrons dans leur couche quantique externe. Ces deux premiers électrons sont relativement faciles à arracher, mais retirer un troisième est beaucoup plus difficile, étant donné qu'il se situe plus près du noyau et dans une couche quantique pleine. D'où la formation de M^{2+} . Les énergies d'ionisation découlent également de cette configuration électronique. Les deux premières énergies d'ionisation sont relativement faibles, mais la troisième est beaucoup plus élevée.

L'énergie d'hydratation

Les énergies d'hydratation des éléments du groupe II sont de quatre à cinq fois plus grandes que celles des éléments du groupe I, en grande partie, à cause de leurs dimensions réduites et de leurs charges accrues. L'énergie d'hydratation diminue à mesure que l'on descend dans le groupe, inversement à l'augmentation des dimensions des ions. Le cas de Be présente un facteur supplémentaire par la formation d'un composé complexe très stable, l'ion $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Les composés cristallins du groupe II contiennent plus de molécules d'eau de cristallisation que ceux du groupe I. Ainsi, NaCl et KCl sont des anhydres, mais $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ et $\text{BeCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ contiennent beaucoup de molécules d'eau de cristallisation. Notons que plus l'ion est de grande taille, moins il comporte de molécules d'eau.

La solubilité et les énergies réticulaires

La solubilité des sels diminue à mesure que le poids atomique augmente, mais cette tendance s'inverse dans ce groupe en ce qui a trait aux fluorures et aux hydroxydes. Généralement, l'énergie réticulaire diminue à mesure que la dimension de l'ion s'accroît, de même, en ce qui concerne l'énergie d'hydratation. Une énergie réticulaire faible favorisera la dissolution, mais une faible énergie d'hydratation défavorisera la dissolution. Dans la plupart des composés, l'énergie d'hydratation varie plus rapidement que l'énergie réticulaire et c'est pourquoi la solubilité augmente à mesure que l'on descend dans le groupe. On comprend alors pourquoi les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} sont responsables de la dureté de l'eau.



3.4. Les éléments du bloc p

3.4.1. Le groupe 13

Le groupe 13 comporte cinq éléments : le bore (B), l'aluminium (Al), le gallium (Ga), l'indium (In) et le thallium (Tl) (Figure 1.1). Ces éléments ont la particularité de posséder trois électrons dans leur niveau d'énergie externe, mais présente un large éventail d'occurrences et de comportements. Parmi eux, seul le bore est un métalloïde et joue un rôle important chez les végétaux. L'aluminium, un des constituants de base de la lithosphère, possède des propriétés amphotères.

Les éléments du groupe 13 sont :

Nom	symbole	configuration électronique
bore	B	$[\text{He}]2s^2 2p^1$
aluminium	Al	$[\text{Ne}]3s^2 3p^1$
gallium	Ga	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^1$
indium	In	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^1$
thallium	Tl	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$

Les propriétés physiques

1. Le bore est une poudre grise non métallique.
2. Tous les autres membres du groupe 13 sont métaux mous de couleur argenté.
3. L'oxydation donne une teinte bleutée au thallium.
4. Les densités de tous les éléments du groupe 13 sont plus élevées que celles des éléments du groupe 2.
5. Leurs points de fusion sont élevés, mais celui du bore est beaucoup plus élevé que celui du béryllium du groupe 2, alors que celui de l'aluminium est proche de celui du magnésium du groupe 2.
6. Leurs rayons ioniques sont beaucoup plus petits que leurs rayons atomiques. La raison en est que l'atome contient trois électrons de valence, et une fois ionisé, les électrons restants se trouvent à des niveaux beaucoup plus près du noyau. De plus, la charge nucléaire effective ayant augmentée, le noyau exerce une attraction plus grande sur ceux-ci, ce qui réduit encore la dimension de l'ion.



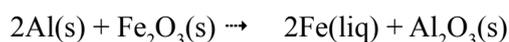
Les propriétés chimiques

La tendance générale de la réactivité

La tendance générale, de haut en bas dans le groupe 13, va du caractère non métallique à métallique. Le bore est un non-métal dont la structure en réseau est covalente. Les éléments suivants sont considérablement plus grands que le bore et, par conséquent, présentent une tendance plus forte à l'ionisation et à d'autres caractéristiques des métaux. L'aluminium est à cheval, entre la tendance à former des composés ioniques et des composés covalents. Les autres éléments du groupe sont généralement considérés comme des métaux, quoique certains de leurs composés présentent des caractéristiques covalentes.

Les propriétés chimiques des éléments du groupe 13 reflètent davantage de caractéristiques métalliques à mesure que l'on descend dans le groupe. Aussi, nous considérerons ici que le bore et l'aluminium.

Le bore est chimiquement non-réactif, sauf à de très hautes températures. L'aluminium est un métal hautement réactif, qui s'oxyde facilement à l'air ambiant. Son revêtement oxydé résiste aux acides, mais demeure relativement soluble dans les solutions alcalines. L'aluminium peut donc réduire de puissants alcalins pour produire l'ion tétrahydroxoaluminate, $\text{Al}(\text{OH})_4^-$. L'aluminium réagit fortement avec l'oxyde de fer (III) pour produire de l'acier par le processus de la thermité :



Les oxydes

L'oxyde de bore B_2O_3 est un oxyde acide. C'est un solide blanc insoluble qui possède un point d'ébullition très élevé (plus de 2000K) à cause de sa forte structure en réseau covalente. L'oxyde d'aluminium, Al_2O_3 , est amphotère.

Les halogénures

Le plus important halogénure du bore est le trifluorure de bore, un gaz. Le chlorure d'aluminium, AlCl_3 est un solide volatil qui se sublime à 458K. La vapeur provenant de la sublimation consiste en un mélange équilibré de monomères (AlCl_3) et de dimères (Al_2Cl_6). On l'utilise pour préparer le puissant réducteur le tétrahydroaluminate de lithium, LiAlH_4 , aux multiples usages.

Tant le chlorure de bore que le chlorure d'aluminium agissent comme des acides de Lewis auprès d'un large éventail de donneurs de paire d'électrons, ce qui a largement répandu leur utilisation comme catalyseurs. Le chlorure d'aluminium, notamment, est utilisé pour l'importante réaction de Friedel-Crafts.



Les hydrures

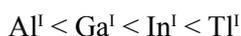
Le bore produit une longue et intéressante série d'hydrures, les boranes. Le plus simple d'entre eux est le dimère B_2H_6 et non comme on aurait pu le supposer le BH_3 .

Les états d'oxydation et les énergies d'ionisation

On trouve le bore et l'aluminium que sous leur forme oxydée dans leurs composés avec un nombre d'oxydation de +3 et, à part quelques exceptions, leurs composés peuvent être décrits comme étant ioniques. Leur configuration électronique comporte trois électrons en dehors de la configuration d'un gaz noble, deux dans la couche s et un dans la couche p. L'électron de la couche externe p est facile à enlever, étant situé très loin du noyau et très bien protégé contre la charge nucléaire effective. Les deux autres électrons sont aussi relativement faciles à arracher. Tenter de retirer davantage d'électrons exige de défaire des couches quantiques remplies, ce qui est difficile. Leurs énergies d'ionisation le reflètent bien : les trois premières énergies d'ionisation sont faibles et la quatrième est beaucoup plus élevée.

L'effet de la paire inerte

On emploie souvent l'expression **effet de la paire inerte** en relation avec la stabilité des états d'oxydation qui sont deux fois moindre que la valence de groupe pour les éléments les plus lourds des groupes 13, 14, 15 et 16. Par exemple, dans le groupe 13, l'état d'oxydation +1 du Tl est plus stable et les composés à partir de Tl^{III} sont comparativement plus rares. La stabilité augmente selon la séquence suivante :



La tendance dans les groupes 14, 15 et 16 quant à la stabilité est qu'elle demeure semblable dans chacun de ces groupes, sauf pour leurs membres les plus lourds, c'est-à-dire le plomb, le bismuth et le polonium dont les états d'oxydation sont connus. L'état d'oxydation le plus bas pour chaque élément en question est celui de deux électrons de valence dans l'orbitale s. Devant ce fait, on pourrait tenter une explication toute simple, à savoir que les électrons de valence dans une orbitale s seraient liés par une énergie plus grande que celle liant les électrons dans les orbitales p et seraient donc moins susceptibles de se prêter à une liaison avec des ions. Malheureusement, cette explication ne tient pas la route.



3.4.2. Le groupe 14

Le groupe 14 se compose de C, Si, Ge, Sn et Pb.

Les propriétés physiques

1. De gauche à droite d'une période, les rayons ioniques diminuent, mais lorsqu'on arrive au groupe 14 (IVA), les anions diminuent en taille en s'approchant des gaz nobles.
2. Les rayons atomiques augmentent à mesure que l'on descend dans le groupe. La variation de dimension entre Si et Ge est cependant moins grande que prévue, parce que Ge possède une couche 3d remplie, peu efficace contre la charge nucléaire effective.
3. Ils montrent une gradation vers le bas, du carbone non métallique au plomb (Pb) dont les oxydes sont amphotères bien qu'il soit principalement métallique.
4. La « ligne diagonale » qui sépare dans le bloc p les métaux des non-métaux passe entre Si et Ge, c'est-à-dire que Si est plutôt un non-métal et Ge se comporte en gros comme un métal. Cela dit, les deux sont considérés comme des métalloïdes.
5. Les quatre premières énergies d'ionisation laissent à penser que les éléments ont des états d'oxydation de +4.
6. Même s'ils montrent des états d'oxydation de +4, les états d'oxydation de +2 deviennent plus stables à mesure que l'on descend dans le groupe. À ce compte, Pb ressemble davantage à ses voisins métalliques.

Les propriétés chimiques

Ces éléments sont relativement peu réactifs, mais leur réactivité s'accroît à mesure que l'on descend dans le groupe. L'état d'oxydation M^{2+} se stabilise chez les éléments situés vers le bas du groupe. Cette non-réactivité est due en partie au revêtement des oxydes à leur potentiel élevé leur permettant de réduire H^+ en H_2 sur leur surface.

Les réactions avec l'eau

C, Si et Ge ne réagissent pas avec l'eau. Sn réagit avec la vapeur pour donner SnO_2 et H_2 . Pb ne réagit pas avec l'eau probablement à cause de son revêtement oxydé.



Les réactions avec les acides

C, Si et Ge ne réagissent pas aux solutions acides. Le Pb se dissout lentement dans une solution de chlorure d'hydrogène pour donner PbCl_2 soluble en petites quantités; il se dissout rapidement dans HNO_3 pour donner $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ et des oxydes d'azote. Pb ne se dissout pas dans une solution de H_2SO_4 à cause du revêtement que forme PbSO_4 à sa surface.

Le diamant ne réagit pas avec les acides concentrés, mais le graphite réagit tant avec HNO_3 qu'avec le mélange HF/HNO_3 . Si s'oxyde en présence de HF/HNO_3 . Ge se dissout lentement dans une solution chaude de H_2SO_4 très concentrée et dans une solution de HNO_3 . Sn se dissout dans plusieurs solutions acides. Pb ne se dissout pas dans une solution de HCl concentrée, parce que durant la réaction, un revêtement de PbCl_2 se forme à la surface.

L'effet de la paire inerte

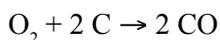
Ici aussi, l'effet de la paire inerte augmente de façon marquée pour les éléments situés au bas de la colonne. À mesure que l'on descend dans le groupe, la stabilité de l'état d'oxydation +4 diminue tandis que celle de +2 augmente. Ge(+2) est un puissant réducteur, tandis que Ge(+4) est stable. Pb(+2) est ionique, stable et plus courant que Pb(+4) qui s'oxyde. Les valences plus basses sont plus ioniques parce que le rayon de M^{2+} est plus grand que celui de M^{4+} et, selon la règle de Fujian, plus l'ion est petit, plus la tendance à la covalence est forte.

Les oxydes et les oxoacides de carbone et de silicium

À la différence des derniers membres du groupe 14, le carbone forme des oxydes monomères stables et volatils, CO (dans le cas d'un apport restreint en oxygène) et CO_2 . Le silicium est aussi stable sous la forme de SiO_2 .

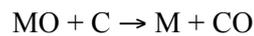
(Exercice : En compagnie d'un autre étudiant du module, établissez de mémoire la liste des propriétés du CO et du CO_2)

Le monoxyde de carbone, CO, est incolore, inodore et sans saveur. Il est produit lors d'une combustion incomplète de composés organiques. Le monoxyde de carbone représente une valeur certaine comme carburant. Il produit en brûlant dans l'air une flamme bleue caractéristique et sa combustion génère du dioxyde de carbone. Malgré sa grande toxicité, CO joue un rôle important dans la technologie moderne, étant à l'origine d'une myriade de produits.

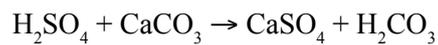




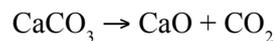
CO est aussi un produit dérivé de la réduction de minerais d'oxydes de métal contenant du carbone, comme le montre la forme simplifiée suivante :



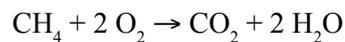
Une vaste variété de réactions chimiques produit du dioxyde de carbone, notamment la réaction entre la plupart des acides et la plupart des minéraux carbonatés. Par exemple, la réaction entre l'acide sulfurique et le carbonate de calcium (calcaire ou craie) est décrite ci-dessous :



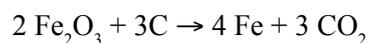
Le H_2CO_3 se décompose ensuite en eau et en CO_2 , une réaction qui s'accompagne de mousse et de bulles. Dans le domaine industriel, ces réactions sont largement répandues, car on les utilise pour neutraliser l'acidité des eaux usées. La production de chaux vive (CaO), un produit chimique très répandu, réalisée à partir du calcaire qu'on chauffe à près de 850 C dégage aussi du CO_2 :



La combustion du carbone contenu dans les carburants, comme le méthane (gaz naturel), les distillats du pétrole, mais aussi le charbon et le bois, dégage du dioxyde de carbone et dans la plupart des cas de l'eau. Voici un exemple de réaction chimique entre le méthane et l'oxygène :



Le fer est réduit de ses oxydes avec le coke dans de haut-fourneaux pour produire de la fonte de première fusion et du dioxyde de carbone :



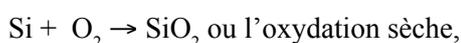


Dioxyde de silicium

Le composé chimique du dioxyde de silicium, aussi connu sous les noms de silice ou silox (du latin silex) est un oxyde de silicone de formule chimique SiO_2 , est reconnu pour sa dureté depuis le IX^e siècle. La silice se trouve facilement dans la nature sous forme de sable ou de quartz. Il est le composant principal de la plupart des types de verre et de matériau comme le béton.

Le dioxyde de silicium se forme quand on expose le silicium à l'oxygène de l'air ambiant. Une couche très mince (approximativement 1 nm ou 10 Å) d'« oxydation naturelle » se forme à la surface du silicium quand il est exposé à l'air ambiant. Pour provoquer l'apparition contrôlée de couches de dioxyde de silicium, on expose le silicium à de plus hautes températures dans des environnements artificiels.

Il est facile de réaliser l'oxydation thermique du silicium en chauffant des substrats à des températures de l'ordre de 900 à 1200 C. L'atmosphère dans la fournaise où se fait l'oxydation est saturée d'oxygène pur ou de vapeur d'eau. À ces températures élevées, les molécules se répandent facilement dans la couche croissante de SiO_2 . En frôlant et en pénétrant la surface du silicium, l'oxygène se combine à elle pour former le dioxyde de silicium. Les réactions chimiques qui s'effectuent alors sont :



ou



À cause des relations stoechiométriques dans ces réactions et de la différence des densités entre Si et SiO_2 , à peu près 46% de la surface du silicium est « consommée » au cours de l'oxydation. C'est-à-dire que pour 1 um de SiO_2 obtenu, environ 0.46um de silicium est consommé (voir la figure 1).

Le plomb (Pb)

Le plomb est un métal dense, relativement mou, malléable dont la résistance à la traction est faible. C'est un mauvais conducteur d'électricité et de chaleur. Il possède une structure cristalline cubique faces centrées. Il est situé sous l'étain dans le groupe 14 dans le tableau périodique. D'une couleur bleu argent lorsqu'il est fraîchement coupé, son aspect s'assombrit au contact de l'air humide, à cause de la formation d'une fine pellicule d'oxyde. Cette pellicule protège le métal d'une oxydation excessive et de la corrosion. Tous les composés de plomb sont toxiques (voir empoisonnement au plomb). Le plomb ne réagit pas avec l'acide sulfurique à froid, mais réagit lentement avec l'acide chlorhydrique et très vivement avec l'acide nitrique.



Il existe dans la nature quatre isotopes stables du plomb, dont trois d'entre eux résultent de la désintégration naturelle d'éléments radioactifs (le thorium et l'uranium). Cette désintégration se déroulant à un rythme constant, il est possible d'estimer l'âge maximum d'une pierre contenant du plomb ou sa composition à une époque antérieure, tant que la pierre n'a pas été altérée chimiquement. Il existe 25 isotopes radioactifs connus du plomb, dont quelques uns existent en petites quantités dans la nature.

3.4.3. Le groupe 15

Les éléments de ce groupe ont tous cinq électrons dans leur couche externe. Ils peuvent atteindre un état d'oxydation de 5 quand ils sont exposés à l'oxygène, en utilisant leurs cinq électrons pour former des liaisons. La tendance à l'inertie de la paire d'électrons s (effet de la paire inerte) s'accroît avec l'augmentation du poids atomique. Seuls les électrons p interviennent dans les liaisons, ce qui débouche sur une trivalence. Des valences de 3 et de 5 surviennent avec les halogènes et le soufre.

Le groupe montre la tendance habituelle, c'est-à-dire que le caractère métallique augmente à mesure que l'on descend dans le groupe : N et P sont des non-métaux, As et Sb (l'antimoine) sont des métalloïdes et, enfin, Bi est un métal. En sachant que les oxydes de métaux sont basiques et que ceux des non-métaux sont acides, on remarque que les oxydes de N et P sont acides, ceux de As et Sb sont amphotères et celui de Bi est basique.

Les propriétés générales de l'azote et du phosphore

Les propriétés de l'azote

Les propriétés physiques

Comme premier élément du groupe, il diffère du reste de sa famille. L'azote est un gaz incolore inodore et sans saveur. Sa densité de vapeur est de 14 (celle de l'air est de 14.4). Il est donc un peu plus léger que l'air. L'azote est légèrement soluble dans l'eau. Un litre d'eau dissout environ 22 ml d'azote à 0° C. L'azote refroidi et comprimé forme un liquide qui bout à -196° C. Refroidi davantage, il forme un solide semblable à la neige qui fond à -210° C.

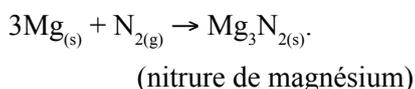
Les propriétés chimiques

L'azote, étant un gaz neutre, ne peut être détecté par les indicateurs colorés. Il n'est ni combustible ni un agent auxiliaire de la combustion. Dans des conditions normales, il ne se combine pas facilement avec d'autres éléments. Une molécule d'azote est diatomique. Les deux atomes se combinent en partageant leurs trois paires d'électrons. La triple liaison entre les atomes est si forte, qu'il faut beaucoup d'énergie pour la briser. C'est pourquoi il faut réunir des conditions très particulières, température,



pression, catalyseur, accélérateur, voltage élevé, etc., pour que l'azote se combine à d'autres éléments.

- a) Avec l'hydrogène; l'azote se combine à l'hydrogène en présence d'étincelles électriques pour donner de l'ammoniaque. Habituellement, on obtient de l'ammoniaque en traitant un mélange d'hydrogène et d'azote dans un rapport 3:1 (par volume) à 450°C et une pression de 200 à 1000 atm, en présence d'un fil de fer comme catalyseur et de molybdène comme accélérateur. L'accélérateur est une substance qui, avec le catalyseur, augmente l'efficacité de la catalyse; on l'appelle aussi activateur
- b) Avec l'oxygène; l'azote se combine à l'oxygène seulement en présence d'un arc électrique et à une température de 3000 à 5000°C pour former du monoxyde d'azote. Ainsi, lorsqu'un éclair déchire le ciel, l'étincelle électrique à haut voltage rend l'azote et l'oxygène de l'atmosphère suffisamment actifs pour former du monoxyde d'azote.
- c) Avec les métaux; l'azote se combine au magnésium, au calcium et à l'aluminium chauffé au rouge ou en combustion pour former leurs nitrures respectifs (N^{-3}).



Un composé binaire fait d'un élément et d'azote est appelé nitrure. Lorsque les nitrures réagissent avec l'eau chaude, ils produisent des hydroxydes et de l'ammoniaque.

Avec le carbure de calcium; le carbure de calcium chauffé entre 800 et 1000°C en présence d'azote donne la cyanamide de calcium, un engrais important. Le nom commercial de la cyanamide de calcium est le Nitrolim.

Les propriétés du phosphore

Les propriétés physiques

Le phosphore est solide à la température ambiante. Il est blanc, mou, cireux et actif.

Les propriétés chimiques

Le phosphore réagit à l'air humide en émettant des radiations lumineuses (chimiluminescence). Comme il s'enflamme spontanément à l'air à 35°C, on l'entrepone sous l'eau. Il est très toxique également. Chauffé à près de 250°C ou à des températures



moins élevées mais en présence de la lumière du soleil, le phosphore blanc donne du phosphore rouge, un polymère solide mais moins actif que le phosphore blanc. Le phosphore rouge est stable à l'air ambiant et ne s'enflamme pas avant 400°C. On le conserve donc, non dans l'eau, mais dans des solvants organiques (parafines). En chauffant le phosphore blanc sous haute pression, on obtient une forme polymérique de phosphore noir. C'est en terme thermodynamique l'allotrope le plus stable du phosphore.

N.B. Le phosphore blanc est beaucoup plus toxique que le phosphore rouge. La nécrose de la mâchoire, aussi appelé nécrose phosphorée de la mâchoire, est causé par une longue exposition au phosphore.

Stable à l'air sec, le phosphore blanc ternit à l'air humide d'abord vers une couleur bronze puis vers le noir.

Sb est moins actif et il reste stable dans l'eau et dans l'air à la température ambiante. Chauffé à l'air il forme Sb_4O_6 ou Sb_4O_8 ou Sb_4O_{10} .

Bi donne Bi_2O_3 lorsqu'il est chauffé..

3.4.4. Le groupe 16 (les chalcogènes)

Les **chalcogènes** (le « ch » se prononce « k ») sont parfois désignés comme la **famille de l'oxygène**. Elle regroupe l'oxygène (O), le soufre (S), le sélénium (Se), le tellure (Te), le polonium radioactif (Po) et l'élément synthétique, l'ununhexium(Uuh). Les composés de chalcogènes lourds (particulièrement les sulfures, les séléniures et les tellurures) sont connus comme les **chalcogénures**. À moins d'être combinés à un chalcogène lourd, les oxydes ne sont pas considérés comme des chalcogénures. Le mot chalcogène signifierait « faiseur de minerai », du grec *chalcos*, minerai, et *gen*, formation.

L'oxygène et le soufre sont des non-métaux, le polonium, le sélénium et le tellure sont des métalloïdes semi-conducteurs (c'est-à-dire que leurs propriétés électriques sont entre celles d'un métal et celles d'un isolant). Cependant, le tellure, comme le sélénium, sont souvent considérés comme des métaux dans leur forme élémentaire. Le nombre d'oxydation d'un chalcogène est généralement -2 dans un chalcogénure, mais on peut observer d'autres valeurs, comme -1 dans le cas de la pyrite.

Ces éléments ont une configuration électronique de s^2p^4 . Ainsi, ils peuvent s'approcher de la structure des gaz nobles en gagnant deux électrons pour former M^{2-} ou en partageant deux électrons pour former des liaisons covalentes. L'électronégativité de l'oxygène n'est inférieure qu'à celle de F. Cela signifie que la grande différence d'électronégativité entre la plupart des métaux et l'oxygène fait que les oxydes métalliques ont un caractère ionique. Le nombre d'oxydation le plus élevé, soit +6, se trouve dans les sulfates, les sélénates et les tellurates, comme le sélénate de sodium (Na_2SeO_4).



Note : La compréhension moderne de la chimie basée sur la théorie quantique a quelque peu rendu désuète l'utilisation des nombres d'oxydation pour les remplacer par la fonction d'onde qui permet entre autres les simulations par ordinateur. Cela dit, le concept est encore valable pour les expériences.

L'oxygène

L'oxygène est différent à plusieurs égards du reste du groupe. Étant plus petit, il a une électronégativité plus élevée et son orbitale d ne favorise pas les liaisons, contrairement aux autres éléments de son groupe. À la température ambiante et à la pression atmosphérique, l'oxygène est gaz incolore, mais il montre une couleur bleu pâle sous sa forme liquide à -183°C . L'oxygène diatomique (O_2) est paramagnétique à cause de ses électrons non appariés.

L'ozone (O_3) est le deuxième parmi les allotropes les moins stables de l'oxygène. C'est un gaz bleu diamagnétique dont l'odeur est si forte que des concentrations aussi petites que 0.05 ppm peuvent être détectées très rapidement.

Le soufre

En 1817, le chimiste Jöns Jacob Berzelius remarque une substance rouge provenant de minéraux sulfurés extraits des mines de Fahlun (Falun), en Suède. En examinant cette substance au cours de l'année suivante, on a pu établir qu'il s'agissait d'un élément, que l'on a nommé d'après la lune ou plutôt de la déesse de la lune Sélène. Les composés binaires contenant du soufre sont appelés des sulfures. Par exemple, un beau minéral de couleur or, la pyrite, ou or des fous, à cause de sa grande ressemblance avec l'or. La pyrite est un sulfure de fer (FeS_2).

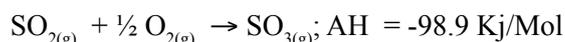
Ses propriétés chimiques et physiques sont très distinctives. On le trouve souvent sous la forme d'une poudre brillante jaune. Il produit une flamme bleu claire en brûlant et dégage une odeur très forte. Le soufre compte le plus grand nombre d'allotropes de tous les éléments. Le plus courant et le plus stable est sa forme jaune et orthorhombique de molécules S_8 dont les atomes de soufre sont arrangés en forme de couronne. Les allotropes les moins stables sont ceux dont les couronnes comptent de 6 à 20 atomes de soufre.

Chimie du soufre

Le sulfure d'hydrogène, H_2S , a une structure semblable à l'eau. Cependant, à la différence de l'eau, H_2S est un gaz dans les conditions normales. Cela s'explique par la faiblesse des liaisons hydrogènes entre les molécules de H_2S comparée à celles dans l'eau. Le sulfure d'hydrogène est un poison mortel, comparable au cyanure d'hydrogène, mais heureusement, H_2S dégage une très mauvaise odeur (d'œuf pourri) que l'on détecte très rapidement même à de très faibles concentrations.



Le dioxyde et le trioxyde de soufre, (SO_2 et SO_3), sont les oxydes les plus importants de cet élément. SO_2 est un gaz incolore à l'odeur asphyxiante. Il se dissout rapidement dans l'eau pour donner de l'acide sulfureux et il se transforme aussi facilement en SO_3 .



L'extrême réactivité de SO_3 le rend difficile à manipuler, on le transforme toujours en acide sulfurique par réactions dans l'eau.

Le sélénium

Le sélénium est un métalloïde. Le sélénium et la tellure s'associent souvent. On les trouve donc souvent combinés ensemble sur terre et ils possèdent des propriétés similaires.

3.4.5. Le groupe 17 (les halogènes)

Comme groupe, les halogènes (F, Cl, Br, I et At) montrent des propriétés physiques très variables. Les halogènes vont, à température ambiante, du solide (I_2) au gaz (F_2 et Cl_2) en passant par le liquide (Br_2).

Nom	symbole	configuration électronique
fluor	F	$[\text{He}]2s^2 2p^5$
chlore	Cl	$[\text{Ne}]3s^2 3p^5$
brome	Br	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^5$
iode	I	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^5$
astate	At	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$

Les propriétés chimiques des éléments de ce groupes sont plus uniformes. Le fluor possède la plus haute électronégativité de tous les éléments. Les halogènes sont particulièrement réactifs aux métaux alcalins et alcalins terreux, formant des cristaux ioniques stables.



Résumé des propriétés communes

1. électronégativités très élevées
2. sept électrons de valence (un de moins qu'un octet stable)
3. Très haute réactivité, particulièrement avec les métaux alcalins et les alcalins terreux

Les propriétés physiques

1. fluor, un gaz toxique jaune pâle
2. chlore, un gaz toxique verdâtre à l'odeur irritante
3. brome, un liquide toxique et caustique brun rouge et volatil à température ambiante
4. iode, un solide cristallin vert foncé et luisant à température ambiante qui se sublime facilement en une vapeur violet quand il est chauffé

N.B. Tous les isotopes de l'astate étant radioactifs, il ne sera pas question de cet élément dans ce module.

Les propriétés chimiques

1. Tous les halogènes ont sept électrons de valence qui forment des ions de charge négative -1
2. Le fluor est le plus réactif des non-métaux
3. L'iode se sublime lorsque on le chauffe

Les halogènes constituent un ensemble de non métaux qui se ressemblent beaucoup. Ils existent sous forme de molécules diatomiques, X_2 , qui oxydent les métaux pour former des halogénures. Les oxydes d'halogènes sont acides et leurs composés hydrogénés sont covalents. Le fluor est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique. De façon générale, l'électronégativité et le pouvoir d'oxydant diminuent à mesure que l'on descend dans le groupe. Cela fait que le caractère covalent des composés s'accroît, ainsi AlF_3 est ionique alors que $AlCl_3$ est covalent.

N.B. Le fluor montre certaines anomalies à cause de la petite dimension de son atome et de son ion, qui fait que plusieurs atomes de F peuvent se regrouper autour d'un atome central, comme dans AlF_6^{3-} en comparaison avec $AlCl_4^-$. La liaison F-F est plus faible que prévue, à cause de la petite taille de l'atome F ce qui rapproche davantage les paires isolées que dans le cas des autres halogènes et la force de répulsion affaiblit alors la liaison.



La principale caractéristique chimique des halogènes est leur pouvoir oxydant. Le fluor possède le plus grand pouvoir oxydant, ce qui fait que les éléments qui se combinent avec le fluor ont alors les nombres d'oxydation les plus élevés. Le fluor est un agent oxydant si puissant qu'il doit être préparé par électrolyse. Le chlore est le plus puissant agent oxydant après le fluor, mais on le prépare par oxydation chimique. La plupart des éléments réagissent directement avec le chlore, le brome et l'iode. Cette réactivité décroît à mesure que l'on descend dans le groupe, mais la réaction peut être activée par la chaleur et les rayons UV. Le chlore, le brome et l'iode se disproportionnent en présence d'eau et d'alcalins.

Les oxydes et les oxoacides

Il n'y a pas d'oxydes de fluor parce que F est plus électronégatif que l'oxygène (O). Le chlore, le brome et l'iode forment plusieurs oxydes instables thermiquement, comme le dioxyde de chlore ClO_2 . Le seul oxoacide de fluor, HOF, est instable à température ambiante, mais il existe beaucoup d'autres oxoacides d'halogènes. Les sels sont les mieux connus; l'hypochlorite, le chlorate (I) ClO^- , le chlorite, le chlorate (III) ClO_2^- , l'hypochlorate, le chlorate(V) ClO_3^- , le perchlorate, le chlorate(VII) ClO_4^- . Tous ces sels sont de puissants agents oxydants.

Les halogénures

Les halogènes peuvent se combiner entre eux pour former des ions interhalogènes et des ions polyhalogénures. Les ions polyhalogénures ont comme formule de base $[\text{Y-X-Y}]^-$. Cependant, X ne peut être égal à F parce qu'il ne peut étirer son octet.

Les halogénures d'hydrogène

Les halogénures d'hydrogène ont comme formule de base HX. HF est un liquide incolore qui bout à $19,5^\circ\text{C}$. Tous les autres halogénures d'hydrogène sont des gaz inodores. HF est un liquide à cause des liaisons d'hydrogène élastiques entre les molécules. Tous les halogénures d'hydrogène se dissolvent facilement pour donner des solutions acides, la plus couramment utilisée étant celle de l'acide chlorhydrique, HCl. Tous, sauf HF, sont des acides typiques, libérant du dioxyde de carbone des carbonates et formant des sels avec les oxydes basiques. HF est un acide faible parce que la liaison H-F est forte et à cause des liaisons hydrogènes qui se font entre F^- et HF en solution.

Les composés organiques

Les halogènes forment des composés organiques bien connus pour leur impact sur l'industrie et l'environnement, tel PVC, DDT et TCP.



Les états d'oxydations et les affinités électroniques

On attribue au fluor le nombre d'oxydation -1 dans tous ses composés, puisqu'il est le plus électronégatif de tous les éléments. Les autres halogènes montrent un large éventail de nombres d'oxydation et la chimie redox de ces halogènes est importante. Le nombre d'oxydation est généralement impair, les quelques composés avec des nombres d'oxydation pairs sont souvent thermiquement instables. Le chlore est le troisième élément parmi les plus électronégatifs après F et O. Les ions d'halogénures se forment volontiers en acceptant un électron, ce qui complète leur électrons de valence en octet. L'affinité électronique décroît à mesure que l'on descend dans le groupe.

3.4.6. Les gaz nobles ou inertes (groupe 0)

Les gaz nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn) aussi appelés gaz inertes sont situés dans le groupe VIII du tableau périodique

Les propriétés

Les gaz nobles sont relativement non réactifs, parce que leur couche de valence est remplie. Ils ont assez peu tendance à perdre ou gagner des électrons. Leurs énergies d'ionisation sont élevées, tandis que leurs électronégativités négligeables. Les gaz nobles ont des points d'ébullition bas et ils sont tous gazeux à température ambiante.

Résumé des propriétés communes

Les propriétés physiques :

1. **Hélium** a un point d'ébullition de 4.2K à une pression 1 atm, le point d'ébullition le plus bas de tous les éléments.
2. Un courant électrique qui passe dans un tube remplie de **néon** sous forme gazeuse génère une lueur rouge orange.
3. **Argon** est incolore inodore et sans saveur. Il entre pour 0,934% dans la composition de l'air
4. **Krypton** est un gaz atmosphérique dense, incolore, inodore et sans saveur.
5. **Xénon** est un gaz lourd, stable et non réactif. SI on apporte suffisamment d'énergie, ses atomes produisent une lumière blanche brillante.

Les propriétés chimiques :

1. les gaz nobles existent sous forme de molécules monoatomiques.
2. Tous les gaz nobles possèdent huit électrons de valence, ainsi qu'un niveau d'énergie externe remplie (la couche externe remplie de He compte deux électrons, tandis que celles des autres gaz comptent chacune huit électrons). Ces arrangements électroniques stables expliquent la nature non réactive des gaz nobles.

**Série de problèmes de l'unité 3 (compte pour 20 %).**

1. À quelle période ou quel groupe du tableau périodique appartient la configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?
 - a) 3, 4
 - b) 4, 16
 - c) 3, 16
 - d) 4, 3.
2. Quel élément de la période 3 a des propriétés à la fois métalliques et non métalliques?
 - a) Na
 - b) Al
 - c) Si
 - d) Ar
3. Lequel de ces éléments est le plus susceptible de former un composé avec le krypton?
 - a) F
 - b) Cl
 - c) Xe, I, Br.
4. Quel groupe contient un élément sous forme liquide à température ambiante?
 - a) 1
 - b) 7
 - c) 8
 - d) 18
5. Dans quel groupe les éléments forment habituellement des oxydes avec M_2O_3 ?
 - a) 1
 - b) 3
 - c) 13
 - d) 2
6. Quel groupe contient deux métalloïdes?
 - a) 2
 - b) 14
 - c) 16
 - d) 18



7. Quel élément du groupe 15 est le plus métallique?
- N
 - P
 - Ti
 - Bi
8. Combien d'éléments de la période 2 sont des gaz dans les CNTP?
- 1
 - 2
 - 4
 - 8
9. Laquelle de ces configurations électroniques représente un métalloïde dans son état fondamental?
- 2-3
 - 2-5
 - 2-8-5
 - 2-8-6
10. Quel élément du groupe 14 est le plus susceptible de former des chlorures avec le MCl_2 ?
- C
 - Si
 - Sn
 - Pb
11. Quel état d'oxydation assignerez-vous aux éléments X et Y selon la table ci-dessous?
- | | | | | | | |
|----------|-------|-------|-------|-------|--------|--------|
| <u>X</u> | 786 | 1,577 | 3,228 | 4,354 | 16,100 | |
| <u>Y</u> | 1,060 | 1,890 | 2,905 | 4,950 | 6,270 | 21,200 |
- 2 et 3
 - 4 et 5
 - 5 et 6
 - 1 et 1.
12. Selon la méthode de l'électronégativité de Pauling, quel est le type de liaison pour une molécule AB dont les énergies de liaison sont $A-B = 3.8$, $A-A = 4.5$ et $B-B = 2.7$ eV?
- modérément ionique
 - purement covalent
 - ionique
 - covalent.



13. L'effet de la paire inerte peut être observé dans,
- le groupe 1
 - dans le haut du groupe 2
 - au bas du groupe 14
 - au bas du groupe 17.
14. Calculer la charge nucléaire effective pour un atome de soufre
- 16
 - 8
 - 6
 - 10
15. Quel est la configuration électronique de l'atome de brome à l'état fondamental?
- $[\text{Kr}]4s^24p^5$
 - $[\text{Ar}]4s^24p^7$
 - $[\text{Ar}]4s^24p^5$
 - $[\text{Ar}]3s^23p^5$.
16. Une liaison polaire est plus susceptible de se former entre,
- Na et Cl
 - Mg and O
 - Na et F
 - H et O
17. L'électronégativité décroît dans un groupe parce que,
- les atomes grossissent
 - le nombre de protons augmente
 - le rayon atomique est moins défini
 - le nombre d'électrons augmente.
18. Le fluorure d'aluminium est ionique, alors que l'iodure d'aluminium est covalent parce que
- le fluor est plus électronégatif que l'iode
 - l'iode étant plus gros il est facilement polarisé par l'aluminium
 - iode est plus métallique que le fluor
 - l'aluminium est si gros qu'il polarise le fluor
19. Les éléments les plus abondants dans la nature ont
- une électronégativité élevée
 - des points de fusion élevés
 - une charge nucléaire élevée
 - une énergie de liaison nucléaire élevée.



20. À mesure que la masse atomique augmente, l'énergie de liaison nucléaire,
- a) augmente
 - b) s'accroît puis diminue
 - c) demeure constante
 - d) augmente puis reste constante

Réponses

- 1. c
- 2. c
- 3. a
- 4. d
- 5. c
- 6. b
- 7. d
- 8. c
- 9. a,
- 10. d
- 11. b
- 12. a
- 13. c
- 14. c
- 15. c
- 16. d
- 17. a
- 18. b
- 19. d
- 20. b



Activité d'apprentissage 4

Titre de l'activité d'apprentissage : Occurrence, abondance et extraction

À la fin de cette unité, l'étudiant devrait être en mesure de :

1. Évaluer l'abondance des éléments dans la nature.
2. Prévoir et expliquer les méthodes d'extraction des éléments du bloc s.
3. Prévoir et expliquer les méthodes générales d'extraction des éléments métalliques du bloc p selon les séries électrochimiques.
4. Prévoir et expliquer les méthodes générales d'extraction des éléments non-métalliques du bloc p.
5. Prévoir et expliquer les méthodes générales d'extraction et de purification des éléments gazeux du bloc p.
6. Mener un projet de recherche en vue de l'extraction d'éléments des blocs s et p et en rédiger le rapport.

Résumé de l'activité d'apprentissage 4

Jusqu'à maintenant nous avons examiné les positions et les tendances des éléments des blocs s et p dans le tableau périodique. Dans la présente unité, nous nous occuperons de l'occurrence et de l'abondance des éléments des blocs s et p et des façons de les extraire. Nous considérerons les éléments dans leur ensemble comme des groupes dans le tableau périodique, en prenant à l'occasion comme exemple quelques uns de ces éléments. Nous examinerons aussi les tendances générales d'extraction, en observant la position des éléments dans les séries électrochimiques. Nous discuterons également la question de l'extraction des éléments gazeux de l'atmosphère.

Lectures obligatoires

1. Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry, 3rd Edition*. Longman Singapore Publisher (1992).
2. William L. Jolly, *Modern inorganic Chemistry 2nd Ed*. McGraw-Hill. Inc. New York, USA (1991).
3. Catherine E. Housecroft and Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry*. Prentice-Hall International, USA. (2000).
4. F. Albert Cotton and Geoffrey Wilkinson, F. R. S. *Advanced Inorganic Chemistry, A Comprehensive text, 6th edition*. Wiley Eastern Limited, New Delhi. India. (1984).
5. J. D. Lee, *Concise Inorganic Chemistry, 4th edition*. Chapman & Hall, New York. USA. (1993).
6. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss, and Geoffrey Davies; *Chemistry, The science in context*. W.W. Norton and company NY, USA.(2004).
7. Carole H. McQuarrie, Donald A. McQuarrie and Peter A. Rock. *General Chemistry, 3rd edition*. W. H. Freeman and Company, New York, USA, (1990).



Liens utiles

1. <http://www.infoplease.com/ce6/sci/A0859587.html> Bonne introduction aux méthodes d'extraction des métaux.
2. <http://www.citycollegiate.com/sblock1.htm>
3. <http://www.wissensdrang.com/auf1na1.htm>
4. www.citycollegiate.com. Pour des notes de cours et des cours en ligne gratuits.
5. http://en.wikipedia.org/wiki/Frasch_process Sur le processus d'extraction du soufre.
6. <http://www.chemsoc.org/viselements/pages/fluorine.html> Information sur le fluor.

Ressources multimédia requises

- Ordinateur muni d'une connexion Internet, afin d'accéder aux liens et ressources gratuits.
- Équipements multimédia comme lecteurs de CD et VCD, etc.
- Le CD-ROM du module Introduction à la chimie minérale I contenant les références à consulter et les diverses démonstrations.

Activités d'apprentissage

Occurrence, abondance et extraction.

On appelle minéral tout élément ou composé solide que l'on peut trouver dans la croûte terrestre. Un minéral qui contient un pourcentage suffisant élevé d'un métal pour une extraction à des fins économiques est appelé minéral. Les minerais les plus courants sont les oxydes et les minéraux sulfurés. Ces derniers sont les minerais les plus anciens. Ils se sont formés au moment où régnait au début de la Terre une intense activité volcanique dégageant beaucoup de soufre. Les oxydes se sont formés par la suite au moment où la photosynthèse des plantes a commencé à relâcher de vastes quantités d'oxygène dans l'atmosphère. Les dépôts de minerais sont des ressources finies (c'est-à-dire, qu'ils en existent seulement une certaine quantité sur la Terre) et elles ne sont pas renouvelables. De nos jours, beaucoup de métaux sont obtenus en recyclant la ferraille. Par exemple, la moitié de l'aluminium, du cuivre, du plomb, de l'acier et de l'étain utilisé actuellement au Royaume-Uni provient du recyclage de la ferraille.

Un métal situé au-dessus du carbone dans la série de réactivité peut être extrait de son minéral par électrolyse. Un métal placé sous le carbone sera quant à lui extrait de son minéral par un chauffage en présence de carbone. Le métal est alors détaché de son anion non métallique par le carbone plus réactif que lui. On utilise le carbone parce qu'il est facile à obtenir et à bon marché (le coke et le charbon sont deux formes de carbone). On dit alors que le métal du minéral est réduit par la réaction avec le



carbone. On peut aussi utiliser l'hydrogène pour réduire les métaux qui sont en-dessous de lui dans la série de réactivité. Cependant, étant beaucoup plus cher que le carbone, on l'utilise à grande échelle que dans l'extraction du tungstène, afin d'éviter la formation de carbure de tungstène.

Le tableau qui suit présente un résumé des méthodes d'extraction possibles selon les diverses conditions.

Méthode	Type de métaux
Extraction du métal pur	Les métaux nobles comme l'or, l'argent et le platine
Grillage des minéraux sulfurés et réduction des oxydes	La plupart des métaux du bloc p
Réduction des oxydes	Avec les éléments moins réactifs, notamment ceux du bloc p
Électrolyse des solides fondus	Les éléments réactifs des groupes 1, 2 et 3, ex., Na, Mg et Al.

4.1.1. Les métaux alcalins

Bien que formant ensemble une famille unique, les éléments du groupe 1 sont rarement associés ensemble dans la nature à cause de la trop grande différence de leurs dimensions ioniques. Ces éléments sont très réactifs dans la nature. On découvre le plus souvent le sodium sous la forme de NaCl (sel) dans l'eau de mer ou dans des fonds marins asséchés. On trouve plus couramment le potassium dans des minerais comme la sylvine, KCl, mais on en extrait aussi de l'eau de mer. Les métaux alcalins sont tellement réactifs qu'ils ne peuvent être délogés par un autre élément, on doit les isoler par électrolyse dans leurs sels fondus.

Le lithium est le trente-cinquième parmi les éléments les plus abondants de la croûte terrestre (environ 18 ppm). Le sodium et le potassium arrivent respectivement en septième (environ 22 700 ppm) et huitième position (environ 18 400 ppm). On obtient le Rb et le Cs en sous-produits du traitement du lithium. Le francium est radioactif et on le trouve rarement dans la nature.

L'extraction

Les composés du groupe 1 demeurent stables sous la chaleur, sont les éléments les plus électropositifs et sont très réactifs à l'eau; en conséquence, on ne peut recourir ni à la décomposition thermique ni au délogement par un autre élément. Les métaux sont également de puissants agents réducteurs, ce qui signifie qu'ils ne peuvent être remplacés par la réduction de leurs oxydes. Par ailleurs, l'électrolyse en solution aqueuse pour isoler un élément ne fonctionne que si on utilise une cathode de mercure.

Donc, les métaux sont isolés par l'électrolyse de leurs sels fondus, surtout des halogénures, auxquels on ajoute des impuretés afin d'abaisser leur point de fusion.



La production électrolytique du lithium

Électrolyte LiCl–KCl alimentation eutectique LiCl température 400–460°C. Anode de carbone cathode d'acier doux

Réaction de la cellule $\text{LiCl (l)} \rightarrow \text{Li (l)} + 1/2 \text{Cl}_2 \text{ (g)}$ pour laquelle $E_{427\text{°C}} = 3.6 \text{ V}$

Anode $\text{Cl}^- \rightarrow 1/2 \text{Cl}_2 \text{ (g)} + e^-$

Cathode $\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li (l)}$

Densité de courant 2 A/cm²

Consommation d'énergie 35 kWh/kg

L'extraction du sodium

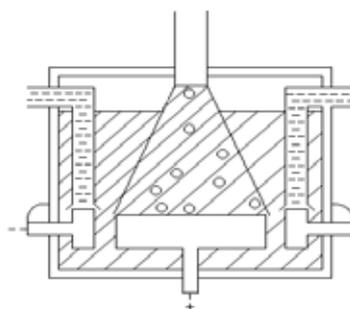
Sur une échelle industrielle, on utilise le processus de Down pour extraire le sodium. Il s'agit d'une réduction par électrolyse de sel gemme purifié et fondu. La cellule de Down consiste en un contenant en acier de forme rectangulaire. L'intérieur du réservoir est tapissé de briques réfractaires. L'anode est faite d'une tige de graphite placée au centre de la base de la cellule. La cathode est un anneau de fer qui entoure l'anode. L'anode et la cathode sont séparées par un diaphragme en tamis métallique de façon à garder le Na et le Cl₂ à part. Une cloche en forme de cagoule est immergée sur l'anode.

Le principal inconvénient est que le point de fusion du NaCl est à 801°C. À pareille température, le NaCl fondu et Na forment dans le réservoir une buée métallique impossible à séparer.

Afin de contourner cette difficulté, on électrolyse, au lieu du seul NaCl, un mélange de NaCl (42 %) et de CaCl₂ (58 %). Le point de fusion de ce mélange est à 600°C. À cette température, on évite la formation de buée métallique.

Lorsque l'on fait passer un courant électrique à travers le mélange fondu de NaCl et de CaCl₂, le NaCl se décompose en ions Na⁺ et Cl⁻. Les ions Na⁺ migrent vers la cathode tandis que les ions Cl⁻ vers l'anode. Le sodium fondu est recueilli dans le compartiment de la cathode où il s'amasse jusqu'au sommet du compartiment puis expulsé par un tuyau. Le chlore est recueilli à l'anode.

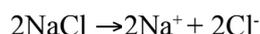
Indiquez sur ce diagramme d'une cellule électrolytique de Downs : l'anode de carbone, le chlore gazeux, l'isolant, l'électrolyte fondu, le sodium fondu et la cathode d'acier.





Etudes chimiques

Le NaCl fondu contient des ions de sodium et de chlore.



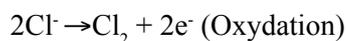
Transformation électrochimiques à la cathode

Les ions Na^+ migrent vers la cathode où ils sont réduits en Na.

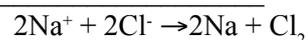
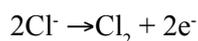
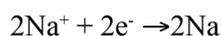


Transformation électrochimiques à l'anode

Les ions Cl^- migrent vers l'anode et s'oxydent pour former du chlore gazeux.

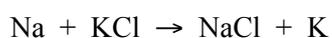


Réaction globale



Après ce processus, le sodium est conservé dans l'huile parce qu'il s'oxyde rapidement au contact de l'oxygène de l'atmosphère. De plus, le sodium réagit de façon explosive avec nombre d'éléments et de composés non métalliques.

Une cellule similaire peut être utilisée pour extraire le potassium du KCl, Pour cela il faut opérer, à des températures plus élevées. Une méthode moderne utilise à moindre frais la vapeur de sodium pour réduire le K à 850°C dans des réservoirs de flottaison.





Question : Expliquez pourquoi, durant l'électrolyse, obtient-on aussi du calcium et qu'il demeure séparé du sodium?

Réponse : Pendant l'électrolyse, le calcium apparaît aussi à la cathode mais le sodium et le calcium possèdent des densités différentes, aussi demeurent-ils séparés. La densité du Na est de 0,67mg/cc tandis que celle du Ca est beaucoup plus grande, soit 2,54mg/cc. C'est pourquoi ils ne se mélangent pas.

Les métaux alcalins terreux

Occurrence et extraction

Ces éléments se trouvent tous dans la croûte terrestre, mais non sous leur forme élémentaire, vu leur forte réactivité. On les retrouve plutôt largement dans les structures rocheuses. Les principaux minéraux où l'on retrouve du magnésium sont la carnélie, la magnésite et la dolomite. On trouve le calcium dans la craie, le calcaire, le gypse et l'anhydrite. Le magnésium est le huitième parmi les éléments les plus abondants de la croûte terrestre, le calcium se trouve au cinquième rang.

Utilisation industrielle

Le magnésium est le seul élément du groupe 2 utilisé à grande échelle pour fabriquer des fusées éclairantes, des balles traçantes et des bombes incendiaires, étant donné sa faculté de brûler en jetant une vive lumière blanche. On l'utilise aussi en alliage avec l'aluminium pour produire un puissant matériau de faible densité destiné à l'aviation. L'oxyde de magnésium possède un point de fusion si élevée qu'on l'utilise pour tapisser les fournaies.

Deux méthodes de production de magnésium sont utilisées dans l'industrie. La principale est celle du procédé à l'eau de mer de Dow qui consiste en une électrolyse du chlorure de magnésium en fusion. Ce procédé est utilisé pour extraire le magnésium de l'eau de mer (la principale source) et de la dolomite. Quand on l'extrait de l'eau de mer, le magnésium se précipite en hydroxyde de magnésium en le traitant avec de la chaux éteinte (hydroxyde de calcium) tirée des coquilles d'huîtres. L'hydroxyde est recueillie et traitée avec de l'acide chlorique pour former du chlorure. Le chlorure est porté à fusion et électrolysé pour former du magnésium métallique et du chlore gazeux. Le métal fondu est moulé en lingots pour de futures transformations, tandis que le chlore gazeux est transformé en acide chlorique puis réutilisé pour produire du chlorure de magnésium. Il est possible d'extraire une livre de magnésium de 100 gallons d'eau de mer; les océans représentent donc une source inépuisable de ce métal (0,13 % Mg). La seconde méthode pour produire du magnésium, le procédé du ferrosilicium, consiste en une réduction d'oxyde de magnésium (préparée par la calcination de la dolomite) en présence d'un alliage de fer et de silicium.



Tous les facteurs considérés dans le choix des méthodes d'extraction des métaux du groupe 1 s'appliquent ici. Tous les métaux peuvent être obtenus par électrolyse dans leurs chlorures en fusion, auxquels on ajoute du chlorure de sodium pour abaisser leurs points de fusion.

(Écrivez l'équation chimique de la réaction décrite ci-dessus).

Groupe 13

Occurrence et Extraction

Ces éléments ne se trouvent pas à l'état pur dans la nature, mais ils sont présents dans nombre de minéraux et de minerais. La bauxite et la cryolite sont les minerais qui contiennent le plus d'aluminium.

L'aluminium est l'élément le plus largement utilisé de ce groupe. On l'extrait par l'électrolyse de l'oxyde d'aluminium, obtenu par la purification de la bauxite. Le point de fusion élevé de l'oxyde d'aluminium ne permet pas une électrolyse dans son état de fusion, on le dissout donc dans de la cryolite fondue.

Utilisation industrielle

Le bore

Découvert en 1808 en France par J.L. Gay-Lussac et L.J. Thénard, à Paris, et en Angleterre par Sir Humphry Davy, à Londres. Son nom vient de l'arabe « buraq » qui veut dire borax, son principal minerai. À l'état pur, le bore est une poudre noire assez peu utilisée sous cette forme, mais ses composés jouent un rôle important dans bien des industries, comme la fabrication de verre et de détergents, ainsi que dans l'agriculture. Le pyrex est un verre solide et résistant à la chaleur grâce à l'acide borique qu'on utilise pour le fabriquer. Le bore est un minéral essentiel pour les plantes, alors qu'il peut être toxique chez les animaux à concentration élevée. Nous en absorbons environ 2 milligrammes par jour dans notre nourriture (environ 60 g dans notre vie).

On obtient du bore de basse qualité par la réduction de B_2O_3 en présence de Mg et de Na à haute température. Il est difficile d'obtenir du bore à l'état pur, car cela exige des températures de l'ordre de 2180°C.



L'aluminium

On tire l'aluminium de la bauxite de forme $\text{AlO} \cdot \text{OH} \cdot (\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ ou $\text{Al}(\text{HO})_3 \cdot (\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O})$. Le minerai est d'abord débarrassé de ses impuretés (souvent des composés de fer et de silicium) par sa dissolution dans NaOH . Al amphotère se dissout mais non les impuretés. Le $\text{Al}(\text{OH})_3$ se précipite dans une solution d'un aluminate alcalin dans laquelle on introduit du CO_2 gazeux ou du Al_2O_3 . Le $\text{Al}(\text{OH})_3$ est alors cuit (à très hautes températures) pour produire un Al_2O_3 pur. Al_2O_3 est ensuite ajouté à de la cryolite $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ fondu pour être électrolysé dans des réservoir d'acier dont l'intérieur est tapissé de graphite. Les cathodes et les anodes sont aussi en graphite. Les cellules fonctionnent continuellement et on fait s'écouler par intervalles l'aluminium en fusion (point de fusion 600°C) par la base de la cellule. On rajoute de la bauxite à mesure.

Énigme 1. À quoi sert la cryolite?

Solution 1 1) Il améliore la conductivité électrique de la cellule, Al_2O_3 étant un mauvais conducteur. 2) il agit comme élément impur et fait baisser le point de fusion à environ 950°C .

Énigme 2. Quels sont les produits qui se forment à l'anode terminale de la cellule?

Solution 2. O_2 , CO_2 et F_2 .

Énigme 3. Quel est le principal inconvénient de ce procédé?

Solution 3. Il exige beaucoup d'énergie et devient économiquement intéressant seulement là où on peut accéder à des ressources hydroélectriques à prix modique.

Le groupe 14

À part le germanium, les éléments du groupe 14 sont bien connus. Le carbone est le dix-septième élément parmi les plus abondants dans la croûte terrestre, tandis que le silicium est en deuxième en poids. On trouve aussi des traces de Ge dans les minerais. Bien que l'étain et le plomb soient relativement rares, on les trouve concentrés dans des dépôts, ce qui les rend facile à extraire.

On trouve le carbone sous forme de dépôts de charbon, de pétrole brut et de sels carbonatés. On le trouve aussi sous forme de graphite, de diamant, de suie de CO_2 de CO gazeux.

Le coke est produit en grandes quantités par la carbonisation à haute température du charbon. Le charbon est chauffé sous vide dans de grands fours. Le coke est largement utilisé dans l'extraction minière du fer et de bien d'autres métaux.

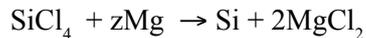
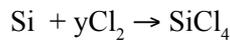
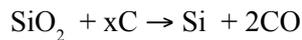
Énigme. Comment sont extraits le diamant et le graphite?

Solution. On les extrait tout bonnement du sol pour ensuite les nettoyer, puisqu'on les trouve la plupart du temps à l'état pur dans la nature.



Le silicium

On obtient du Si en réduisant le SiO_2 en présence de grandes quantités de coke extrêmement pur. On obtient aussi du Si de grande qualité en le convertissant en SiCl_4 , qu'on purifie par distillation puis que l'on réduit en présence de Mg et Zn.



N.B. Veuillez équilibrer les équations ci-haut en indiquant les valeurs des coefficients x , y et z . ($x = y = z = 2$).

On peut rendre le Si semi-conducteur par une réduction de $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$ en présence de sodium.

En présence d'oxygène, la surface du silicium s'oxyde pour former du dioxyde de silicium (SiO_2). Le dioxyde de silicium naturel est un excellent isolant électrique. Il est utilisé comme barrière physique au cours de l'introduction ou la diffusion d'impuretés, pour isoler des dispositifs semi-conducteurs, comme composants de transistors ou comme entrecoche diélectrique dans les structures de métallisation à niveaux multiples, comme les modules multipuces. Cette particularité d'oxydation a été vite prise en compte dans l'établissement des procédés de fabrication et a fait du silicium le principal semi-conducteur utilisé actuellement dans les circuits intégrés.

N.B. Trouvez les procédés d'extraction du plomb (à partir du minerai de galène) et de l'étain (à partir du minerai de cassitérite).

Le groupe 15

Bien que l'azote compte pour 78 % de l'atmosphère terrestre, il est peu abondant dans la croûte terrestre. Cela peut s'expliquer en partie à cause du fait que les nitrates, étant hautement solubles dans l'eau, ne sont donc pas stables dans la croûte. Cela dit, des gisements de NaNO_3 ont été découverts dans des régions désertiques du Chili. Le phosphore est le onzième parmi les éléments les plus abondants dans la croûte terrestre. Il constitue 60 % des os et des dents chez les humains. On les trouve surtout sous forme de fluoroapatite [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$] et d'hydroxylapatite [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$]. Les éléments As, Sb et Bi sont peu abondants. Leurs principales sources sont les sulfures qu'on trouve sous forme de traces dans les minerais. As et Sb sont toxiques et doivent donc être manipulés avec précaution.



L'azote

On obtient de façon industrielle de l'azote gazeux en condensant de l'air jusqu'à son état liquide, que l'on distille ensuite en partie. Le point d'ébullition de l'azote étant plus bas que celui de l'oxygène, il se distille donc en premier.

Énigme 1. Quels sont les principaux composants de l'air liquide?

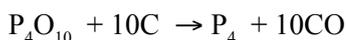
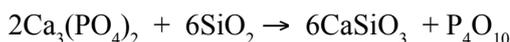
Réponse. N₂, O₂, Ar, H₂O, CO₂, Ne, H₂, He, etc.

Énigme 2. Quels sont les points d'ébullition de N₂, O₂, CO₂ et H₂O?

Réponse. N₂ (-196°C), O₂ (-183°C), H₂O (0°C), CO₂ (-78°C point de sublimation).

Le phosphore

On le trouve le plus souvent dans les roches phosphatées. Les principales régions minières sont la Russie, les États-Unis, le Maroc, la Tunisie, le Togo et Nauru. On l'obtient aussi de façon industrielle en réduisant le phosphate de calcium en présence de C dans des fournaies électriques à des températures de 1400 à 1500°C. On ajoute du sable (silice SiO₂) pour retirer le calcium sous forme de laitier liquide (silicate de calcium) et pour chasser le phosphore sous forme P₄O₁₀. Le carbone réduit le P₄O₁₀ en P. À hautes températures, le P gazeux se distille, principalement en P₄ mais aussi un peu de P₂. On le condense en phosphore blanc en le passant dans l'eau.



Le groupe 16

L'oxygène est le plus abondant de tous les éléments. Dans son état libre, il représente 21 % de l'atmosphère, 23 % en poids. Cependant, il constitue 47 % de la croûte terrestre sous forme de ses composés dont les plus importants sont les minéraux silicatés, ses oxydes, les sulfates et les carbonates. Il représente 89 % du poids total de tous les océans du monde.

Le soufre est le seizième parmi les éléments les plus abondants de la croûte terrestre et représente 0,03 % de son poids. On le trouve principalement dans les minerais sulfurés et sulfatés (le gypse). Quant aux autres éléments du groupe (Se, Te et Po), on les trouve sous forme de traces.

L'oxygène

On produit commercialement l'oxygène à une échelle industrielle par distillation fractionnée d'air liquide (voir séparation de l'azote de l'air liquéfié). Le gaz produit de cette façon contient des traces de N₂, de Ar et d'autres gaz. On le prépare aussi



parfois en laboratoire en chauffant du KClO_3 mélangé à du MnO_2 comme catalyseur. En chauffant NaClO_3 à 150°C avec le même MnO_2 comme catalyseur, on produit suffisamment d'oxygène pour les situations d'urgence dans les transports aériens.

Le soufre

Les principales sources de S sont 1) la récupération à partir du gaz naturel et du pétrole (50 %), 2) la technique d'extraction minière Frasch (19 %), 3) des pyrites (17%), 4) la récupération de gaz de four à fusion (12 %), 5) extraction minière du minerai de soufre (4 %).

N.B. Sur les plans moral et de la protection de l'environnement, il serait essentiel de retirer toute trace de soufre des produits pétroliers, parce que le H_2S gazeux dégage une odeur désagréable et il est nuisible à l'environnement.

On exploite les gisements souterrains de S à l'aide de la technique Frasch, qui produit un soufre très pur (99 %).

Le soufre est extrait des gisements au moyen de trous percés dans la couche rocheuse recouvrant le gisement. Une série de tubes télescopiques sont insérés dans le trou. Les tubes externes contiennent une vapeur très chaude (environ 160°C) qu'on pompe dans le gisement. Le point de fusion du soufre étant assez bas ($115,21^\circ\text{C}$, soit juste un peu au-dessus de celui de l'eau), la vapeur se liquéfie. On fait ensuite monter à la surface le soufre fondu, en pompant de l'air dans le tube central. Il est alors recueilli dans des blocs de bois où il se solidifie de nouveau.

Exercice. Trouvez le diagramme de la technique d'extraction minière Frasch et dessinez-en les diverses parties et identifiez-les.

Le groupe 17

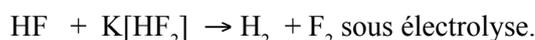
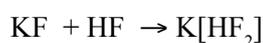
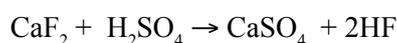
Les halogènes sont très réactifs et on ne les trouve pas à l'état libre. Cependant, à part l'astate (radioactif et, par conséquent, d'une courte durée de vie), on les retrouve sous leurs formes combinées dans la croûte terrestre. Le fluor est le treizième par le poids total parmi les éléments les plus abondants de la croûte terrestre; le chlore est le vingtième. Le brome et l'iode sont relativement rares. La principale source de fluor est la fluorine (CaF_2) ou la fluorite ou la fluoroapatite. Le nom de fluorine provient de la fluorescence de ce minéral, c'est-à-dire qu'il émet une lumière lorsqu'il est chauffé. Il est intéressant de noter que l'eau de mer en contient de petites quantités de fluor, c'est que la mer contient d'énormes quantités de Ca^{2+} contribuant à l'insoluble CaF_2 . Le composé le plus abondant du chlore est le NaCl , qu'on utilise pour produire à peu près tout le Cl_2 et HCl .

On trouve le brome dans l'eau de mer. Bien qu'il existe en petites quantités, on trouve l'iode normalement concentré dans les algues.



Le fluor

Le fluor est très réactif ce qui rend difficile sa fabrication et sa manipulation. On l'obtient en traitant CaF_2 avec H_2SO_4 pour en faire un mélange aqueux de HF. Il est ensuite distillé pour donner du HF l'anhydre HF liquide. On électrolyse ensuite une solution refroidie de KHF_2 en présence de HF anhydre pour donner F_2 et H_2 .



Cela dit, la production de fluor présente de nombreuses difficultés;

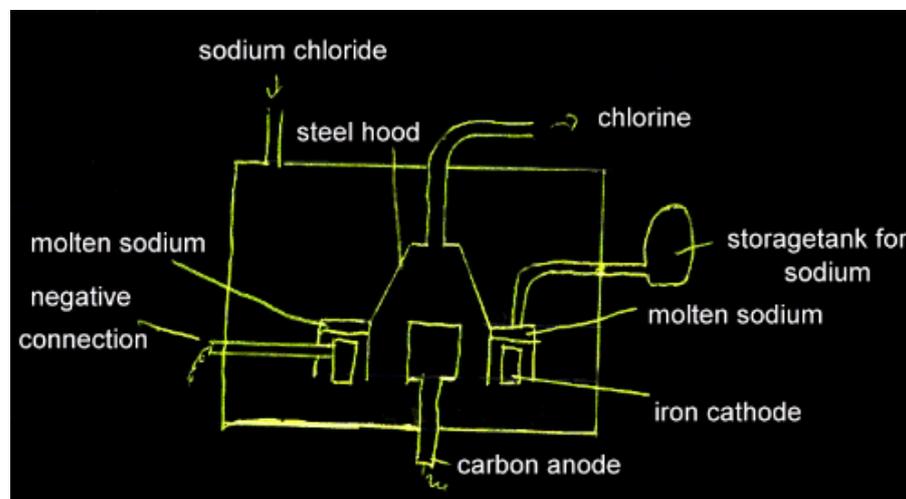
HF est toxique et possède un effet corrosif sur le verre et les tissus.

Le fluor est très réactif, il attaque les verres et s'enflamme en présence de traces de gaz et de silicium cristallin.

Le chlore

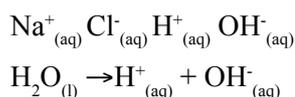
Son nom dérive du grec « chloros » ce qui veut dire vert pâle. C'est un gaz dense vert jaunâtre à l'odeur asphyxiante. Il est très toxique et on l'utilisait comme arme lors de la Première Guerre mondiale. Il est produit à grande échelle par l'électrolyse du sel NaCl aqueux ou anhydre (chlorure de sodium) pendant la production du NaOH et de métal Na .

Le diagramme ci-dessous illustre le chlorure de sodium aqueux.





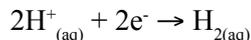
Les particules présentes dans l'électrolyte



Les protons et les ions hydroxydes sont continuellement présents parce qu'à tout moment 1 sur 10 millions de molécules se divise en ions. Bien que la proportion d'hydrogène soit faible, le nombre de protons et d'ion hydroxyde est considérable.

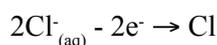
À la cathode (-)

Les Na^+ and H^+ sont attirés, mais le sodium étant au dessus de l'hydrogène dans la série de réactivité, il est plus facile de donner des électrons à H^+ qu'à Na^+ , ainsi Na^+ n'est pas déchargé.



Comme les ions d'hydrogènes sont constamment retirés de l'eau, la concentration de OH^- augmente sans cesse autour de la cathode, c'est-à-dire que la solution devient de plus en plus alcaline, ce que révèle le papier pH qui vire au bleu mauve. Les ions de sodium sont aussi présents dans la solution près de la cathode. Le puissant et alcalin hydroxyde de sodium peut alors être extrait de la solution.

À l'anode (+)



Les ions chlorures sont attirés et déchargés.

N.B. Le chlore réagissant avec l'hydroxyde de sodium, il faut trouver le moyen de garder à part l'hydroxyde de sodium produit à l'anode. Une des techniques mises au point par l'industrie est de garder l'électrolyte plus haut que l'anode, afin que la diffusion des ions d'hydroxyde à travers la division (le diaphragme) entre les électrodes soit réduite au minimum. La cellule utilisée en industrie se nomme la « cellule diaphragme ».

Quant aux autres éléments du groupe, le brome est obtenu en traitant de la saumure provenant de bassins ou de l'eau de mer. On obtient de l'iode des saumures de bassins et aussi d'algues comme le varech. L'astate est radioactif et on en compterait un peu



moins de 30 grammes dans toute la croûte terrestre. Pour en obtenir en quantité, on doit le synthétiser en laboratoire.

Le groupe 18

Dans des conditions normales, les éléments du groupe 18 ne montrent aucune tendance ou si peu à gagner ou perdre des électrons. Ils ne forment pour ainsi dire pas de liaisons et n'existent que sous la forme d'atomes libres.

Exercice. Formez autant de composés de xénon que possible.

Solution: $\text{Xe}[\text{PtF}_6]$, XeF , XeF_4 , XeO_3 , XeO_2F_2 , etc.

On trouve les gaz He, Ne, Ar, Kr et Xe dans l'atmosphère.

Ar est relativement abondant (0,93 % de l'atmosphère) et peut être récupéré par distillation fractionnée de l'air. Voir comment on obtient N_2 et O_2 . Sa présence dans l'air est due à la capture d'électrons (décomposition β^+) du potassium.

Quant aux autres gaz, l'hélium est extrait de puits de gaz naturel; l'argon compte pour environ 1 % de l'atmosphère; on trouve les autres gaz nobles en de très petites quantités; le radon est un gaz radioactif produit par la décomposition radioactive du radium.

Série de problème de l'unité 4 (compte pour 8 %).

1. Pour obtenir des métaux de leurs minerais sulfurés, les minerais sont transformés en,
 - a) sulfates
 - b) oxydes
 - c) sulfites
 - d) carbonates
2. Que se produit-il durant l'électrolyse du CaCl_2 en fusion?
 - a) les ions calcium sont réduits
 - b) les atomes calcium sont réduits
 - c) les ions chlorure sont réduits
 - d) les atomes chlorure sont réduits.
3. Quels sont les éléments les plus susceptibles d'exister dans la nature sans être combinés à d'autres éléments?
 - a) Na
 - b) O
 - c) N
 - d) Ar



4. L'aluminium est obtenu principalement de quel minerai?
 - a) bauxite
 - b) oxyde
 - c) apatite
 - d) alumina
5. Quel est l'élément le plus abondant dans la croûte terrestre?
 - a) aluminium
 - b) oxygène
 - c) eau
 - d) silice
6. L'azote est l'élément le plus abondant de la croûte terrestre, principalement pour la raison suivante :
 - a) c'est un gaz léger
 - b) il est inerte
 - c) c'est un sel très soluble dans l'eau
 - d) il est plus stable en présence d'oxygène dans l'atmosphère.
7. Parmi les énoncés suivants concernant le phosphore, lequel est faux?
 - a) C'est un solide à température ambiante
 - b) le phosphore blanc est plus toxique que les autres
 - c) il doit être entreposé sous l'eau
 - d) le phosphore est thermodynamiquement le plus stable.
8. L'eau (H_2O) et le sulfure d'hydrogène (H_2S) et contenant un atome appartenant à la famille des chalcogènes (O et S). Alors qu'à la température ambiante, l'eau est liquide, H_2S est un gaz parce que...
 - a) l'eau est plus dense que H_2S
 - b) H_2S sent mauvais, il doit être un gaz
 - c) S comparativement à O possède un rayon atomique plus grand
 - d) les liaisons d'hydrogène sont plus fortes dans H_2O que dans H_2S .

Réponses des problèmes de l'unité 4.

- 1) b
- 2) a
- 3) d
- 4) a
- 5) b
- 6) c
- 7) c
- 8) d



Activité d'apprentissage 5

Titre de l'activité d'apprentissage : Les utilisations et applications des éléments des blocs s et p.

À la fin de l'unité, l'étudiant devrait être en mesure de

1. Décrire, évaluer et prédire les utilisations et les applications économiques de certains éléments du bloc s.
2. Décrire, évaluer et prédire les utilisations et les applications économiques de certains éléments du bloc p.
3. Décrire, évaluer et prédire les utilisations et les applications économiques de certains éléments donnés des blocs s et p.

Résumé de l'activité d'apprentissage

Nous voici à la dernière unité du module, au cours duquel nous avons examiné la chimie des éléments des blocs s et p. Cependant, le but ultime de toute technologie ou toute connaissance est leurs applications possibles. Dans cette unité, nous discuterons de ces possibles usages et applications de ces éléments. De plus, nous réfléchirons à des applications pour des éléments hypothétiques et leurs composés. Le tout se terminera sur des exemples pertinents et des exercices.

Lectures obligatoires

1. Philip Mathews, *Advanced Chemistry 1, physical and industrial*. Cambridge University Press, (1992).
2. Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry, 3rd Edition*. Longman Singapore Publisher (1992).
3. Catherine E. Housecroft and Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry*. Prentice-Hall International, USA. (2000).
4. F. Albert Cotton and Geoffrey Wilkinson, F. R. S. *Advanced Inorganic Chemistry, A Comprehensive text, 6th edition*. Wiley Eastern Limited, New Delhi. India. (1984).
5. J. D. Lee, *Concise Inorganic Chemistry, 4th edition*. Chapman & Hall, New York. USA. (1993).
6. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss, and Geoffrey Davies; *Chemistry, The science in context*. W.W. Norton and company NY, USA.(2004).
7. Carole H. McQuarrie, Donald A. McQuarrie and Peter A. Rock. *General Chemistry, 3rd edition*. W. H. Freeman and Company, New York, USA, (1990).
8. Otto S. Wolfbeis, *Fiber Optics Chemical sensors and Biosensors, Vol. 1*. CRC Press, London, (1991).



Liens utiles

1. <http://www.webelements.com/webelements/scholar/elements/carbon/uses.html> Les usages de carbone
2. <http://www.corrosionsource.com/handbook/periodic/14.htm> Les usages du silicium
3. <http://www.webelements.com/webelements/scholar/elements/nitrogen/uses.html> Sur l'azote
4. <http://chandrsekaran.tripod.com/uses.html> Sur le phosphore
5. <http://www.infoplease.com/ce6/sci/A0860185.html> Sur l'oxygène
6. <http://library.thinkquest.org/C004050F/use.htm> Les usages du chlore

Ressources multimédia requises

- Ordinateur muni d'une connexion Internet, afin d'accéder aux liens et ressources gratuits.
- Équipements multimédia comme des lecteurs de CD et VCD, etc.
- Le CD-ROM du module Introduction à la chimie minérale I contenant les références à consulter et les diverses démonstrations.

Activités d'apprentissage

Les utilisations des éléments des blocs s et p

Fondamentalement, l'utilisation ou l'application de tout élément est déterminée par ses propriétés physiques et chimiques. Dans la plupart des cas, nous examinerons seulement un ou deux membres de chaque groupe.

Les métaux alcalins

Le groupe comprend Li, Na, K, Rb et Cs et ils sont tous des métaux.

Le lithium : On l'utilise dans des alliages, en particulier avec l'aluminium, qui servent à la fabrication de morceaux d'avion, solides et légers. Étant donné sa dimension et son électropositivité (l'opposé de l'électronégativité), le lithium est utilisé pour la fabrication de piles primaires et secondaires au lithium. Son composé Li_2CO_3 est utilisé pour tremper le verre.

Le sodium : En gros, environ 60 % de Na est utilisé en alliage avec le plomb pour produire PbEt_4 et PbMe_2 , utilisés comme agent antidétonant dans le pétrole. Le sodium liquide est utilisé dans les centrales nucléaires comme caloporteur. L'hydroxyde de sodium NaOH et le carbonate de sodium Na_2CO_3 sont les plus importants alcalins utilisés dans l'industrie. Les deux servent à la fabrication du papier, de l'alumine, du savon et de la rayonne. NaOCl est utilisé comme javellisants et désinfectants.



Énigme. Pourquoi serait-il possible d'utiliser l'azote liquide comme un nouveau caloporteur dans les centrales nucléaires (un indice : pensez à la température moyenne de 600°C des opérations dans une centrale).

Solution : L'utilisation du sodium comme caloporteur dans les réacteurs nucléaires repose sur trois des propriétés de ce métal. D'abord, il est liquide à des températures entre 98 et 883°C; il peut donc circuler aisément autour du cœur chaud du réacteur (qui fonctionne à température d'environ 600°C). Ensuite, c'est un bon conducteur de chaleur (à cause du mouvement libre de ses électrons délocalisés); la chaleur excessive générée par le cœur est évacuée efficacement. Enfin, il possède une capacité thermique relativement grande, donc il absorbe de grandes quantités d'énergie thermique quelque soit l'élévation de température.

Le potassium

Le potassium est un élément essentiel. Presque 95 % du potassium dans le monde est utilisé comme fertilisant. Le KOH est utilisé dans la fabrication des savons et des détergents. Le KNO_3 est utilisé dans la fabrication d'explosifs, le KBr dans le domaine de la photographie.

Les métaux alcalino-terreux

On trouve dans ce groupe le Be, Mg, Ca, Sr, Ba et Ra. Le magnésium est le seul du groupe 2 à être utilisé à grande échelle pour fabriquer des fusées éclairantes, des balles traçantes et des bombes incendiaires, étant donné sa faculté de brûler en jetant une vive lumière blanche. On l'utilise aussi allié avec l'aluminium pour produire un puissant matériau de faible densité destiné à l'avionnerie. L'oxyde de magnésium possède un point de fusion si élevée qu'on l'utilise pour tapisser les fournaies. De plus, le magnésium métallique est utilisé dans la photopoudre et les projecteurs pour la photographie. Il est intéressant de noter que l'eau dure contient des ions calcium et des ions magnésium. En chimie, on l'utilise comme le fameux réactif de Grignard : $\text{C}_2\text{H}_5\text{MgBr}$.

Les minerais de calcium se rencontrent sous forme de carbonate de calcium CaCO_3 dans la craie, le calcaire, le marbre et la calcite. Le béryllium et ses composés sont toxiques. Les composés du baryum sont utilisés comme pigments blancs pour la peinture.

Par ailleurs, le Be possède une zone croisée de faible capture de neutrons et on a trouvé des applications à cette caractéristique dans l'industrie de l'énergie nucléaire et dans la fabrication de fenêtres pour les tubes à rayons X.

Énigme. Qu'est-ce que le lait de magnésie et quelles sont ses applications?



Le groupe 13

Le groupe est formé de B, Al, Ga, In, Tl. On les trouve tous dans la nature dans divers minéraux et minerais.

Le bore compte peu d'application. Il est cependant utile dans les fusées éclairante parce qu'il procure une lumière verte très visible. C'est aussi un composant essentiel des tiges de réacteurs nucléaires. Les filaments de bore sont largement utilisés dans l'industrie aérospatiale comme matériau léger et solide. On utilise l'acide borique comme antiseptique doux et le borax comme adoucisseur d'eau dans les détergers à lessive. Le verre borosilicaté contient des composés de bore. Le verre Pyrex doit sa solidité et sa résistance à la chaleur à l'acide borique utilisé dans sa fabrication. Le bore est un minéral essentiel pour les plantes, alors qu'il peut être toxique chez les animaux à concentration élevée. Nous en absorbons environ 2 milligrammes par jour dans notre nourriture (environ 60 g dans notre vie).

L'aluminium est l'élément le plus largement utilisé de ce groupe et le plus important du point de vue industriel. Il est léger et non toxique, possède une grande conductivité thermique. Il est facile à travailler et ne se corrode pas grâce à sa couche d'oxydation, très efficace bien qu'elle ne fasse que 10nm d'épaisseur. Il possède de nombreuses utilisations domestiques, servant à la fabrication d'ustensiles de cuisine, de papier d'aluminium, de capsules de bouteille. On utilise aussi couramment dans l'industrie de la construction, là où on veut recourir à des matériaux légers, solides, facile à façonner. Ces qualités sont d'ailleurs très recherchées aussi dans la construction d'aéroplanes et de vaisseaux spatiaux. De plus, on a recours à lui comme antiacide en cas d'indigestion. On traite également l'eau avec $Al_2(SO_4)_3$.

N.B. Al n'est peut-être pas aussi inoffensif qu'on le croyait, puisqu'il est toxique pour ceux qui sont atteints d'insuffisance rénale. Par ailleurs, on observe chez les gens souffrant de la maladie d'Alzheimer (qui cause la sénilité) des dépôts d'aluminium dans le cerveau.

Ga est important dans l'industrie des semi-conducteurs et des transistors, notamment dans la fabrication des cartes mémoire pour les ordinateurs.

Le groupe 14

Le groupe 14 comprend C, Si, Ge, Sn et Pb. Tous ces éléments sont d'une façon ou d'une autre utiles et ont de multiples applications. Cependant, nous nous en tiendrons au carbone et au silicium.

Le carbone (C) a maintes utilisations industrielles sous ses trois formes : amorphe, diamant et graphite. Sa forme amorphe (le charbon) est utilisée dans les centrales électriques et dans la fabrication de l'acier du côté de l'industrie du fer. Le charbon est aussi utilisé comme carburant. Le diamant est recherché en bijouterie et comme composant d'instruments de coupe. C'est sous sa forme graphite, un excellent conducteur et lubrifiant qu'on l'utilise dans les crayons et les équipements sportifs. On a



créé un nouveau carbone le buckminsterfullerène (C_{60}). On le produit en traitant du graphite avec des lasers et on le trouve maintenant sur le marché en petites quantités. Le dioxyde de carbone ou le gaz carbonique est celui que nous exhalons après avoir inspiré de l'oxygène. On l'utilise pour produire des boissons gazeuses et du soda. Le C-14 est un isotope utilisé dans la datation archéologique (on évalue l'âge d'un objet ancien en comparant la quantité de carbone 14 qu'il contient par rapport à la quantité que contient un objet similaire actuel)

Par ailleurs, à cause de ses nombreuses possibilités de combinaisons, le carbone est capable de former des chaînes et ses composés jouent un rôle important dans bien des aspects de l'industrie chimique.

Énigme. Quelle propriété du carbone en fait un agent réducteur dans l'extraction des métaux?

Solution: Sa place dans la série électrochimique en fait un agent réducteur de tous les métaux.

Énigme. Pourquoi le graphite est utilisé comme conducteur électrique, mais pas le diamant?

Solution: Dans la structure du graphite, chaque atome de carbone compte un électron libre ce qui lui permet de conduire l'électricité. Dans le diamant, les quatre électrons de chaque atome sont engagés dans des liaisons.

N.B. Vers la fin de 2007, on s'attend à ce que l'industrie mondiale de l'automobile décide de la prochaine génération de fluide frigorigène des systèmes de climatisation des voitures. Le CO_2 est l'une des options envisagées.

Le silicium

Le silicium est l'un des éléments les plus utiles à l'homme. Sous forme de sable et d'argile, on l'utilise pour faire du béton et des briques. Il est aussi très utile comme matériau réfractaire pour les travaux à haute température. Sa forme silicate entre dans la composition de l'émail, de la poterie, etc. La silice, comme le sable, est le principal composant du verre. Il est de plus un des matériaux les moins chers avec d'excellentes propriétés mécanique, optique, thermique et électrique.

On peut doper du silicium très pur avec du bore, du gallium, du phosphore ou de l'arsenic pour produire du silicium destiné à la fabrication de transistors, de cellules solaires, de redresseurs et d'autres dispositifs solides, largement utilisés dans les industries de l'électronique et de l'aérospatiale. Le silicium amorphe hydrogéné se montre prometteur quant à la production économique de cellules pour convertir l'énergie solaire en électricité.

Le silicium est un élément important pour la vie végétale et animale. Les diatomées en eau douce comme en eau salée extraient de la silice de l'eau pour bâtir leurs parois cellulaires. La silice est présente dans les cendres des plantes et du squelette humain. Le silicium est un composant important de l'acier, tandis que le carbure de silicium



est un des plus importants abrasifs et a été utilisé dans les lasers pour produire une lumière cohérente de 4560 Å (angstroms).

De plus, on l'utilise en médecine pour en faire des implants de gel de silicone (prothèses mammaires).

Énigme. Quelle propriété du silicium est exploitée dans la fabrication d'implants destinés à la médecine?

Solution : Le réseau du silicium est généralement stable et ne réagit donc pas aux tissus humains.

Exercice : Faites une promenade dans votre quartier et notez les applications de l'étain et du plomb dans la vie courante.

Le groupe 15

Le groupe 15 rassemble N, P, As, Sb (antimoine) et Bi. Dans ce groupe, les propriétés métalliques des éléments s'accroissent à mesure que l'on descend dans le groupe. Nous discuterons ici que de l'azote et du phosphore.

L'azote

L'azote a de nombreuses utilités; en fait, l'air que nous respirons en contient beaucoup. Tout ce qui vit a besoin d'azote; les plantes en respirent aussi avec le dioxyde de carbone : sans azote, elles périraient. L'azote sert, entre autres, à la fabrication des ampoules électriques. En effet, elles sont presque toujours remplies d'azote. On utilise aussi de l'azote pour préparer de l'ammoniac NH_3 avec le procédé Haber. C'est là la principale utilisation industrielle de l'azote. On utilise l'ammoniac pour la production de fertilisants et d'acide nitrique (procédé Ostwald). Voici ses autres applications :

1. On l'utilise dans l'industrie électronique sous sa forme gazeuse comme agent de blocage durant la fabrication de composants comme des transistors, des diodes, etc.
2. Utilisé pour l'acier inoxydable recuit et autres produits d'aciérie.
3. Utilisé comme fluide frigorigène dans la congélation par immersion des produits alimentaires et dans le transport des aliments.
4. L'azote liquide est utilisé dans l'industrie pétrolière pour faire augmenter la pression dans les puits d'extraction de pétrole brut.
5. Utilisé dans l'atmosphère intérieure des réservoirs d'entreposage de liquide explosif tant sur la terre ferme que sur les bateaux.
6. Il peut aussi servir d'explosifs. On l'utilise pour fabriquer quatre types d'explosif. Vous connaissez sans doute le trinitrotoluène, ou le plus souvent appelé le TNT. Il entre aussi dans la fabrication du gaz hilarant.



Le phosphore

On trouve le phosphore dans les os, les dents, les acides nucléiques (AND et ARN), les transporteurs d'énergie (comme les ATP), les lipides, les protéines et les enzymes des êtres vivants. On voit l'importance du phosphore dans la santé du corps humain, en général, et des os et des dents, en particulier.

Ses autres usages sont :

1. Sert à la fabrication d'allumettes de sûreté, de pyrotechniques, d'obus incendiaire, de bombes fumigènes, de balles traçantes, etc. Le phosphore s'enflamme facilement, on l'utilise donc pour fabriquer des allumettes. On utilisait le phosphore blanc avant d'utiliser le rouge pour faire des allumettes plus « sécuritaires »; parce que le phosphore rouge est moins volatil, éliminant ainsi le risque d'incendies accidentels causés par une allumette qui s'enflamme spontanément. Surtout, il est moins toxique (0,1 g de phosphore peut tuer une personne!)
2. Sert de pare-feux. Il est intéressant de noter que le phosphore utilisé sous sa forme élémentaire pour produire du feu est aussi utilisé sous forme de ses dérivés pour bloquer ou réduire le risque d'incendie. Les composés de phosphore sont parmi les meilleurs ignifugeants de produits inflammables, beaucoup sont aussi utilisés comme plastifiants et ignifugeants à la fois.
3. Fertilisants.
4. Traitement de l'eau. Beaucoup de phosphates solubles sont utilisés pour éliminer de l'eau les sels métalliques indésirables; sous forme de phosphates métalliques non solubles, ils adoucissent l'eau dure en capturant les ions métalliques. Pour de meilleurs résultats, on utilise parfois des organophosphates, malgré leurs coûts plus élevés que ceux des phosphates inorganiques habituels.
5. Des phosphates entrent dans la fabrication de verres spéciaux, dont ceux utilisés dans les lampes au sodium.
6. La cendre d'os, le phosphate de calcium, est utilisé dans la production de porcelaine fine et pour produire du phosphate monocalcique, un ingrédient de la poudre à pâte.
7. Important dans la production sidérurgique, du bronze phosphoreux et de bien d'autres produits.
8. Na_3PO_4 est un important agent nettoyant et agent adoucisseur d'eau. Il prévient le calcaire et la corrosion des tuyaux et des tubes de chaudière.
9. Pesticides.
10. Usage quotidien; on trouve du phosphore dans les dentifrices (protection contre les caries et le contrôle du tartre), dans les shampoings (Head & Shoulder) et bien d'autres produits d'usage courant.



Le groupe 16

Ce groupe se compose de l'oxygène, du soufre, du sélénium et du tellure. Nous nous occuperons ici que de l'oxygène et du soufre. Vous êtes invités à découvrir par vous-mêmes les applications des autres éléments de la famille.

L'oxygène

L'oxygène servait autrefois d'étalon pour la mesure du poids atomique des éléments. Les chimistes utilisaient l'oxygène naturel, fait d'un mélange de trois isotopes, auquel ils avaient attribué une valeur de 16.

Énigme. Quel élément a remplacé l'oxygène comme étalon?

Réponse: En 1961, on a remplacé l'oxygène par le carbone-12.

La plus importante utilisation de l'oxygène est celle que nous en faisons en respirant tout simplement. Les animaux ont besoin de l'oxygène qu'ils respirent dans l'air ou dans l'eau pour vivre. Une autre utilisation de l'oxygène réside dans sa capacité de provoquer des réactions d'oxydation, dont l'exemple le plus évident est le cas de la flamme. Les flammes ont besoin d'oxygène pour brûler. Certains extincteurs fonctionnent en empêchant les matériaux en flammes d'être approvisionnés en oxygène.

Voici d'autres usages importants :

1. On utilise l'oxygène dans le traitement des maladies respiratoires et, mélangé à d'autres gaz, dans l'aération des sous-marins, des avions de haute altitude et les vaisseaux spatiaux.
2. Dans le soudage oxyacétylénique.
3. Fréquemment utilisé pour soutenir la respiration des patients dans les hôpitaux.
4. Utile dans la fabrication du méthanol de l'oxyde d'éthène.
5. Comburant du propergol.
6. En sidérurgie
7. Comme ozone (O_3) dans l'atmosphère, agent protecteur contre les rayons ultraviolets du soleil.

Le soufre

La plupart du soufre extrait sert à la production de l'acide sulfurique, H_2SO_4 , le plus important produit chimique dans le monde, aux utilisations multiples, dont la synthèse de fertilisants et de polyamides. On l'utilise aussi dans les accumulateurs (« acide anglais »). De plus, on trouve le soufre dans :

1. la fabrication de dioxyde de soufre et de sulfite neutre de sodium utilisés pour blanchir la paille et les fibres de bois et pour retirer la lignine de la pulpe de bois dans l'industrie du papier



2. la fabrication de produits chimiques organiques.
3. la poudre noire, mélangé avec du nitrate de potassium, KNO_3 , du carbone. On l'utilise aussi le soufre dans la vulcanisation du caoutchouc naturel, comme fongicide et fumigant.
4. dans des composés utilisés pour blanchir les fruits séchés et les produits du papier.

N.B. Le sélénium et le tellure sont souvent associés ensemble. On les trouve d'ailleurs souvent ensemble dans la nature et présentent des propriétés similaires. Ils ont de nombreuses utilisations communes. Récemment, on a trouvé de nouvelles applications pour le sélénium. On l'utilise maintenant dans la fabrication de papier ordinaire pour photocopieurs.

Le groupe 17

Il inclut F, Cl, Br, I et At. Chimiquement parlant, les halogènes sont trop réactifs pour apparaître dans la nature sous leurs formes élémentaires. C'est probablement le groupe le plus important du tableau périodique sur le plan des applications dans l'industrie. Cependant, nous nous en tiendrons ici au fluor et au chlore.

Le fluor

Identifié et nommé par André Marie Ampère, en France, en 1811, et isolé par Henri Moissan, en 1886, toujours en France. Bien qu'il ait fait exploser pas mal de chose, le fluor demeure utile. C'est un composant essentiel du téflon et du fréon (un frigorigène et un propulseur). Le fréon gazeux est utilisé dans les bombes aérosols, ce qui a probablement causé bien des dommages à la couche d'ozone de l'atmosphère en transformant l'ozone O_3 en oxygène O_2 . Les fluorures solubles dans l'eau sont dangereusement nocifs. La prise de petites quantités cause à la longue la fluorose : hypercalcification des os, des raideurs permanentes de la colonne vertébrale et des articulations raides et douloureuses. En de plus petites quantités encore, la présence de fluorure dans l'eau peut tâcher les dents ou causer leur brunissement inégal. Mais à une partie par million dans l'eau, il réduit considérablement les caries chez les enfants.

Par ailleurs, le fluor et ses composés sont utilisés pour produire de façon isotopique de l'uranium fractionné (à partir de UF_6), des produits fluorochimiques commerciaux, dont le fameux plastique résistant aux hautes températures et de l'acide fluorhydrique utilisée pour graver le verre des ampoules électriques, etc.



Le chlore

Le chlore est largement utilisé dans une foule de produits de tous les jours. On l'utilise pour produire de l'eau potable partout dans le monde. Même les plus petites installations d'alimentation en eau utilisent maintenant le chlore.

On l'utilise aussi couramment dans la fabrication de produits du papier, de colorants, de textiles, de produits du pétrole, de médicaments, d'antiseptiques, d'insecticides (vous vous souvenez du DDT?), de produits alimentaires, de peintures, de plastiques et bien d'autres produits encore.

La plupart du chlore extrait est utilisé en industrie sous forme de composés de chlore destinés à des produits d'assainissement, de blanchissage de la pulpe, de désinfection et de procédés textiles. On les utilise aussi pour produire des chlorates, du chloroforme, des tétrachlorures de carbone et pour extraire le brome.

La chimie organique fait aussi grand usage du chlore, comme agent oxydant et comme substitut, étant donné qu'il apporte beaucoup de propriétés désirées dans les composés organiques quand on le substitue à l'hydrogène, comme dans le cas du caoutchouc synthétique.

Parmi les autres membres de ce groupe, le brome fait partie de bien des produits chimiques utilisés en photographie, est présent dans les colorants, les ignifugeants et les produits pharmaceutiques. Les composés d'iode servent à ioder le sel, à la fabrication de produits chimiques et de médicaments. L'iode est essentiel aux êtres humains à cause de son rôle dans la sécrétion de l'hormone thyroxine.

Le groupe 18

He, Ne, Ar, Kr et Xe sont des gaz relativement inertes et se trouvent dans l'atmosphère. Nous examinerons les He, Ar et Xe.

L'hélium :

1. On l'utilise pour gonfler les ballons, les dirigeables et pressurer le carburant liquide des fusées.
2. On utilise l'hélium et l'argon dans le soudage à l'arc et dans les procédés métallurgiques pour empêcher les matériaux de réagir à l'azote et à l'oxygène de l'air.



L'argon

L'argon trouve des applications :

1. dans les ampoules électriques, les tubes fluorescents sous une pression de 3 mm, dans les tubes photographiques, les tubes à décharge lumineuse, etc. On remplit d'argon les ampoules électriques incandescentes, à la place d'air riche en oxygène qui oxyde le filament de tungstène et fait noircir l'ampoule.
2. comme gaz inerte protecteur dans le soudage à l'arc et la coupe, de couverture dans la production de titane et autres éléments hautement réactifs.
3. dans l'industrie des semi-conducteurs, comme atmosphère protectrice pour produire des cristaux de silicium et de germanium, ainsi que des lasers.
4. dans la datation des roches, selon un procédé appelé la datation Argon-Potassium. En comparant la quantité de K-40 à celle de Ar-40, on peut évaluer l'âge d'une roche. Plus le ratio de l'argon par rapport au potassium est élevé, plus l'échantillon date.
5. dans les tubes radio et les compteurs Geiger (la sonde qui détecte les radiations est faite d'argon).

Le xénon est utilisé :

1. dans la fabrication de tubes électroniques, de lampes stroboscopiques, de lampes bactéricides et de lampes servant à exciter le laser à rubis afin qu'il génère une lumière cohérente.
2. dans le domaine de l'énergie atomique pour fabriquer des chambres à bulles, des sondes et d'autres applications où son poids moléculaire élevé est précieux.
3. éventuellement comme gaz dans les propulseurs ioniques.
4. sous forme de perxénates dans la chimie analytique, comme agents d'oxydation.
5. dans les flash des appareils photo et les lampes à haute intensité des projecteurs de films.
6. depuis peu pour remplacer l'halogène dans les projecteurs; le xénon se révèle plus efficace et plus lumineux.



PROJET

La plupart des éléments et des minéraux de nos régions se trouvent sous forme de gisements dans la terre ou sur le sol. Le projet consiste donc à décrire, en 1000 mots au maximum, les usages (médicinaux, cosmétiques, pour le loisir, rituels, etc.) que font votre pays et votre communauté de ces gisements. N'oubliez pas d'inclure dans votre rapport une brève description du minéral ou du sol. Le rapport peut être rédigé collectivement par la communauté mais doit être remis individuellement (ce compte rendu compte pour 5 % de votre note pour cette unité)

Série de problèmes de l'unité 5 (compte pour 10 %)

1. Lequel de ces groupes contient les éléments qui s'extraitent le mieux par électrolyse et lequel contient des éléments qui ne s'extraitent pas par électrolyse?
 - a) Na, Mg, Al
 - b) Pb, Sn, C
 - c) Li, Mg, K
 - d) Ca, K, Cs
2. Pour utiliser la méthode de Down pour extraire le potassium
 - a) le courant doit être augmenté,
 - b) les températures d'opération doit être augmentées
 - c) les parois doivent être plus inertes
 - d) aucune modification n'est requise.
3. On ajoute du CaCl_2 dans la méthode de Down,
 - a) parce que le point d'ébullition du CaCl_2 est plus bas
 - b) parce que le point d'ébullition de NaCl est plus bas
 - c) pour éliminer la vapeur dans les chambres
 - d) pour opérer à des températures moins élevées.
4. Quelle substance est utilisée comme modérateur dans un réacteur nucléaire?
 - a) Al
 - b) C {graphite}
 - c) hélium
 - d) Plutonium.
5. On trouve peu de minéraux contenant de l'azote dans la croûte terrestre, parce que,
 - a) l'azote est un gaz léger
 - b) la plupart de ses sels sont instables
 - c) beaucoup de ses sels sont solubles dans l'eau
 - d) on ne le trouve que dans l'atmosphère.



6. {5 points pour le projet :

- 1) introduction
- 2) chimie et 3) caractéristiques physiques des minéraux
- 4) leur pertinence et 5) conclusion (chaque partie compte pour 1 point).

Réponses des problèmes de l'unité 5

- 1) b
- 2) b
- 3) c
- 4) b
- 5) c
- 6 (voir ci-dessus).



XI. Liste des concepts clés (glossaire)

1. **LA CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE** : c'est une formule qui décrit la distribution des électrons autour d'un noyau, en précisant dans quelles orbitales ces électrons sont le plus susceptibles de se trouver.
2. **UN MINÉRAL** : c'est un matériau cristallin inorganique et naturel, formé par des processus géologiques et contenant une substance digne d'intérêt.
3. **UN MINÉRAI** : un minéral qui contient un pourcentage suffisamment élevé d'un métal aux fins d'une extraction intéressante économiquement est appelé minéral.
4. **LES ÉLECTRONS DE VALENCE** : ce sont les électrons de la couche externe d'un atome pouvant participer à la formation de liaisons chimiques. Ils sont facilement partagés ou transférés durant une réaction chimique.
5. **L'ÉLECTRONEGATIVITÉ** : c'est la capacité d'un atome au sein d'une molécule d'attirer à lui les électrons. C'est l'échelle de Pauling qui est la plus utilisée pour évaluer cette capacité. On attribue au fluor (l'élément le plus électronégatif) la valeur 4.
6. **LES LIAISONS POLAIRES** : c'est une liaison entre deux éléments dont la différence d'électronégativité se situe entre 0.5 et ~1.5. La liaison entre l'hydrogène et l'oxygène dans l'eau est un exemple d'une liaison polaire covalente.
7. **L'EXTRACTION DES ÉLÉMENTS** : tout procédé permettant d'obtenir un ou des éléments d'un mélange ou d'un composé par des moyens chimiques, physiques ou mécaniques.
8. **LES MÉTAUX** : la définition la plus simple; un élément qui perd ses électrons lors d'une réaction chimique. Le sodium est un exemple d'un métal alcalin.
9. **L'EAU D'HYDRATATION** : il s'agit d'une eau combinée chimiquement à une substance de telle façon qu'elle ne peut être retirée, en la chauffant, par exemple, sans modifier considérablement la composition chimique de cette substance.
10. **EFFET DE LA PAIRE INERTE** : l'effet de la paire inerte explique pourquoi les atomes les plus courants du Pb, disons, sont Pb^{4+} et Pb^{2+} , et non seulement Pb^{4+} , comme on pouvait s'y attendre selon la règle de l'octet. Les électrons de valence d'une orbitale s se trouvent plus près du noyau que ceux d'une orbitale p, avec pour résultat qu'ils demeurent plus étroitement liés au noyau et moins susceptibles donc de participer à la formation d'une liaison. Une paire de ce type d'électrons est appelé « paire inerte ».



11. **LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES** : toute caractéristique d'une substance que l'on peut observer sans apporter de changements à son identité, par exemple, sa densité, sa conductivité électrique, son point de fusion, etc.
12. **LES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES** : ce sont les transformations ou les réactions possibles qu'une substance peut subir de par sa composition même. La transformation chimique résulte en une ou plusieurs substances entièrement différentes chimiquement de la substance de départ. Par exemple, l'hydrogène a le potentiel de s'enflammer et d'exploser sous certaines conditions. Voilà une propriété chimique.
13. **LA CATHODE** : c'est la borne d'où sort le courant. Pour éviter toute idée fautive, rappelons-nous que la distinction anode/cathode est basée sur le courant et non sur le voltage. Anode et la cathode n'est pas la même chose que positif et négatif. Voici un exemple pour illustrer la chose : lorsqu'on décharge un accumulateur la borne positive est la cathode, tandis que lorsque charge cet accumulateur la borne positive est l'anode.
14. **LA CATÉNATION** : il s'agit de la faculté d'un élément comme le carbone (C-C), le silicium (Si-Si), l'étain (Sn-Sn), etc, de former des chaînes. Cela provient de la puissance de ces liaisons qui réside sur l'utilisation de la liaison π .
15. **LA LIAISON COVALENTE** : c'est l'attraction interatomique résultant du partage des électrons entre les atomes.
16. **PROCÉDÉ DE CONTACT** : c'est une séquence de réaction utilisée dans la préparation commerciale de l'acide sulfurique.
17. **LE DIAMAGNÉTISME** : c'est la propriété physique d'être repoussé par un champ magnétique.
18. **L'ÉTAT EXCITÉ** : C'est l'état d'un atome dans lequel au moins un de ses électrons n'est pas à plus bas niveau d'énergie.



XII. Liste des lectures obligatoires

UNIT 1. PROPERTIES OF PERIODIC TABLE ELEMENTS

Complete reference : PDF file: Name; Reading 1.

Résumé

Le contenu du fichier introduit l'étudiant aux notions de base de la chimie minérale, autour des principaux thèmes de la configuration électronique, des désignations s, p, d, et f des orbitales et leurs énergies relatives. Les règles de la distribution électronique sont aussi abordées. Il explique aussi comment utiliser le logiciel Excel pour suivre graphiquement les tendances des données physiques et chimiques des éléments dans le tableau périodique.

Justification

Le site tente d'abolir les différences possibles entre des étudiants aux parcours divers en présentant à l'aide de graphiques les notions de base, ainsi que les configurations électroniques des éléments. Les symboles et les noms des éléments sont aussi présentés, afin que les étudiants ne peinent pas trop à les identifier. Par ailleurs, le logiciel Excel est un moyen pratique et visuel d'examiner les conséquences des changements physiques et chimiques des éléments du tableau périodique. Sa maîtrise est donc primordiale.

Unit 2: Atomic Structures and trends in S and P Block elements

Complete reference : PDF file, Name: Reading 2.

Résumé

Ce fichier explique comment on mesure les dimensions atomiques et ioniques, ainsi que les unités qui servent à ces mesures. Les différences inhérentes entre les dimensions cationiques et anioniques en comparaison avec leurs dimensions atomiques correspondantes sont aussi abordées. On y trouve aussi une définition des points d'ébullition et de fusion.

Justification

Le site rend possible la compréhension en profondeur des différentes méthodes pour évaluer les rayons atomique et ioniques des éléments. Souvent, l'infiniment petit de l'échelle atomique utilisée pour mesurer les rayons atomiques et ioniques est incompréhensible aux débutants. Ce document lie de façon vivante ces unités atomiques aux unités internationales courantes auxquelles nous sommes habitués. Enfin, pour les fins de la démonstration et comme dans les autres domaines de la science, on y fait part de définitions communes de certains termes et on y définit les points d'ébullition et de fusion et on y discute brièvement des façons de les déterminer.



Unit 3 : General Properties of S and P Block Elements

Complete reference: PDF file; Name: Reading 3.

Résumé

Cette partie commence avec les définitions et les exemples des états d'oxydation des divers éléments selon leur position dans le tableau périodique. On explique ensuite comment nommer les éléments et leurs composés les plus courants, selon les règles communes et celles de l'UICPA. Enfin, des exemples de transformations physiques et chimiques qu'une substance peut subir et de leurs conséquences sont exposés.

Justification

L'unité 3 traitant des propriétés physiques et chimiques des éléments des blocs s et p, l'étudiant, pour en comprendre le contenu, doit connaître les états d'oxydation de n'importe lequel des éléments, en relation avec leur position dans le tableau périodique. Par ailleurs, il est naturel pour les étudiants de vouloir apprendre à nommer les éléments et leurs composés et de pouvoir déchiffrer les noms des diverses substances dont il est question tout au long du module. Enfin, des exemples de transformations physiques et chimiques rendront les diverses notions plus concrètes.

UNIT 4 & 5: Occurrence, abundance, Extraction and Economic uses of s and p block elements.

PDF file; Name: Reading 4.

Résumé

On trouve ici la signification des termes minéral et minéral et d'autres termes liés. On passe en revue les méthodes d'extraction et les diverses considérations quant à l'intérêt des minerais aux fins de leur exploitation commerciale. Enfin, on y trouve une liste exhaustive des principaux minerais et minéraux.

Justification

Cette section permettra à l'étudiant de se familiariser avec les diverses terminologies associées aux minerais, à la minéralogie et aux procédés d'extraction. Ces termes, provenant d'autres domaines que la chimie, représentent une certaine difficulté pour les jeunes chimistes. Par ailleurs, il est important que l'étudiant connaisse les difficultés qui peuvent entraver l'exploitation des minéraux, pour mieux comprendre les détails de l'extraction des minéraux. Ce document vise à faciliter l'apprentissage des unités 4 et 5 par les étudiants.



XIII. Liste des liens utiles

Lien utile 1

Titre : PERIODIC TABLE OF ELEMENTS

URL : http://en.wikipedia.org/wiki/Periodic_table

Capture d'écran :



Description

Wikipedia est un projet d'encyclopédie en ligne gratuite et multilingue. Ses articles comportent des hyperliens vers d'autres pages contenant des informations supplémentaires. Le tableau périodique comme base pour la compréhension des substances chimiques inorganiques est ici très bien présenté.

Justification

Les étudiants trouveront ce site gratuit fort utile, mis à jour régulièrement en plus. Il contient des exemples, des questions et des discussions pertinents qui aideront les étudiants à parvenir au bout de ce module avec succès.



Lien utile 2

Titre : ORGANIZATION OF THE PERIODIC TABLE.

URL : <http://www.webelements.com/>

Capture d'écran :

The screenshot displays the 'WebElements™ periodic table' website. The main content is a periodic table where elements are color-coded by groups: Group 1 (blue), Group 2 (light blue), Groups 3-10 (red), Groups 11-18 (yellow), and the Lanthanoids and Actinoids (green). The website also features a sidebar with links to 'WebElements Scholar', 'Shop', 'Chemdex directory', 'Chemistry News', 'Chemistry Forums', 'Printable periodic table', 'Promote your website', 'FlashElements', 'PalmElements', 'WapElements', 'Chemistry search engine', and 'Posters from our shop'. At the bottom, there are links for 'Chemistry Books (USA)', 'Chemistry Books (UK)', 'Chemistry Books (CA)', and 'Chemiebücher (DE)'. The browser window shows 'Mozilla Firefox' and the URL 'http://www.webelements.com/'.

Description

Ce site, destiné aux étudiants de chimie plus avancés, explique la périodicité des éléments dans le tableau périodique. Il permet de parcourir les différentes propriétés physiques et chimiques de tout élément sélectionné. Il souligne les principes de Aufbau, indique où sont situés les blocs s, p et d dans le tableau, ainsi que les propriétés associées aux éléments d'un groupe donné.

Justification

Ce site est au cœur du module. Nous comprenons mieux les notions quand elles sont présentées visuellement et agrémentées de couleurs et c'est ce que fait ce site. L'organisation du tableau est très bien illustrée et de façon vivante. De plus, il aborde



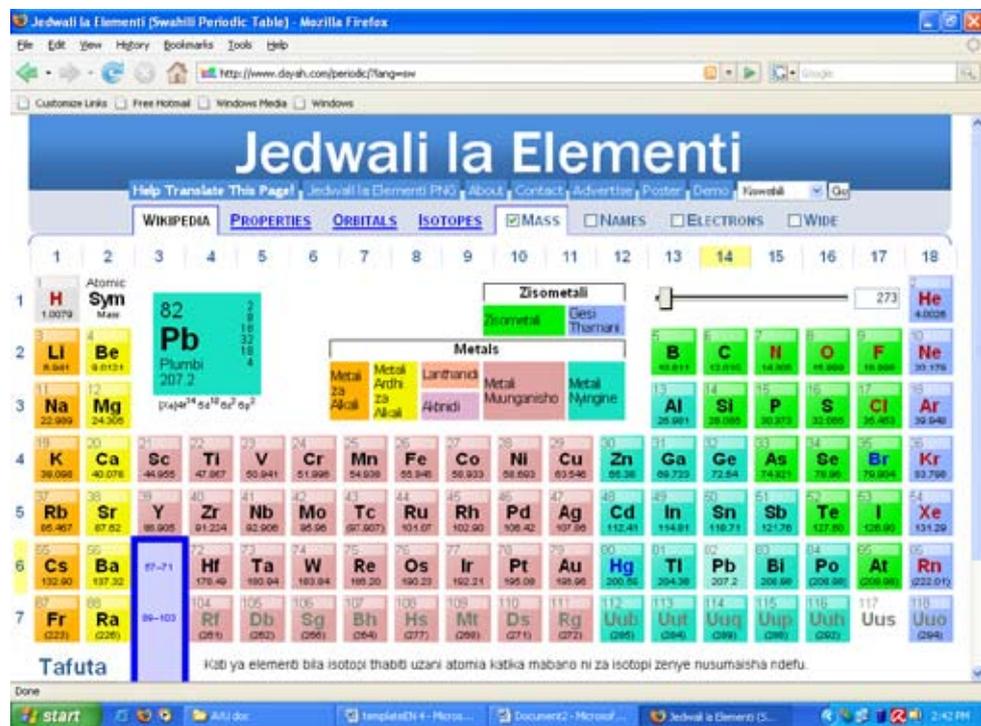
des propriétés des éléments telles l'électronégativité, les rayons atomiques, etc., qui occupent la majeure partie du module.

Lien utile 3

Titre : PROPERTIES OF ELEMENTS

URL : <http://www.dayah.com/periodic/>

Capture d'écran :



Description

Offrant la possibilité de sélectionner la langue de votre choix, ce site montre les propriétés des éléments dans un tableau animé. Une fois qu'une icône du tableau est activée, sélectionnez la propriété qui vous intéresse puis cliquez sur n'importe lequel des éléments du tableau pour faire apparaître les détails de cette propriété pour cet élément. Très interactif et divertissant.

Justification

Le site offre un supplément non négligeable d'information aux notes du module. Il vaut la peine de le consulter à temps perdu pour aborder des sujets qu'il n'est pas possible de toucher dans le temps et l'espace alloué à ce module. La possibilité de sélectionner sa langue de prédilection assure de tirer le maximum de ce site.



Lien utile 4

Titre : REGIONS OF PERIODIC TABLE & ELEMENTAL PROPERTIES.

URL : www.chemicool.com

Capture d'écran :

Legend

Li Solid	Cs Liquid	H Gas	Synthetic
Alkali metals	Alkali earth metals	Transition metals	Rare earth metals
Other metals	Noble gases	Halogens	Other nonmetals

Periodic Table first discovered in 1869 by Dmitry I. Mendeleev is a way of presenting all the elements so as to show their similarities and differences. The elements are arranged in increasing order of **atomic number(Z)** as you go from left to right across the table. The horizontal rows are called **periods** and the vertical rows, **groups**.

A **noble gas** is found at the right hand side of each period. There is a progression from metals to non-metals across each period. Elements found in groups (e.g. alkali, halogens) have a similar electronic configuration. The number of electrons in outer shell is the same as the number of the group (e.g. lithium 2:1).

The block of elements between groups II and III are called **transition metals**. These are similar in many ways; they produce colored compounds, have variable valency and are often used as **catalysts**. Elements 50 to 71 are known as **lanthanide** or rare earth elements. These elements are found on earth in only very small amounts.

Elements 90 to 103 are known as the actinide elements. They include most of the well known elements which are found in **nuclear reactions**. The elements with larger atomic numbers than 92 do not occur naturally. They have all been produced artificially by bombarding other elements with particles.

chemicool.com © 2005 | About | Contact | Privacy | Science network | Biology | Equations
Education 2.0 - Get the degree and career you want, all online

Description

Ce site présente un tableau périodique interactif qui comprend des informations sur les états, les énergies, les caractéristiques, l'abondance et les coûts des éléments. Il couvre la plupart des propriétés discutées dans les unités 1, 2, 3 et 4 dans une présentation visuelle facilitant la compréhension.

Justification

Ce site représente en quelque sorte le résumé virtuel du module en ce que chaque élément est ici exposé de façon exhaustive, de sa position dans le tableau à ses applications commerciales. Il pousse plus loin la classification des diverses zones du tableau, comme s, p, d, les actinides, etc.

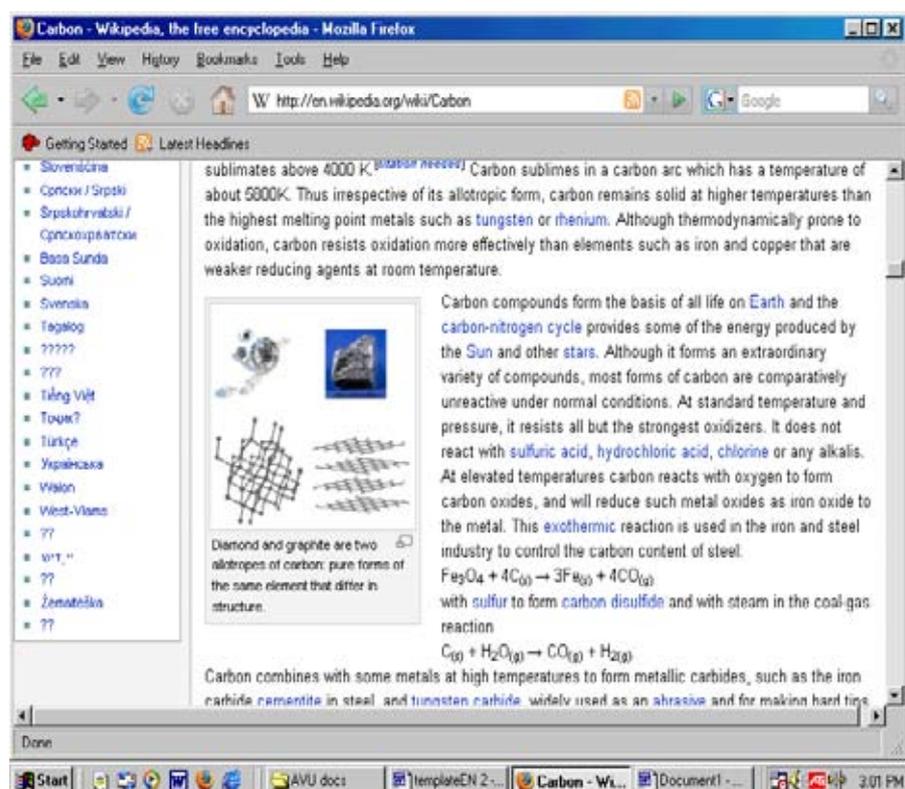


Lien utile 5

Titre : PROPERTIES AND USES OF ELEMENTS

URL : <http://en.wikipedia.org/wiki/Carbon>

Capture d'écran :



Description

On obtient pour tout élément sélectionné (vous atteignez la page de cet élément en le substituant dans l'adresse URL) toutes ses propriétés physiques et chimiques, ses isotopes possibles et les allotropes associés. C'est un site incontournable pour tout étudiant de chimie.

Justification

C'est le site idéal pour obtenir une description complète d'un élément : sa masse atomique, sa configuration électronique, son isotopie, son allotropie et même ses applications, etc.

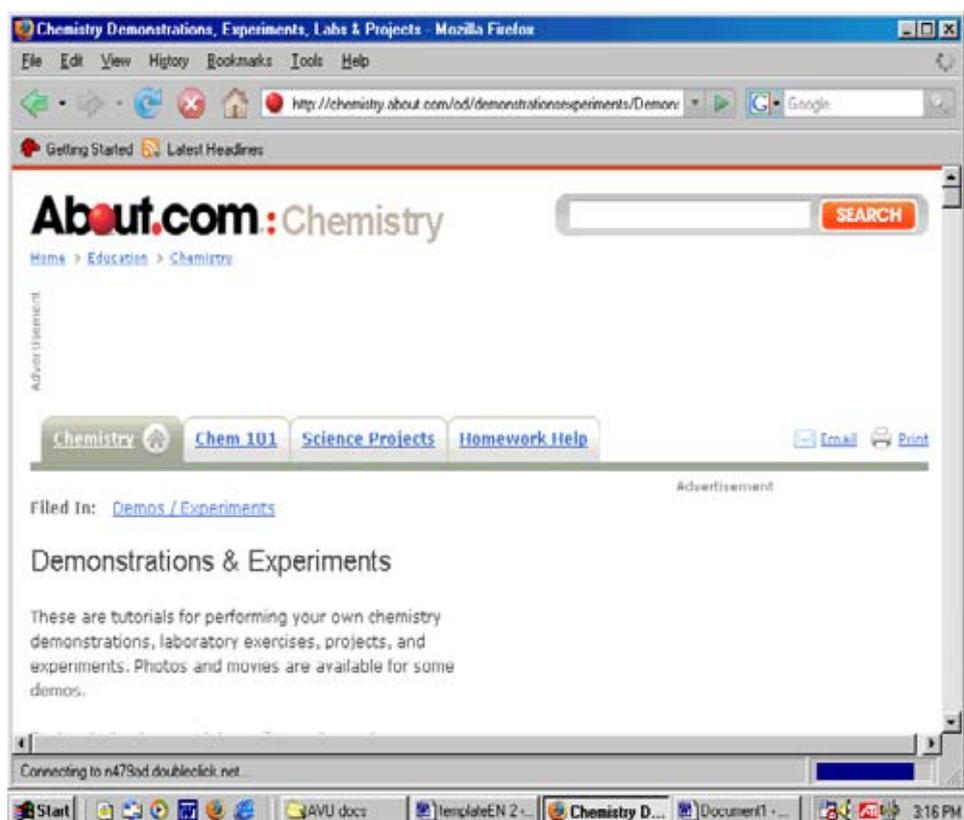


Lien utile 6

Titre : CLASSIFICATION OF CHEMICAL ELEMENTS

URL : <http://chemistry.about.com/od/elementgroups/a/metals.htm>

Capture d'écran :



Description

Le site souligne les propriétés qui distinguent les métaux des autres éléments. Le site enseigne comment mener des expériences chimiques simples à faire à la maison ou en laboratoire.

Justification

Outre le fait d'aborder le sujet sérieux de la différence des caractéristiques entre les diverses classes d'éléments, le site fait voir le côté lumineux et amusant de la chimie comme science d'investigation; il démystifie la chimie.



Lien utile 7

Titre : THE PROPERTIES OF HALOGENS

URL : http://www.chemsoc.org/viselements/pages/data/intro_groupvii_data.html

Capture d'écran :

Visual Elements: Group 17 - The Halogens - Mozilla Firefox

File Edit View History Bookmarks Tools Help

http://www.chemsoc.org/viselements/pages/data/intro_groupvii_d

Getting Started Latest Headlines

Group 17 - The Halogens

The elements of Group 17, the Halogens, are:

	symbol	electron configuration
fluorine	F	[He]2s ² 2p ⁵
chlorine	Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵
bromine	Br	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
iodine	I	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵
astatine	At	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵

All the isotopes of astatine are radioactive, and so this element will not be considered further here.

Appearance

Fluorine is a poisonous pale yellow gas, chlorine is a poisonous pale green gas, bromine is a toxic

Done

Start AVU docs TemplateEN 2... Visual Elem... Document1 3:25 PM

Description

Le site est entièrement consacré aux propriétés physiques et chimiques et à la chimie générale des halogènes, y compris celles que nous avons dû omettre dans le cadre précis de ce module.

Justification

Ce site traite de l'apparence, la réactivité générale, les occurrences et de l'extraction des halogènes, ainsi que des composés qu'ils forment avec d'autres éléments; il traite en plus des propriétés de ses oxydes, de ses oxoacides, de ses composées organiques, de leurs affinités électroniques et de bien d'autres propriétés des halogènes.

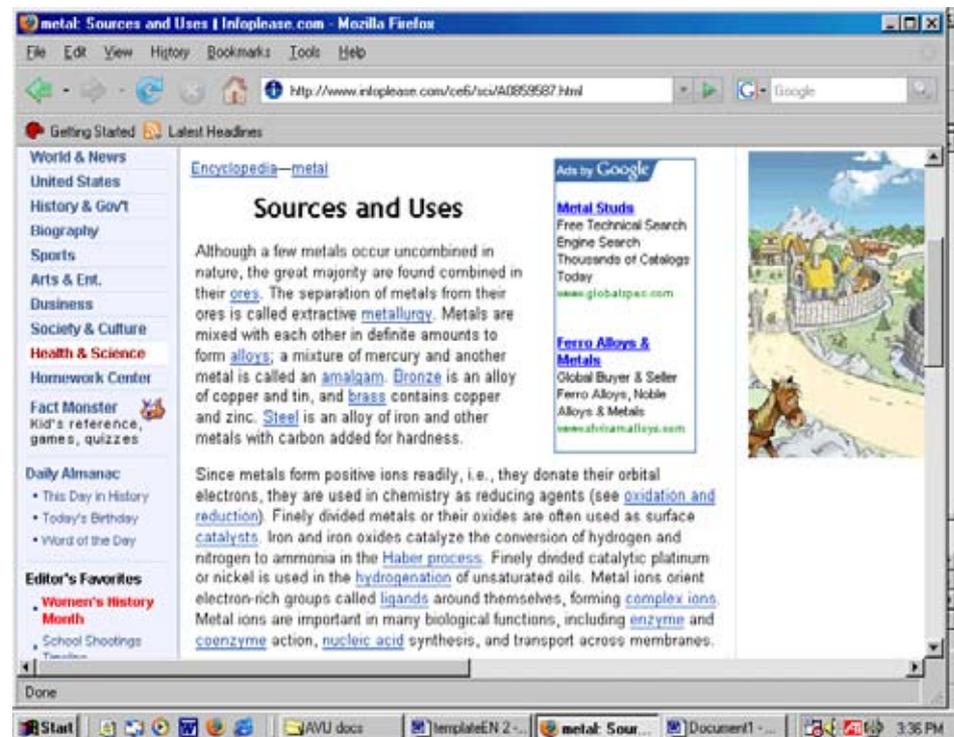


Lien utile 8

Titre : EXTRACTION OF ELEMENTS

URL : <http://www.infoplease.com/ce6/sci/A0859587.html>

Capture d'écran :



Description

Site pertinent et utile d'introduction aux méthodes d'extraction des métaux, dont certaines sont davantage détaillées

Justification

En gros, ce site permet de mieux entreprendre l'unité 5. Les méthodes et les raisons de certains détails des méthodes d'extraction y sont abordées. L'étudiant tirera un meilleur profit de ce site en explorant toutes ses ressources

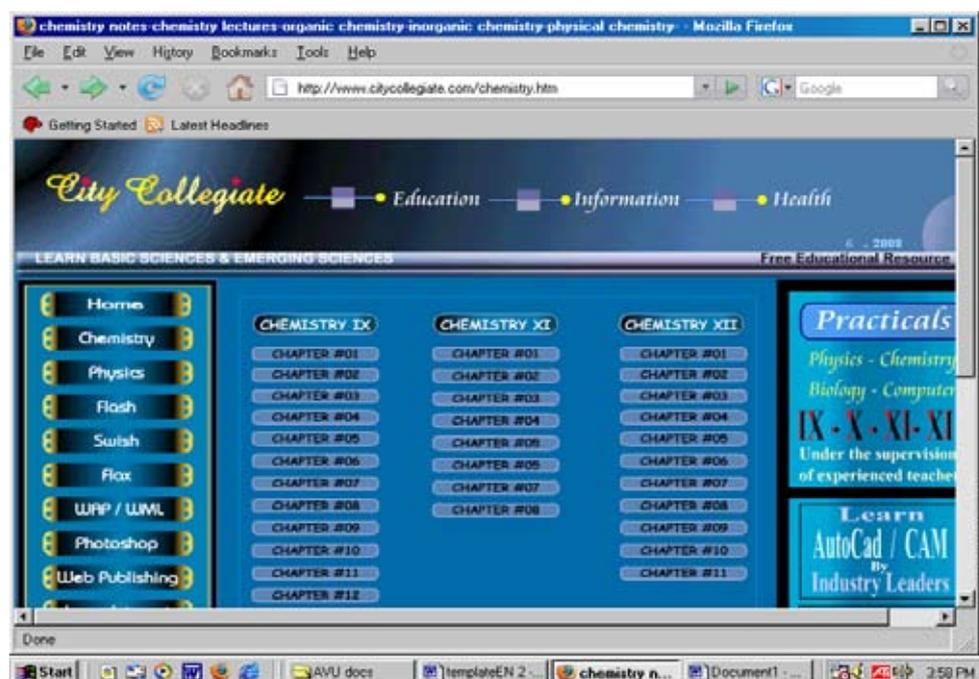


Lien utile 9

Titre : INORGANIC CHEMISTRY COURSE NOTES

URL : <http://www.citycollegiate.com/chemistry.htm>

Capture d'écran :



Description

Ce site est destiné aux étudiants de première année en chimie. Il est divisé en chapitres pertinents et bien conçus. Les chapitres 3 à 10 représentent une précieuse source gratuite de notes et de matériels d'apprentissage appropriée à notre module.

Justification

Le site offre une information de base en chimie et sur d'autres sujets pour les débutants. C'est un vaste site et l'étudiant aurait tout intérêt à y naviguer d'un sujet à un autre au cours d'une même visite, Chaque chapitre offre différents niveaux dans lesquels l'étudiant trouvera des détails à la mesure de son propre niveau en chimie.



Lien utile 10

Titre : USES OF ELEMENTS

URL : <http://www.corrosionsource.com/handbook/periodic/14.htm>

Capture d'écran :

The screenshot shows a web browser window with the address bar containing <http://www.corrosionsource.com/handbook/periodic/17.htm>. The page content includes the Corrosion Source logo, navigation links, a search bar, and a table of properties for Chlorine.

Atomic Number:	17	Atomic Symbol:	Cl
Atomic Weight:	35.453	Electron Configuration:	2-8-7
Shells:	2,8,7	Filling Orbital:	3p ⁵
Melting Point:	97.8°C	Boiling Point:	882.9°C
Uses:	salt, water purification, bleaches, CFC's, etc.		

Description

Il est possible dans ce site de parcourir les usages et les propriétés de n'importe lequel des éléments à partir de son tableau périodique.

Justification

Le site est essentiel pour connaître les plus récentes utilisations des divers éléments du tableau. L'élément par défaut dans l'adresse URL est le soufre, mais prenez le temps de naviguer dans l'élément de votre choix. Par exemple, pour de l'information sur le chlore, mettez le chiffre 17 à la place du 14 dans l'adresse URL.



XIV. Synthèse du module

Après avoir complété ce cours, vous savez maintenant combien la connaissance des configurations électroniques des éléments et de leur position dans le tableau périodique contribue à la compréhension de leurs propriétés physiques et chimiques et, conséquemment, de leurs utilisations et applications possibles. Vous pouvez maintenant classer les éléments en métaux, non-métaux et métalloïdes ou tout simplement dans les blocs s ou p. Vous êtes maintenant à même d'expliquer clairement pourquoi tel élément appartient à telle famille (ou groupe) du tableau périodique. Vous êtes en mesure de prédire pour les éléments de cette famille, leurs points de fusion relatif, leurs rayons atomiques, leurs énergies d'ionisation et d'évaluer, entre autres, les tendances de leurs électronégativités, de leurs énergies de liaison nucléaire, de leurs charges nucléaires effectives. Surtout, le principe d'attribuer à chaque élément une valeur particulière de valence et d'oxydation devrait vous apparaître évident.

L'unité 3 met en lumière les causes des comportements des éléments des divers groupes et les fondements de leurs propriétés physiques et chimiques. Ces propriétés déterminent leur position dans le tableau périodique. Par ailleurs, l'unité 4 vous permet de pouvoir maintenant expliquer pourquoi il est préférable d'utiliser tel procédé d'extraction pour une telle classe d'éléments et d'avoir une bonne idée de leur abondance et de quelle manière et sous quelle forme on peut les retrouver dans la nature.

Enfin, l'unité 5 tente de répondre au besoin de toute l'humanité de profiter le plus intelligemment possible des ressources naturelles et vous devriez maintenant être en mesure d'y contribuer. Vous avez trouvé dans le module les connaissances nécessaires pour évaluer, prédire et comprendre avec facilité les utilisations et les applications économiques possibles des diverses classes d'éléments du tableau périodique et de leurs composés.

Nous avons choisi comme démarche académique d'insérer des exercices et des énigmes dans le corps des notes du cours, afin de vous aider à développer votre habilité à résoudre des problèmes, tant conceptuels que quantitatifs. Nous avons placé en toute fin un exercice englobant toute la matière.



XV. Évaluation sommative

Cette évaluation vous permettra de vérifier votre compréhension de l'ensemble de la matière. Elle doit donc être effectuée après avoir complété le module. Conservez près de vous un tableau périodique et une calculatrice scientifique. (compte pour 40 %)

1. Combien d'éléments y a-t-il dans la période 6?
a) 12 b) 18 c) 32 d) 6
2. Lequel de ces éléments est un métalloïde?
a) magnésium b) germanium c) phosphore, d) plomb
3. Lequel de ces éléments est un non-métal?
a) magnésium b) osmium c) carbone d) mercure
4. Laquelle de ces propriétés décrit les non-métaux?
a) conduisent très bien l'électricité, b) ne réagissent pas du tout, c) possèdent des états d'oxydation négatifs, d) sont situés à droite du tableau périodique.
5. Lequel de ces éléments possède le plus grand rayon atomique?
a) Sn b) P c) Cs d) Xe
6. Qu'est-ce qu'une série isoélectronique?
a) une série d'atomes du même groupe, b) aux configurations électroniques similaires, c) des isotopes du même élément d) des membres d'une même période du tableau périodique.
7. Dans laquelle de ces séries, les membres sont isoélectroniques?
a) K^+ , Ca^{+2} , Ar b) Al, Mg^{2+} , Si c) Ar, Ne, Kr d) Li, Be, N, F
8. Disposez ces atomes et ces ions suivants selon leur dimension dans un ordre croissant : Li^+ , Be^{+2} et Cl^- .
a) $Cl^- < Li^+ < Be^{+2}$ b) $Be^{+2} < Cl^- < Li^+$ c) $Be^{+2} < Li^+ < Cl^-$ d) $Cl^- < Be^{+2} < Li^+$
9. Disposez les éléments suivants selon leur points de fusion dans un ordre croissant : A I, Cl, Br, F
a) $F < Cl < Br < I$, b) $I < Br < Cl < F$ c) $F < Br < Cl < I$
10. Disposez les éléments suivants selon qu'ils présentent de plus en plus des caractéristiques métalliques : Na, Al, Rb, C,
a) $Al < Cs < C < Na$ b) $Cs < Na < Al < C$ c) $Al < Na < Cs < C$ d) $C < Na < Cs < Al$.
11. Quelle est la formule du produit de la réaction du germanium en présence d'une grande quantité d'oxygène?
a) Ge_4O_2 , b) GeO_2 , c) Ge_2O d) Ge_2O_4 .



12. Quelle est la formule du produit de la réaction entre l'arsenic et le fluor?
 - a) AsF_5 , b) As_5F , c) As_7F_5 , d) As_5F_7
13. Quel est le nom donné à la quantité d'énergie requise pour retirer l'électron externe d'un atome dans son état gazeux?
 - a) énergie d'ionisation, b) affinité électronique, c) électronégativité, d) énergie de valence.
14. Le transfert d'électrons des atomes de sodium vers les atomes de chlore résulte en la formation de :
 - a) liaisons covalentes coordonnées, b) liaisons covalentes polaires, c) liaisons non polaires, d) liaisons ioniques
15. Quel type de liaison existe-t-il dans une molécule d'iode?
 - a) ionique, b) polaire covalente, c) covalente non-polaire, d) liaison métallique.
16. Plongés dans l'eau, les oxydes de métaux se comportent comme des :
 - a) acides, b) bases, c) substances neutres, d) composés amphotères.
17. Lequel de ces composés comporte à la fois des liaisons ioniques et covalentes? a) HCl , b) NaCl , c) NH_4Cl , d) CCl_4
18. Lequel de ces composés forme un réseau solide?
 - a) CH_4 , b) CO_2 , c) CaH_2 , d) SiO_2
19. Un solide possède une surface douce, un point de fusion bas et conduit peu l'électricité. Cette substance serait le plus susceptible d'être,
 - a) un solide ionique, b) un solide formé en réseaux, c) un solide métallique, d) un solide moléculaire.
20. Laquelle de ces affirmations explique le mieux pourquoi CCl_4 est une molécule non polaire?
 - a) C et Cl sont des non-métaux, b) les liaisons C-Cl sont non polaires, c) CCl_4 est un liquide à température ambiante, d) la molécule de CCl_4 est symétrique.
21. La formule de l'oxyde de plomb (IV) est a) PbO , b) Pb_2O , c) PbO_2 , d) Pb_4O_2
22. La formule exacte de l'acide chloreux est a) HClO , b) HClO_2 , c) HClO_3 , d) HClO_4 .
23. En utilisant l'électronégativité pour guide, laquelle de ces formules est correctement écrite?
 - a) F_6S , b) Cl_2O , c) Br_4C , d) I_3P
24. Le nom juste pour le composé NaClO_3 est
 - a) chlorure, b) chlorique, c) chlorate, d) chlorite... de sodium.
25. Laquelle de ces configurations électroniques représente un atome de la période 2 possédant la plus faible énergie d'ionisation?
 - a) $1s^2 2s^1$, b) $1s^1 2s^2$, c) $1s^2 2s^2 2p^1$, d) $1s^2 2s^2 2p^2$



26. En général, un élément possédant la plus faible énergie d'ionisation est à classer parmi les
 - a) halogènes, b) gaz nobles, c) les métaux, d) les non-métaux
27. Un atome neutre d'oxygène (O) diffère d'un ion d'oxygène (O^{2-}) par le fait que l'atome possède
 - a) plus d'électrons, b) moins d'électrons, c) plus de protons, d) moins de protons
28. Un élément possédant à la fois une énergie d'ionisation élevée et une haute électronégativité est plus susceptible d'être un
 - a) métal, b) non-métal, c) métalloïde, d) gaz noble.
29. Les atomes des non-métaux les plus actifs ont
 - a) un petit rayon atomique et une énergie d'ionisation élevées, b) un petit rayon atomique et une petite énergie d'ionisation, c) un grand rayon atomique et une énergie d'ionisation faible, d) un grand rayon atomique et une énergie d'ionisation élevée.
30. De gauche à droite de la période 3 du tableau périodique, on observe une diminution
 - a) de l'énergie d'ionisation, b) de l'électronégativité, c) du caractère métallique, d) du nombre d'électrons de valence.
31. De droite à gauche de la période 3 du tableau périodique, le nombre d'électrons dans la sous-couche 2
 - a) décroît, b) augmente, c) demeure le même, d) croît puis décroît.
32. Lequel des éléments du groupe 17 a la plus grande charge nucléaire a) F, b) Cl, c) Br, d) I.
33. Lequel de ces éléments formera un composé de formule générale M_2CO_3 quand on le combine à des carbonates ioniques a) béryllium, b) aluminium, c) calcium, d) lithium.
34. En considérant de haut en bas les éléments du groupe 15 du tableau périodique, l'énergie d'ionisation
 - a) décroît, b) augmente, c) demeure la même, d) augmente puis reste la même.
35. En les considérant successivement, les éléments de la période 2 du tableau montre une diminution de leurs rayons atomiques et une augmentation de leurs nombres atomiques. Cette constatation explique le mieux le fait que
 - a) la charge nucléaire augmente, b) le nombre des niveaux d'énergie principaux diminue c) le nombre de neutrons décroît, d) l'électronégativité décroît.
36. Durant l'électrolyse de NaCl en fusion, quelle réaction a lieu à l'électrode positive?
 - a) les ions chlorures sont oxydés, b) les ions chlorures sont réduits, c) les ions sodium sont oxydés, d) les ions sodium sont réduits. les ions de chlorure sont oxydés, b) les ions de chlorure sont réduits, c) les ions de sodium sont oxydés, d) les ions de sodium sont réduits.



37. Lequel de ces groupes contient les éléments sont généralement obtenus par l'électrolyse de leurs composés?
 a) Al, Mg, Na, b) C, Ca, Na, c) Cl, P, Na, d) O, Al, Ar
38. L'énergie équivalente au défaut de masse est appelée
 a) une particule alpha, b) une énergie de liaison, c) une demi-vie, d) une énergie cinétique.
39. Que peut-on utiliser comme frigorigène dans un réacteur nucléaire?
 a) le graphite, b) le sodium, c) le dioxyde de carbone, d) l'eau
40. Quand des neutrons et des protons se combine pour former un noyau stable, la masse de ce noyau en comparaison à la masse totale de ses parties est toujours
 a) plus petite, b) plus grande, c) la même, d) parfois plus grande, parfois plus petite.

Réponses

- | | |
|--------|--------|
| 1. c | 21. c |
| 2. b | 22. b |
| 3. c | 23. b |
| 4. c | 24. c |
| 5. c | 25. a |
| 6. b | 26. c |
| 7. a | 27. b |
| 8. c | 28. b |
| 9. a, | 29. a |
| 10. b. | 30. c |
| 11. b | 31. a |
| 12. a | 32. d |
| 13. a | 33. d |
| 14. d | 34. a, |
| 15. c | 35. a |
| 16. b | 36. a |
| 17. c | 37. a |
| 18. d | 38. b |
| 19. d | 39. b |
| 20. d | 40. a. |



XVI. Références

1. John C. Kotz and Paul Trichel, Jr. *Chemistry & Chemical reactivity, 3rd edition*. Saunders college publishing, New York, USA. (1996).
2. Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry, 3rd Edition*. Longman Singapore Publisher (1992).
3. Catherine E. Housecroft and Alan G. Sharpe; *Inorganic Chemistry*. Prentice-Hall International, USA. (2000).
4. J. D. Lee, *Concise Inorganic Chemistry, 4th edition*. Chapman & Hall, New York. USA. (1993).
5. Thomas R. Gilbert, Rein V. Kirss, and Geoffrey Davies; *Chemistry, The science in context*. W.W. Norton and company NY, USA.(2004).
6. Partrick Kavanah, *Brief review in Chemistry, 3rd edition*. Cebco Standard Publishing, New Jersey, USA. (1981).
7. F. Albert Cotton and Geoffrey Wilkinson, F. R. S. *Advanced Inorganic Chemistry, A Comprehensive text, 6th edition*. Wiley Eastern Limited, New Delhi. India. (1984).
8. Frank L. Pilar, *Elementary Quantum Chemistry*, McGraw-Hill Book Company, New York. USA (1986).
9. Carole H. McQuarrie, Donald A. McQuarrie and Peter A. Rock. *General Chemistry, 3rd edition*. W. H. Freeman and Company, New York, USA, (1990).
10. Philip Mathews, *Advanced Chemistry I, physical and industrial*. Cambridge University Press, (1992).
11. Brown, LeMay, and Bursten, *Chemistry, The central science, 9th edition*. Prentice Hall, New Jersey, USA, (2003).
12. Derek W. Smith, *Inorganic Substances, A prelude to the study of descriptive inorganic chemistry*. Cambridge university press, (1990).
13. A. Holderness and Martyn Berry, *Advanced level Inorganic chemistry 3rd Edt*; Heinemann Educational Books, London. (1979).
14. William L. Jolly, *Modern inorganic Chemistry 2nd Ed*. McGraw-Hill. Inc. New York, USA (1991).
15. D. M. P. Mongos, *Essentials of Inorganic Chemistry I*. Oxford University Press (2004).
16. D. M. P. Mingos, *Essentials trends in Inorganic Chemistry*. Oxford University Press, (2005).
17. Otto S. Wolfbeis, *Fiber Optics Chemical sensors and Biosensors, Vol. 1*. CRC Press, London, (1991).



XVII. Fiche d'évaluation

Nom de l'étudiant	Évaluations					Examen final	Note cumulative
	Unité 1	Unité 2	Unité 3	Unité 4	Unité 5		
	7 %	15 %	20 %	8 %	10 %		

XVIII. Auteur principal du module

D^r Chrispin Kowenje est maître de conférences au Département de chimie de la Maseno University Kenya. Kowenje a obtenu son BSc en chimie et en mathématique et son MSc en chimie de l'Egerton University, Njoro Kenya. Son mémoire de MSc (1998), inspiré par son intérêt pour la chimie minérale, portait sur les facteurs du sol qui agissent sur la dissolution des fertilisants dans les champs. De 1998 à 2002, D^r Kowenje est assistant-conférencier en chimie à la Maseno University Kenya. En 2002, il entreprend ses études doctorales à la State University of New York (SUNY) à Binghamton. Sa thèse de doctorat portait sur la chimie des échanges de cations dans les zéolites. Depuis 2006, D^r Kowenje poursuit ses recherches sur les interactions entre les zéolites et les divers contaminants de l'environnement.

(Contacts: e-mail: kowenje@yahoo.com P.O.Box 94, Maseno, Kenya: Tel. +254-57-351622 ext. 3318).

Fichiers d'accompagnement

1. Reading 1 (PDF Compulsory reading for unit 1)
2. Reading 2 (PDF Compulsory reading for unit 2)
3. Reading 3 (PDF Compulsory reading for unit 3)
4. Reading 4 (PDF Compulsory reading for units 4 & 5)
5. FICN 01 – HCCl₃ Molecule – doc.
6. FICN 02 – CCl₄ Molecule – doc
7. FICN 03 – group 13 elements – pdf
8. FICN 04 – group 1 & 17 electronegativity trends – word doc.
9. FICN 05 – ionization trends – word doc.
10. FICN 06 – general chemistry of non-metals -pdf
11. FICN 07 – group 14 chemistry - pdf

CHIMIE INORGANIQUE 2

Lectures Obligatoires

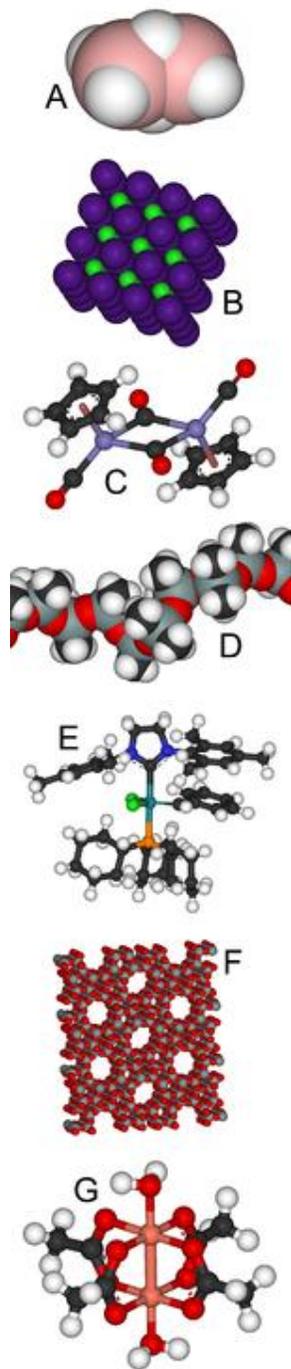
Source: [Wikipedia.org](https://fr.wikipedia.org/wiki/Chimie_inorganique)

Table des matières

Chimie inorganique	4
Principales divisions	5
Principaux types de substances	5
Histoire	5
Tableau périodique des éléments	6
Construction du tableau	8
Règle de Klechkowski	8
Exceptions et règle de Hund	10
Périodicité des propriétés chimiques	11
Périodes et groupes du tableau périodique	11
Variations des propriétés le long d'une période	12
Variation des propriétés dans un groupe	13
Relations diagonales	13
Séries chimiques et autres regroupements	14
Limites à la périodicité aux confins du tableau	15
Isotopes et radioactivité	15
Isotopes	15
Radioactivité	16
Extension du tableau périodique	17
Historique	18
Première classification d'Antoine Lavoisier	19
Triades de Johann Döbereiner	21
Tétrades de Jean-Baptiste Dumas	21
Vis tellurique de Chancourtois	22
Loi des octaves de John Newlands	22
Notation d'éléments manquants par William Odling	23
Introduction de la valence avec Lothar Meyer	23
Classification périodique de Mendeleïev	25
Découverte de l'argon par William Ramsay et Lord Rayleigh	26
Rangement par numéro atomique avec Henry Moseley	27
Concept des actinides de Glenn Seaborg	29

Présentations alternatives	29
Configuration électronique	31
Le modèle quantique de l'atome et de la molécule	31
Configuration d'un état - fondamental ou excité	32
Fonction d'onde poly-électronique	32
Électron célibataire ou électron appariés	32
Énergie d'une configuration	33
Multiplicité de spin d'une configuration	33
Symétrie d'espace d'une configuration	33
Atome : approche par les nombres quantiques	33
Les nombres quantiques	33
Orbitale atomique et case quantique	34
Dénombrement des électrons par couche électronique	35
Répartition électronique dans l'état fondamental	36
Exemple	38
Correspondance avec la structure de la table périodique	38
Notation abrégée pour les atomes	38
Exceptions	39
Molécules	39
Cas des solides	40

Chimie inorganique



Les composés inorganiques sont très variés :

A : Le borane B_2H_6 est déficient en électrons.

B : Le chlorure de césium a une structure cristalline archétypique.

C : Les ferrocènes sont des complexes organométalliques.

D : Le silicone a de nombreuses utilisations dont les implants mammaires.
E : Le catalyseur de Grubbs a valu le prix Nobel de chimie à son découvreur.
F : Les zéolites ont des structures poreuses et servent de tamis moléculaires.
G : L'acétate de cuivre (II) a surpris les théoriciens avec son diamagnétisme.

La **chimie inorganique** est la subdivision de la chimie qui s'intéresse à tous les composés inorganiques qui ne font pas partie par certains aspects ni de la chimie organique qui s'occupe des composés organiques, ni de la chimie minérale qui s'intéresse aux minéraux et aux métaux et leurs alliages. En particulier, les composés inorganiques peuvent être aussi moléculaires comme les objets de la chimie organique et aussi souvent comportent des atomes de non-métaux et/ou des métaux typiques de la chimie minérale. L'étude de leurs propriétés fait souvent appel à un large gamme de méthodes de physico-chimie car ils peuvent allier des propriétés typiques de la chimie organique (léger, isolant, etc.) avec des propriétés physiques habituellement liées à des composés minéraux comme conducteur, magnétique, optiquement actifs, catalyseur et même avec des composés biologiques appelés bioinorganiques, par exemple, les cœurs de l'hémoglobine, la chlorophylle, la vitamine B12 et beaucoup d'enzymes qui sont, de fait, inorganiques.

Principales divisions □

- chimie inorganique industrielle
- chimie organo-métallique
- chimie de coordination

Principaux types de substances □

- Les sels
- Les composés moléculaires d'éléments non-métalliques (silicium, le phosphore, le chlore, etc).
- Les complexes métalliques, contenant un ou plusieurs cations métalliques entourés de molécules possédant des paires d'électrons libres appelées « ligands ». Comme l'interaction ligand/métal se nomme « coordination », la chimie de ce type de complexes est la « chimie de coordination ».

Histoire □

En 1690, dans son *Cours de chimie*, Nicolas Lémery introduisit la distinction entre la « chimie minérale », qui ne faisait intervenir à l'époque que des composés inertes, et la chimie organique, dont les substances sont issues des animaux et des végétaux. Cette distinction, soutenue par la théorie de la force vitale, persista jusqu'au milieu du XIX^e siècle. En 1828, l'expérience réalisée par le chimiste Friedrich Wöhler mit fin à cette démarcation en transformant du cyanate d'ammonium (supposé minéral), en une substance organique, l'urée.

Tableau périodique des éléments

Le **tableau périodique des éléments**, également appelé **table de Mendeleïev**, **classification périodique des éléments** (CPE) ou simplement **tableau périodique**, représente tous les éléments chimiques, ordonnés par numéro atomique croissant et organisés en fonction de leur configuration électronique, laquelle sous-tend leurs propriétés chimiques.

Son invention est généralement attribuée au chimiste russe Dmitri Mendeleïev, qui construisit en 1869 une table différente de celle qu'on utilise aujourd'hui^[1] mais similaire dans son principe, dont le grand intérêt était de proposer une classification systématique des éléments chimiques connus à l'époque en vue de souligner la périodicité de leurs propriétés chimiques, d'identifier les éléments qui restaient à découvrir, et même de pouvoir prédire les propriétés de ces éléments alors inconnus.

Le tableau périodique a connu de nombreux réajustements depuis lors jusqu'à prendre la forme que nous lui connaissons aujourd'hui, et est devenu un référentiel universel auquel peuvent être rapportés tous les types de comportements physique et chimique des éléments. En février 2010, sa forme standard comportait 117 éléments, allant de ${}^1\text{H}$ à ${}_{118}\text{Uuo}$, à l'exception de l'élément 117 qui n'a pas encore été synthétisé.

Le tableau périodique standard □

Ce tableau est la représentation la plus usuelle de la classification des éléments chimiques. Certains chimistes ont proposé d'autres façons de classer les éléments, mais celles-ci restent bornées au domaine scientifique.

Tableau périodique des éléments

>	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A	
1	1 H											2 He						
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe

	b																	
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn ^[2] 1	113 Uu t	114 Uu q	115 Uu p	116 Uu h	117 Uus	118 Uuo
			*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
			**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Métalloïdes	Non-métaux	Halogènes	Gaz nobles
Métaux alcalins	Métaux alcalino-terreux	Métaux de transition	Métaux pauvres
	Lanthanides	Actinides	

Dans des conditions normales de température et de pression (0 °C, 1 atm) :

- Les éléments dont le numéro atomique est **rouge** sont gazeux ;
- Les éléments dont le numéro atomique est **bleu** sont liquides — il n'y en a que deux à 0 °C : le brome (35) et le mercure (80)^[3] ;
- Les éléments dont le numéro atomique est **noir** sont solides.

Dans la nature :

- Les éléments avec une bordure continue grise peuvent être trouvés naturellement sur Terre, sous la forme d'un ou plusieurs isotopes stables.

- Les éléments avec une bordure en tirets fins noirs apparaissent naturellement lors de la désintégration d'autres éléments chimiques, mais n'ont pas d'isotopes plus anciens que la Terre.

- Les éléments avec une bordure en pointillés fins bleus sont artificiels (éléments synthétiques).

- Les éléments sans bordure n'ont pas encore été observés — au 30 juin 2009, il n'en restait

plus qu'un : l'élément 117.

Construction du tableau

Dans la mesure où les propriétés physicochimiques des éléments reposent sur leur configuration électronique, cette dernière est sous-jacente à l'agencement du tableau

périodique. Ainsi,

chaque ligne du tableau (appelée période) correspond à une couche électronique, identifiée par son nombre quantique principal, noté n : il y a sept couches électroniques connues à l'état fondamental, donc sept périodes dans le tableau périodique standard, numérotées de 1 à 7. Chaque période est elle-même scindée en un nombre variable de blocs, qui correspondent aux orbitales atomiques, identifiées par leur nombre quantique secondaire, noté l : il y a quatre types d'orbitales atomiques connues à l'état fondamental, notées s , p , d et f (ces lettres viennent d'abréviations utilisées initialement en spectroscopie) et pouvant contenir chacune respectivement 2, 6, 10 et 14 électrons ; c'est la raison pour laquelle on parle de bloc s , bloc p , bloc d et bloc f .

Si l'on respecte la construction du tableau par blocs en fonction des orbitales atomiques, l'hélium doit se trouver au-dessus du béryllium dans la colonne 2 (celle dont les atomes ont une sous-couche externe ns^2) et non au-dessus du néon dans la colonne 18 (dont les atomes ont une sous-couche externe np^6), comme c'est le cas dans la petite table ci-contre ; l'hélium est positionné usuellement dans la colonne 18 car c'est celle des gaz rares, dont il fait chimiquement partie.

Règle de Klechkowski

Toutes les sous-couches d'une période n'appartiennent pas forcément à la même couche électronique (c'est le cas à partir de la quatrième période) : à partir de la troisième couche électronique, les sous-couches d'une même couche sont en effet réparties sur plusieurs périodes ; les électrons se distribuent en fait sur les différents niveaux d'énergie quantiques autour de l'atome selon un principe d'*Aufbau* (c'est-à-dire « construction » en allemand) dans des sous-couches électroniques dont l'ordre précis est donné par la règle de Klechkowski :

	s^1	s^2	f	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
1	H	He																	
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	*	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
			↓	f^1	f^2	f^3	f^4	f^5	f^6	f^7	f^8	f^9	f^{10}	f^{11}	f^{12}	f^{13}	f^{14}		
			*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
			*	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

Bloc s	Bloc f	Bloc d	Bloc p
--------	--------	--------	--------

<i>Sous-couche</i> 1s	1 case quantique → 2 électrons	→ 2 éléments sur la 1^{ère} période
<i>Sous-couche</i> 2s	1 case quantique → 2 électrons	
<i>Sous-couche</i> 2p	3 cases quantiques → 6 électrons	→ 8 éléments sur la 2^{ème} période
<i>Sous-couche</i> 3s	1 case quantique → 2 électrons	
<i>Sous-couche</i> 3p	3 cases quantiques → 6 électrons	→ 8 éléments sur la 3^{ème} période
<i>Sous-couche</i> 4s	1 case quantique → 2 électrons	
<i>Sous-couche</i> 3d	5 cases quantiques → 10 électrons	
<i>Sous-couche</i> 4p	3 cases quantiques → 6 électrons	→ 18 éléments sur la 4^{ème} période
<i>Sous-couche</i> 5s	1 case quantique → 2 électrons	
<i>Sous-couche</i> 4d	5 cases quantiques → 10 électrons	
<i>Sous-couche</i> 5p	3 cases quantiques → 6 électrons	→ 18 éléments sur la 5^{ème} période
<i>Sous-couche</i> 6s	1 case quantique → 2 électrons	
<i>Sous-couche</i> 4f	7 cases quantiques → 14 électrons	
<i>Sous-couche</i> 5d	5 cases quantiques → 10 électrons	
<i>Sous-couche</i> 6p	3 cases quantiques → 6 électrons	→ 32 éléments sur la 6^{ème} période
<i>Sous-couche</i> 7s	1 case quantique → 2 électrons	
<i>Sous-couche</i> 5f	7 cases quantiques → 14 électrons	
<i>Sous-couche</i> 6d	5 cases quantiques → 10 électrons	
<i>Sous-couche</i> 7p	3 cases quantiques → 6 électrons	→ 32 éléments sur la 7^{ème} période

C'est la succession des sous-couches électroniques de chaque période qui détermine la structure du tableau périodique, chaque période étant définie par le retour d'une sous-couche *s* suivant une sous-couche *p* de la période précédente.

Exceptions et règle de Hund □

La règle de Klechkowski est observée pour plus de 80 % des 103 éléments dont la configuration électronique à l'état fondamental est connue avec précision, mais une vingtaine d'éléments y font exception. L'état fondamental est en effet par définition celui dont l'énergie est la plus faible, et le spin des électrons entre en jeu pour déterminer cette énergie : plus le spin résultant des électrons d'une orbitale atomique est élevé, plus stable est la configuration de ces électrons sur cette orbitale (règle de Hund). Il s'ensuit que, pour les éléments du bloc *d* et du bloc *f* (métaux de transition, lanthanides et actinides), il est énergétiquement moins favorable de suivre la règle de Klechkowski que de favoriser l'occupation impaire des sous-couches les plus externes lorsque la couche *d* ou *f* est vide, à moitié remplie ou entièrement remplie, car l'écart d'énergie entre ces sous-couches est inférieur au gain d'énergie induit par la redistribution des électrons maximisant leur spin résultant (dans le tableau qui suit, les électrons de cœur sont en gris) :

Élément chimique	Série chimique	Configuration électronique
n° 24 Cr Chrome	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
n° 29 Cu Cuivre	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
n° 41 Nb Niobium	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^4$
n° 42 Mo Molybdène	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$
n° 44 Ru Ruthénium	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^7$
n° 45 Rh Rhodium	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^8$
n° 46 Pd Palladium	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$
n° 47 Ag Argent	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$
n° 57 La Lanthane	Lanthanide	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$
n° 58 Ce Cérium	Lanthanide	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1 5d^1$
n° 64 Gd Gadolinium	Lanthanide	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7 5d^1$

n° 78	Pt	Platine	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^9$
n° 79	Au	Or	Métal de transition	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$
n° 89	Ac	Actinium	Actinide	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 6d^1$
n° 90	Th	Thorium	Actinide	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 6d^2$
n° 91	Pa	Protactinium	Actinide	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^2 6d^1$
n° 92	U	Uranium	Actinide	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^3 6d^1$
n° 96	Cm	Curium	Actinide	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^7 6d^1$
n° 103	Lr	Lawrencium	Actinide	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 7p^1$

Périodicité des propriétés chimiques □

Le grand intérêt de la classification périodique est d'organiser les éléments chimiques de telle sorte que leurs propriétés physicochimiques puissent être largement prédites par leur position dans la table. Ces propriétés évoluent différemment selon qu'on se déplace verticalement ou horizontalement dans le tableau.

Périodes et groupes du tableau périodique □

Articles

principaux :
période du tableau
périodique et
groupe du tableau
périodique.

- Une **période** désigne une ligne du tableau périodique . Elle se définit par le

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	* Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	* Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
			↓															
			* La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
			* Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

Tableau périodique des éléments chimiques

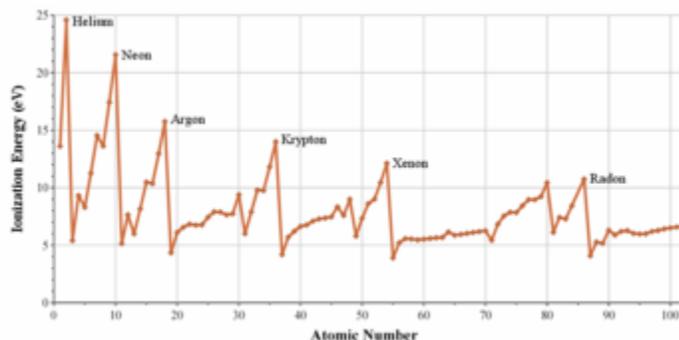
remplissage progressif des sous-couches électroniques jusqu'à atteindre la sous-couche s de la couche électronique suivante. Les propriétés des éléments varient généralement beaucoup le long d'une période, mais peuvent être localement assez similaires et

constituer des séries chimiques complètes, notamment dans le bloc d (métaux dits « de transition ») et surtout dans le bloc f (lanthanides sur la 6^{ème} période et actinides sur la 7^{ème} période).

- Un **groupe** désigne une colonne du tableau périodique. Chacun des 18 groupes du tableau périodique standard (plus le 19^{ème} groupe des éléments du bloc f, lanthanides et actinides) constitue souvent un ensemble d'éléments aux propriétés bien distinctes des groupes voisins, notamment aux extrémités gauche et droite du tableau périodique (c'est-à-dire dans les blocs s et p) où ils se sont vu attribuer des noms d'usage au cours du temps :
 - **métaux alcalins** = groupe 1 (bloc s) excepté l'hydrogène
 - **métaux alcalino-terreux** = groupe 2 (bloc s)
 - **cristallogènes** = groupe 14 (bloc p)
 - **pnictogènes** = groupe 15 (bloc p)
 - **chalcogènes** = groupe 16 (bloc p)
 - **halogènes** = groupe 17 (bloc p)
 - **gaz rares** = groupe 18 (bloc p) dont l'hélium (bloc s)

Si les termes *cristallogène*, *pnictogène* et *chalcogène* sont aujourd'hui assez désuets, les quatre autres en revanche sont encore très employés car ils se confondent avec des séries chimiques de même nom.

Variations des propriétés le long d'une période □



Périodicité de l'énergie d'ionisation^[4] : chaque période commence par un minimum dans la colonne des métaux alcalins et s'achève par un maximum dans la colonne des gaz rares.

D'une manière générale, le rayon atomique tend à décroître lorsqu'on parcourt une période de gauche à droite. Ceci résulte du fait que la charge électrique du noyau atomique augmente tout au long de chaque période, ce qui augmente l'attraction du noyau sur les électrons et diminue par conséquent le volume des orbitales atomiques ; la contraction des lanthanides illustre très bien ce phénomène. En corollaire, l'énergie d'ionisation et l'électronégativité augmentent lorsqu'on parcourt une période de gauche à droite, puisque les électrons sont liés plus fortement au noyau à la droite du tableau.

L'affinité électronique tend également à croître légèrement, celle des métaux étant généralement inférieure à celle des non-métaux — hormis bien sûr celle des gaz rares.

Variation des propriétés dans un groupe □

La description quantique de la configuration électronique des atomes permet d'expliquer la similitude des propriétés chimiques au sein d'un groupe par une configuration identique des électrons dans la couche de valence.

Le rayon atomique augmente rapidement de haut en bas d'un groupe, car à chaque période s'ajoute une couche électronique. En corollaire, l'énergie d'ionisation et l'électronégativité diminuent car les électrons périphériques sont moins fortement liés au noyau dans le bas du tableau.

Quelques exemples de groupes :

- **Groupe 1 – métaux alcalins**

Article principal : métal alcalin.

Hormis l'hydrogène, les éléments du premier groupe du tableau périodique constituent la série des métaux alcalins. Il s'agit de métaux peu denses de couleur argentée et à bas point de fusion, plutôt mous à température ambiante, formant des composés ioniques avec les halogènes et chimiquement très réactifs — ils réagissent violemment avec l'eau pour donner des hydroxydes qui sont des bases fortes — de sorte qu'on ne les trouve jamais sous forme élémentaire dans le milieu naturel.

- **Groupe 2 – métaux alcalino-terreux**

Article principal : métal alcalino-terreux.

Un peu plus durs et plus denses que les métaux alcalins, les métaux alcalino-terreux forment également des composés ioniques avec les halogènes mais ne réagissent pas avec l'eau à température ambiante, seulement avec la vapeur d'eau pour former des hydroxydes très basiques.

- **Groupe 17 – halogènes**

Article principal : halogène.

Ils existent sous forme élémentaire diatomique et forment des acides forts avec l'hydrogène. Les halogènes constituent des composés ioniques avec les métaux alcalins et les métaux alcalino-terreux.

- **Groupe 18 – gaz rares**

Article détaillé : gaz rare.

Aux conditions normales de température et de pression, ce sont des gaz monoatomiques incolores et inodores quasiment dépourvus de réactivité chimique, dont les points de fusion et d'ébullition sont séparés de moins de 10 °C à pression atmosphérique.

Relations diagonales □

Outre les analyses par lignes et par colonnes, le tableau périodique permet également d'établir des relations diagonales entre certains éléments chimiques des deuxième et troisième périodes qui se trouvent en diagonale les uns par rapport aux autres dans le tableau. Il s'agit toujours de la direction diagonale allant du haut à gauche vers le bas à droite, car parcourir une période vers la droite et descendre le long d'une colonne se traduisent de façon opposée sur la couche de valence des atomes (respectivement : diminution et augmentation du rayon atomique, et en corollaire : augmentation et diminution de l'électronégativité ; cf. les deux paragraphes précédents). Il s'ensuit certaines similitudes entre éléments diagonaux, qui pourtant ne partagent ni la même période ni le même groupe.

Séries chimiques et autres regroupements □

Au-delà des lignes, des colonnes et des diagonales, les éléments sont également regroupés en dix séries chimiques aux propriétés physicochimiques homogènes. Aux extrémités gauche et droite du tableau, ces séries se confondent avec les groupes, tandis qu'au centre du tableau elles ont plutôt tendance à se confondre avec les blocs, voire avec les périodes :

1. Série des **métaux alcalins**, égale au groupe 1, moins l'hydrogène.
2. Série des **métaux alcalino-terreux**, confondue avec le groupe 2.
3. Série des **lanthanides**, égale aux éléments du bloc f de la 6^{ème} période, plus le lutécium $_{71}\text{Lu}$.
4. Série des **actinides**, égale aux éléments du bloc f de la 7^{ème} période, plus le lawrencium $_{103}\text{Lr}$.
5. Série des **métaux de transition**, égale aux éléments du bloc d moins le lutécium $_{71}\text{Lu}$ et le lawrencium $_{103}\text{Lr}$.
6. Série des **métaux pauvres**, comprenant :
 - sur la période 3 : l'aluminium $_{13}\text{Al}$;
 - sur la période 4 : le gallium $_{31}\text{Ga}$;
 - sur la période 5 : l'indium $_{49}\text{In}$ et l'étain $_{50}$;
 - sur la période 6 : le thallium $_{81}\text{Tl}$, le plomb $_{82}\text{Pb}$ et le bismuth $_{83}\text{Bi}$;
 - sur la période 7 : par défaut, les éléments 113, 114, 115 et 116, qui demeurent néanmoins, en toute rigueur, chimiquement non classés.^[5]
7. Série des **métalloïdes** :
 - sur la période 2 : le bore $_{5}\text{B}$;
 - sur la période 3 : le silicium $_{14}\text{Si}$;
 - sur la période 4 : le germanium $_{32}\text{Ge}$ et l'arsenic $_{33}\text{As}$;
 - sur la période 5 : l'antimoine $_{51}\text{Sb}$ et le tellure $_{52}\text{Te}$;
 - sur la période 6 : le polonium $_{84}\text{Po}$.
8. Série des **non-métaux** :
 - sur la période 1 : l'hydrogène $_{1}\text{H}$
 - sur la période 2 : le carbone $_{6}\text{C}$, l'azote $_{7}\text{N}$ et l'oxygène $_{8}\text{O}$;
 - sur la période 3 : le phosphore $_{15}\text{P}$ et le soufre $_{16}\text{S}$;
 - sur la période 4 : le sélénium $_{34}\text{Se}$.
9. Série des **halogènes**, confondue avec le groupe 17, moins l'élément 117 (qui reste encore à synthétiser).
10. Série des **gaz rares**, confondue avec le groupe 18, moins l'élément 118.

D'autres regroupements sont également en usage, par exemple :

- les **terres rares**, qui comprennent le scandium $_{21}\text{Sc}$, l'yttrium $_{39}\text{Y}$ et les lanthanides ;
- le **groupe du platine**, qui regroupe les éléments des groupes 7 à 10 des périodes 5 et 6 excepté le technétium $_{43}\text{Tc}$.

Limites à la périodicité aux confins du tableau □

La configuration électronique des éléments est décrite de façon satisfaisante par le modèle des orbitales atomiques jusqu'au milieu de la 7^{ème} période ; pour $Z \gg 100$, des effets relativistes deviennent significatifs sur des électrons en interaction avec un noyau très fortement chargé, certaines corrections induites par l'électrodynamique quantique ne peuvent plus être négligées, les approximations considérant les électrons de façon individuelle pour déterminer les orbitales cessent d'être valides, et des effets de couplage spin-orbite redistribuent les niveaux d'énergie, et donc les sous-couches électroniques : il s'ensuit que la distribution des électrons autour du noyau obéit de moins en moins aux règles bien vérifiées pour les six premières périodes, et que les propriétés des éléments dans cette région du tableau cessent d'être prédictibles en fonction de leur groupe.

Ainsi, l'élément $_{118}\text{Uuo}$ devrait être un gaz rare en vertu de son positionnement en bas de la 18^{ème} colonne du tableau, mais il s'agirait en fait d'un solide semiconducteur aux propriétés voisines d'un métalloïde,^[6] tandis que l'élément $_{114}\text{Uuq}$, qui devrait être un métal pauvre en bas de la 14^{ème} colonne, aurait plutôt les propriétés d'un gaz rare.^[7]

Le copernicium $_{112}\text{Cn}$, situé parmi les métaux de transition, aurait également des propriétés le rapprochant des gaz rares^[8] et serait d'ailleurs gazeux.^[9]

Isotopes et radioactivité □

Isotopes □

Article connexe : Table des isotopes.

Les éléments chimiques sont identifiés dans le tableau périodique par leur numéro atomique, qui représente le nombre de protons que contient leur noyau, mais il peut exister plusieurs atomes différents pour un même élément chimique, différant les uns des autres par le nombre de neutrons dans leur noyau. Dans la mesure où ces atomes occupent la même case dans le tableau périodique, ils sont dits *isotopes* — avec une étymologie issue du grec ancien ἴσος τόπος signifiant « *au même endroit* ».

Les isotopes d'un élément ont généralement exactement les mêmes propriétés chimiques, car leur configuration électronique est identique. Mais la masse du noyau étant différente, on observe un effet isotopique d'autant plus prononcé que l'atome est léger. C'est notamment le cas pour le lithium $_{3}\text{Li}$, l'hélium $_{2}\text{He}$ (du point de vue de ses propriétés physiques) et surtout l'hydrogène $_{1}\text{H}$.

L'isotope ^2H (deutérium) est suffisamment différent de l'isotope ^1H (protium) pour que l'UICPA admette (mais sans le recommander) l'usage d'un symbole chimique spécifique au deutérium (D) distinct de celui de l'hydrogène (H).

Radioactivité □

80 des 117 éléments du tableau périodique standard possèdent au moins un isotope stable : ce sont tous les éléments de numéro atomique compris entre 1 (hydrogène) et 82 (plomb) hormis le technétium $_{43}\text{Tc}$ et le prométhéum $_{61}\text{Pm}$, qui sont radioactifs.

Dès le bismuth

$_{83}\text{Bi}$, tous les isotopes des éléments connus sont (au moins très faiblement) radioactifs — l'isotope ^{209}Bi a ainsi une période radioactive valant un milliard de fois l'âge de l'univers.

Lorsque la période dépasse quatre millions d'année, la radioactivité produite par ces isotopes est négligeable et ne constitue pas de risque sanitaire : c'est par exemple le cas de l'uranium 238, dont la période est de près de 4,5 milliards d'années.

Au-delà de $Z = 110$ (darmstadtium ^{281}Ds), tous les isotopes des éléments ont une période radioactive de moins de 30 secondes, et de moins d'un dixième de seconde à partir de l'élément 115 (ununpentium ^{288}Uup).

Le modèle en couches de la structure nucléaire permet de rendre compte de la plus ou moins grande stabilité des noyaux atomiques en fonction de leur composition en nucléons (protons et neutrons). En particulier, des « nombres magiques » de nucléons, conférant une stabilité particulière aux atomes qui en sont composés, ont été observés expérimentalement, et expliqués par ce modèle.^[10] Le plomb 208, qui est le plus lourd des noyaux stables existants, est ainsi composé du nombre magique de 82 protons et du nombre magique de 126 neutrons.

Certaines théories^[11] extrapolent ces résultats en prédisant l'existence d'un îlot de stabilité parmi les nucléides superlourds, pour un « nombre magique » de 184 neutrons et — selon les théories et les modèles — 114, 120, 122 ou 126 protons ; une approche plus moderne montre toutefois, par des calculs fondés sur l'effet tunnel, que, si de tels noyaux doublement magiques seraient

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
6	Cs	Ba	*	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	*	La	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uuh			Uuo
			↓																
			*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
			*	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

Pb	Un isotope au moins de cet élément est stable
Cm	Un isotope a une période d'au moins 4 millions d'années
Cf	Un isotope a une période d'au moins 800 ans
Md	Un isotope a une période d'au moins 1 journée
Mt	Un isotope a une période d'au moins 1 minute
Uuo	Aucun isotope connu n'a de période dépassant 1 minute

probablement stables du point de vue de la fission spontanée, ils devraient cependant subir des désintégrations α avec une période radioactive de quelques microsecondes,^{[12],[13],[14]} tandis qu'un îlot de relative stabilité pourrait exister autour du darmstadtium 293, correspondant aux nucléides définis par Z compris entre 104 et 116 et N compris entre 176 et 186 : ces éléments pourraient avoir des isotopes présentant des périodes radioactives atteignant quelques minutes.

Extension du tableau périodique □

Article principal : éléments de la période 8.

Au-delà des sept périodes standard, une huitième période est envisagée pour classer les atomes — à ce jour inobservés — ayant plus de 118 protons. On ignore jusqu'à combien de protons et d'électrons un même atome peut contenir, la limite théorique se situant vers 173 protons : un 174^{ème} proton conférerait à la couche nucléaire $1s_{1/2}$ une énergie de -511 keV, égale à la masse au repos d'un électron ou d'un positon ; un tel noyau serait donc instable par rapport à la désintégration β^+ .^{[15],[16]} La limite d'observabilité pratique est généralement estimée à au plus $Z = 130$.^[17]

Cette huitième période serait la première à posséder des éléments du bloc g, caractérisés à l'état fondamental par des électrons sur une orbitale g. Néanmoins, compte tenu des limites à la périodicité aux confins du tableau — effets relativistes sur les électrons des très gros atomes — qui deviennent significatifs dès le dernier tiers de la septième période, il est peu probable que la configuration électronique de tels atomes obéisse aux règles observées tout au long des six premières périodes.

Le tableau périodique étendu à la huitième période, organisé selon la configuration électronique de la couche de valence, aurait l'aspect suivant :

	s^1	s^2	g^1	f^1	f^2	f^3	f^4	f^5	f^6	f^7	f^8	f^9	f^{10}	f^{11}	f^{12}	f^{13}	f^{14}	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
1	H	He																															
2	Li	Be																										B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg																										Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca																Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr																Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ak	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mn	Nl	Lr	Rf	D	Sg	B	Hs	M	Ds	R	C	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	

De la toute première tentative de classification des éléments chimiques par Antoine Lavoisier en 1789 au tableau périodique de Glenn Seaborg que nous utilisons aujourd'hui, de nombreux hommes de sciences, issus d'horizons — et parfois de disciplines — différents, ont apporté chacun leur contribution, sur une période de près de deux siècles.

Première classification d'Antoine Lavoisier □

C'est en 1789 que le chimiste français Antoine Lavoisier a publié à Paris son *Traité élémentaire de chimie, présenté dans un ordre nouveau et d'après les découvertes modernes*. Cet ouvrage en deux volumes a jeté les bases de la chimie moderne, en faisant le point sur les connaissances de la fin du XVIII^e siècle dans cette discipline. Il y précise notamment le concept d'élément chimique comme une *substance simple* qui ne peut être décomposée en d'autres substances, avec en corollaire la loi fondamentale de conservation de la masse de chacune de ces *substances simples* au cours des réactions chimiques. Il mentionna également le fait que de nombreuses substances considérées comme simples par le passé se sont révélées être en réalité des composés chimiques (par exemple l'huile et le sel marin), et il précisa s'attendre à ce qu'on considère sous peu les *terres* (c'est-à-dire certains minerais) comme des substances composées de nouveaux éléments.

Il publia dans cet ouvrage un tableau récapitulatif des « substances » considérées à son époque comme des éléments chimiques, en prenant soin d'établir une équivalence avec le vocabulaire hérité des alchimistes afin d'éliminer toute ambiguïté. Ce tableau, qui se voulait exhaustif et outil de référence, mentionnait ainsi, parmi les éléments chimiques, la lumière et le feu, encore considérés à cette époque comme des principes « chimiques » bien que Lavoisier lui-même ait invalidé la théorie du phlogistique :

	Noms nouveaux	Noms anciens correspondants
<i>Substances simples qui appartiennent aux trois règnes et qu'on peut regarder comme les éléments des corps^[18]</i>	Lumière	
	Calorique	Chaleur Principe de la chaleur Fluide igné Feu Matière du feu et de la chaleur
	Oxygène	Air déphlogistiqué Air empiréal Air vital Base de l'air vital
	Azote	Gaz phlogistiqué Mossette Base de la mossette
	Hydrogène	Gaz inflammable Base du gaz inflammable
<i>Substances simples</i>	Soufre	

<i>non-métalliques oxydables et acidifiables</i>	Phosphore	
	Carbone	Charbon pur
	Radical muriatique ^[19]	Inconnu
	Radical fluorique ^[20]	Inconnu
	Radical boracique ^[21]	Inconnu
<i>Substances simples métalliques oxydables et acidifiables</i>	Antimoine	
	Argent	
	Arsenic	
	Bismuth	
	Cobalt	
	Cuivre	
	Étain	
	Fer	
	Manganèse	
	Mercure	
	Molybdène	
	Nickel	
	Or	
	Platine	
Plomb		
Tungstène		
Zinc		
<i>Substances simples salifiables terreuses^[22]</i>	Chaux	Terre calcaire Chaux
	Magnésie	Magnésie Base du sel d'Epsom
	Barite	Barote Terre pesante
	Alumine	Argile Terre de l'alun Base de l'alun
	Silice	Terre siliceuse Terre vitrifiable

« *Tableau des substances simples* » publié par Antoine Lavoisier en 1789.^[23]

Les éléments chimiques y sont classés en quatre familles :

- Les éléments impondérables (gaz et autres « essences »)
- Les non-métaux
- Les métaux
- Les « terres », à savoir des minerais (oxydes, sulfates) considérés comme corps simples.

Le chlore est désigné comme « *radical muriatique* », car Lavoisier considérait que tous les acides étaient des oxoacides — le nom *oxygène* signifie étymologiquement « formant des acides » — et cherchait donc le « radical » que l'oxygène aurait rendu acide — l'*acide muriatique* désignait l'acide chlorhydrique, qui ne contient cependant pas d'oxygène.

Cette classification a surtout le mérite de clarifier certaines notions fondamentales, mais ne révèle encore aucune périodicité des propriétés des éléments classés : les métaux sont ainsi recensés tout simplement par ordre alphabétique en français.

Triades de Johann Döbereiner □

La première tentative de classification moderne des éléments chimiques revient au chimiste allemand Johann Wolfgang Döbereiner qui, en 1817, nota que la masse atomique du strontium (88) était égale à la moyenne arithmétique des masses atomiques du calcium (40) et du baryum (137), qui ont des propriétés chimiques semblables (aujourd'hui, ils sont classés parmi les métaux alcalino-terreux). En 1829, il avait découvert deux autres « triades » de ce type : celle des halogènes (la masse atomique du brome (80) étant égale à la moyenne arithmétique (81) de celles du chlore (35,5) et de l'iode (127)) et celle des métaux alcalins (la masse atomique du sodium (23) étant égale à la moyenne arithmétique de celles du lithium (7) et du potassium (39)).

D'autres chimistes identifièrent d'autres séries d'éléments, et Leopold Gmelin publia en 1843 la première édition de son *Handbuch der Chemie*, qui mentionnait des triades, ainsi que trois « tétrades » et une « pentade » — azote, phosphore, arsenic, antimoine et bismuth, que nous connaissons aujourd'hui comme les éléments du groupe 15.

Tétrades de Jean-Baptiste Dumas □

En 1859, le chimiste français Jean-Baptiste Dumas généralisa les triades de Döbereiner en les étendant en tétrades incluant les éléments les plus légers, définies non plus par les moyennes arithmétiques, mais par une progression similaire d'une tétrade à l'autre, par exemple :

- Fluor = 19 (+ **16,5**) Chlore = 35,5 (+ **44,5**) Brome = 80 (+ **47**) Iode = 127
- Magnésium = 24 (+ **16**) Calcium = 40 (+ **48**) Strontium = 88 (+ **49**) Baryum = 137

Bien qu'en apparence similaire à celle de Döbereiner, l'approche de Dumas était potentiellement bien plus féconde car applicable de façon pertinente à un bien plus grand nombre d'éléments : alors que les progressions arithmétiques sont restreintes à quelques groupes d'éléments, l'incrément constaté par Dumas entre éléments successifs aux propriétés similaires mesure précisément la longueur de la période qui sépare ces deux éléments — incrément d'environ 16

entre les deux premiers éléments d'une tétrade, puis incrément d'environ 48 entre deuxième et troisième éléments, puis entre troisième et quatrième éléments.

Vis tellurique de Chancourtois □

Le premier à remarquer la périodicité des propriétés chimiques des éléments fut le géologue français Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois lorsqu'il classa en 1862 les éléments chimiques alors connus en fonction de leur masse atomique déterminée en 1858 par le chimiste italien Stanislao Cannizzaro. Il normalisa la masse atomique de tous les éléments en prenant celle de l'oxygène égale à 16, et, considérant que « *les propriétés des éléments sont les propriétés des nombres,* » organisa les éléments chimiques en spirale sur un cylindre divisé en seize parties, de telle sorte que les éléments aux propriétés similaires apparaissent l'un au-dessus de l'autre.

Chancourtois remarqua alors que certaines « triades » se retrouvaient précisément alignées dans cette représentation, ainsi que la tétrade oxygène – soufre – sélénium – tellure, qui se trouvait également avoir des masses atomiques à peu près multiples de seize (respectivement 16, 32, 79 et 128). C'est la raison pour laquelle il appela cette représentation « *vis tellurique,* » en référence au tellure. C'était la première ébauche de classification périodique des éléments. Celle-ci ne retint cependant pas l'attention de la communauté scientifique, car Chancourtois n'était pas chimiste et avait employé des termes appartenant plutôt au domaine de la géochimie dans la publication qu'il avait adressée à l'Académie des sciences, laquelle fut éditée de surcroît sans ses schémas explicatifs, ce qui rendit le texte abscons.

D'un point de vue conceptuel, c'était une grande avancée, mais, d'un point de vue pratique, Chancourtois n'avait pas identifié la période correcte pour les éléments les plus lourds, de sorte que, dans sa représentation, une même colonne regroupait le bore, l'aluminium et le nickel, ce qui est correct pour les deux premiers mais totalement erroné d'un point de vue chimique pour le troisième.

Loi des octaves de John Newlands □

Dans la foulée, le chimiste anglais John Alexander Reina Newlands publia en 1863 une classification périodique qui eut, elle, un plus fort retentissement (quoique tardif, et *a posteriori*), car il avait organisé les premiers éléments alors connus par masse atomique croissante — plus précisément, par masse équivalente croissante — dans un tableau à sept lignes en les arrangeant de telle sorte que leurs propriétés chimiques soient similaires par lignes, sans hésiter à placer deux éléments dans une même case si nécessaire pour éviter de laisser des cases vides par ailleurs.

Ce faisant, il avait identifié une nouvelle triade, dont les extrémités étaient le silicium et l'étain, et dont l'élément médian restait à découvrir : il prédit ainsi l'existence du germanium, en lui assignant une masse atomique d'environ 73. Mais la grande faiblesse de son travail était qu'il n'avait pas laissé de case vide dans son tableau pour accueillir notamment le futur germanium : il avait en fait cherché avant tout à classer les éléments connus dans un tableau complet sans chercher de classification plus large tenant compte de possibles éléments à découvrir, qu'il avait pourtant pressentis. De plus, comme Chancourtois, il avait un problème de périodicité, car si les

éléments légers connus à l'époque avaient bien une périodicité chimique tous les sept éléments, cela cessait d'être valable au-delà du calcium, et le tableau de Newlands s'avère alors inopérant :

	I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
1	H	F	Cl	Co & Ni	Br	Pd	I	Pt & Ir
2	Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	Tl
3	Be	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba & V	Pb
4	B	Al	Cr	Y	Ce & La	U	Ta	Th
5	C	Si	Ti	In	Zr	Sn	W	Hg
6	N	P	Mn	As	Di & Mo	Sb	Nb	Bi
7	O	S	Fe	Se	Rh & Ru	Te	Au	Os

Tableau de John Newlands illustrant la « loi des octaves », ^[24] 1865.

La mise en évidence d'une périodicité globale jusqu'au calcium était néanmoins une grande avancée, et Newlands présenta cette classification en l'appelant « loi des octaves » par analogie avec les sept notes de musique, mais ce travail fut assez mal accueilli par ses pairs de la Société de chimie de Londres, qui le tournèrent souvent en ridicule et firent obstacle à sa publication ; ce n'est qu'après la publication des travaux de Dmitri Mendeleïev que la qualité de cette analyse a été reconnue.

Notation d'éléments manquants par William Odling □

Le chimiste anglais William Odling — secrétaire de la Société de chimie de Londres, et donc rival de Newlands — travaillait également, dans les années 1860, sur une table périodique des éléments chimiques remarquablement proche de celle que publierait Mendeleïev en 1869. Elle était organisée en périodes verticales avec des cases vides pour les éléments manquants et plaçait — à la différence du premier tableau de Mendeleïev — le platine, le mercure, le thallium et le plomb dans les bons groupes. Son action négative à l'encontre de Newlands entacha néanmoins définitivement la renommée d'Odling, et sa contribution à l'élaboration du tableau périodique des éléments est aujourd'hui largement méconnue.

Introduction de la valence avec Lothar Meyer □

La contribution du chimiste allemand Lothar Meyer est à peine mieux reconnue que celle d'Odling, car ses travaux décisifs ont été publiés après ceux de Mendeleïev alors qu'ils étaient pour la plupart antérieurs. Il publia ainsi une première version de sa classification des éléments en 1864, puis finalisa en 1868 une seconde version plus aboutie qui ne fut intégralement publiée qu'à sa mort, en 1895.

Le premier tableau de Meyer comprenait vingt-huit éléments classés en six familles définies par leur valence : c'était un grand pas en direction de la forme moderne du tableau périodique, organisé en groupes dépendant de la configuration électronique des éléments, elle-même directement en relation avec leur valence ; ce n'était néanmoins pas encore le même tableau

qu'aujourd'hui, car les éléments étaient toujours rangés par masse atomique croissante. Le second tableau de Meyer, qui élargissait et corrigeait le premier, fut publié en 1870, quelques mois après celui de Mendeleïev, dont il renforça l'impact sur la communauté scientifique en apportant aux thèses du chimiste russe, encore très contestées, le soutien de travaux indépendants. La grande force de ce travail résidait dans les périodes de longueur variable, avec une disposition des éléments qui permettait d'éviter les regroupements fâcheux de Newlands, tels que le fer, l'or et certains éléments du groupe du platine parmi l'oxygène, le soufre, et les autres éléments du groupe 16 :

I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.	IX.
	B = 11,0	Al = 27,3		?		?In = 113,4		Tl = 202,7
			?		?		?	
	C = 11,97	Si = 28		?		Sn = 117,8		Pb = 206,4
			Ti = 48		Zr = 89,7		?	
	N = 14,01	P = 30,9		As = 74,9		Sb = 122,1		Bi = 207,9
			V = 51,2		Nb = 93,7		Ta = 182,2	
	O = 15,96	S = 31,98		Se = 78		Te = 128?		?
			Cr = 54,4		Mo = 95,6		W = 183,5	
?	F = 19,1	Cl = 35,38		Br = 79,75		I = 126,5		?
			Mn = 54,8		Ru = 103,5		Os = 198,6	
			Fe = 55,9		Rh = 104,1		Ir = 196,7	
			Co = Ni = 58,6		Pd = 106,2		Pt = 196,7	
Li = 7,01	Na = 22,99	K = 39,04		Rb = 85,2		Cs = 132,7		?
			Cu = 63,3		Ag = 107,66		Au = 196,2	
?Be = 9,3	Mg = 23,9	Ca = 39,9		Sr = 87,0		Ba = 136,8		?
			Zn = 64,9		Cd = 116,6		Hg = 199,8	

Tableau périodique des éléments chimiques de Lothar Meyer,^[25] publié en 1870.

Meyer avait également remarqué que si l'on trace une courbe représentant en abscisse la masse atomique et en ordonnée le volume atomique de chaque élément, cette courbe présente une série de maxima et de minima périodiques, les maxima correspondant aux éléments les plus électropositifs.

Classification périodique de Mendeleïev □

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

		Ti = 50	Zr = 90	? = 180.	
		V = 51	Nb = 94	Ta = 182.	
		Cr = 52	Mo = 96	W = 186.	
		Mn = 55	Rh = 104,8	Pt = 197,1	
		Fe = 56	Ru = 104,8	Ir = 198.	
		Ni = Co = 59	Pd = 106,8	Os = 199.	
		Cu = 63,6	Ag = 108	Hg = 200.	
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,1	? = 68	Ur = 116	Am = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,1	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,8	Th = 118?		

Д. Менделѣевъ



Tableau périodique de Mendeleïev, publié en 1870.

Malgré la qualité réelle des travaux de ses contemporains, c'est bien au chimiste russe Dimitri Ivanovich Mendeleïev qu'on doit le premier tableau périodique des éléments s'approchant de celui que nous utilisons aujourd'hui, non seulement dans sa forme mais surtout par la vision qui l'accompagne. A la différence de ses prédécesseurs, Mendeleïev a en effet formulé explicitement en quoi son tableau constituait un outil d'analyse théorique des propriétés de la matière :

1. Les éléments chimiques, lorsqu'ils sont ordonnés par masse atomique croissante, montrent une périodicité de leur propriétés chimiques.
2. Les éléments qui ont des propriétés chimiques semblables ont ou bien des masses atomiques semblables (osmium, iridium, platine par exemple) ou bien des masses atomiques croissant de façon arithmétique (potassium, rubidium, césium par exemple).
3. La disposition des éléments ou des groupes d'éléments dans la table par masse atomique croissante correspond à leur valence et est en rapport, dans une certaine mesure, avec leurs propriétés chimiques.
4. Les éléments les plus abondants dans le milieu naturel sont ceux qui ont la plus faible masse atomique.

5. La valeur de la masse atomique détermine les propriétés des éléments chimiques.
6. La masse atomique de certains éléments devrait parfois être revue, car le tableau est plus cohérent en réarrangeant certains éléments — typiquement, le tellure — sans tenir compte de leur masse atomique expérimentale.
7. On doit s'attendre à découvrir des éléments inconnus au moment de la publication de ce tableau, par exemple des éléments analogues à l'aluminium et au silicium, avec une masse atomique comprise entre 65 et 75.
8. Il est possible de prédire certaines propriétés des éléments à partir de leur masse atomique.

L'avancée était significative :

- Mendeleïv prédit ainsi l'existence d'une série d'éléments, dont il précisa certaines propriétés, à commencer par leur masse atomique :
 - l'**eka-bore** (44), correspondant au scandium (45), découvert en 1879
 - l'**eka-aluminium** (68), correspondant au gallium (69,7), découvert en 1875 — une réussite particulièrement brillante, car Mendeleïev avait prévu une densité de 6 g/cm^3 et un bas point de fusion, les valeurs réelles étant $5,9 \text{ g/cm}^3$ et $29,78 \text{ °C}$
 - l'**eka-silicium** (72), correspondant au germanium (72,5), découvert en 1882 — là encore, avec un remarquable accord entre les observations et les propriétés physicochimiques prédites par Mendeleïev
 - l'**eka-manganèse** (100), correspondant au technétium (99), découvert en 1937
- Il identifia par sa théorie une dizaine d'éléments dont la masse atomique avait été déterminée de façon incorrecte
- Il réorganisa sans le savoir certains éléments en fonction de leur numéro atomique et non de leur masse atomique

Les travaux de Mendeleïev ont été accueillis avec scepticisme par ses pairs, mais la publication subséquente de plusieurs résultats similaires (ceux de John Newlands et de Lothar Meyer en particulier) obtenus de façon indépendante ont fait basculer le consensus en faveur de cette nouvelle vision des éléments chimiques.

Découverte de l'argon par William Ramsay et Lord Rayleigh □

C'est en voulant mesurer avec précision la masse atomique de l'oxygène et de l'azote par rapport à celle de l'hydrogène que John William Strutt Rayleigh nota une divergence entre la masse atomique de l'azote produit à partir d'ammoniac et celle de l'azote séparé de l'air atmosphérique, légèrement plus lourd. Employant une méthodologie rigoureuse, William Ramsay parvint en 1894 à isoler l'argon à partir de « l'azote » atmosphérique, et expliqua l'anomalie apparente de la masse atomique de l'azote atmosphérique en déterminant la masse atomique de ce nouvel élément, pour lequel rien n'était prévu dans le tableau de Mendeleïev. Sa nature gazeuse et son inertie chimique l'avaient rendu jusqu'alors invisible aux chimistes.

La masse atomique de l'argon (un peu moins de 40) est très voisine de celle du calcium (un peu plus de 40) et donc supérieure à celle du potassium (39,1), ce qui posa quelques problèmes de classification car il semblait y avoir « plus de place » dans le tableau périodique entre le chlore et le potassium qu'entre le potassium et le calcium. Les choses se compliquèrent encore lorsque Ramsay et Morris Travers découvrirent le néon en 1898, matérialisant, avec l'hélium (découvert en 1868 par l'astronome français Jules Janssen et l'Anglais Joseph Norman Lockyer), le groupe nouveau des gaz rares (ou gaz nobles), appelé « groupe 0 » : la masse atomique du néon (20,2) était exactement intermédiaire entre celles du fluor (19) et du sodium (23). Ainsi, les gaz rares semblaient se positionner tantôt entre un métal alcalin et un métal alcalino-terreux, tantôt entre un halogène et un métal alcalin.

Rangement par numéro atomique avec Henry Moseley □

A la suite de la découverte de l'électron et de celle des isotopes par l'Anglais Joseph John Thomson — qui ont accompagné les débuts de la physique de l'atome avec les travaux de l'Allemand Max Planck, du Néo-Zélandais Ernest Rutherford et du Danois Niels Bohr — les recherches du physicien anglais Henry Moseley sur la corrélation entre la charge du noyau atomique et le spectre aux rayons X des atomes ont abouti en 1913 au classement des éléments chimiques non plus par masse atomique croissante, mais par numéro atomique croissant. C'était une évolution majeure, qui résolvait toutes les inconsistances issues du classement en fonction de la masse atomique, lesquelles devenaient gênantes depuis les travaux de systématisation de Dmitri Mendeleïev.

L'argon était ainsi placé entre le chlore et le potassium, et non plus entre le potassium et le calcium, tandis que le cobalt était clairement positionné avant le nickel bien qu'il soit un peu plus lourd. Il confirma que le tellure devait être placé avant l'iode sans nécessiter de revoir sa masse atomique, contrairement à ce qu'avait suggéré Mendeleïev. Il releva également que les éléments de numéro atomique 43 et 61 manquaient à l'appel : l'élément 43 avait déjà été prédit par Mendeleïev comme eka-manganèse (il s'agit du technétium, radioactif, synthétisé en 1937) mais l'élément 61 était nouveau — il s'agit du prométhium, radioactif également, isolé en 1947 :

O	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B			
	1 H																
2 He	3 Li		4 Be		5 B		6 C		7 N		8 O		9 F				
10 Ne	11 Na		12 Mg		13 Al		14 Si		15 P		16 S		17 Cl				
18 Ar	19 K	29 Cu	20 Ca	30 Zn	21 Sc	31 Ga	22 Ti	32 Ge	23 V	33 As	24 Cr	34 Se	25 Mn	35 Br	26 Fe	27 Co	28 Ni
36 Kr	37 Rb	47 Ag	38 Sr	48 Cd	39 Y	49 In	40 Zr	50 Sn	41 Nb	51 Sb	42 Mo	52 Te	(43)	53 I	44 Ru	45 Rh	46 Pd

54 Xe	55 Cs	79 Au	56 Ba	80 Hg	57- 71 Ln	81 Tl	72 Hf	82 Pb	73 Ta	83 Bi	74 W	84 Po	75 Re	(85)	76 Os	77 Ir	78 Pt
86 Rn	(87)		88 Ra		89 Ac		90 Th		91 Pa		92 U						

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	(61)	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
----------	----------	----------	----------	------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------

Structure du tableau périodique des éléments publié en 1913 par Henry Moseley.^[26]

Ce tableau, directement inspiré de celui de John Newlands, constituait l'étape intermédiaire conduisant à la disposition contemporaine. En particulier, la numérotation des groupes avec des chiffres romains de I à VIII, qui remontent à Newlands, et les lettres A et B, introduites par Moseley, était encore largement utilisée à la fin du XX^e siècle :

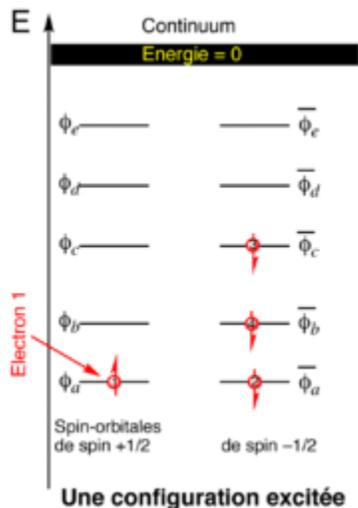
I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	O
------------	-------------	--------------	-------------	------------	-------------	--------------	-------------	------------	-------------	--------------	-------------	------------	-------------	--------------	----------

1 H																2 He	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	(43)	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57- 71 Ln	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	(85)	86 Rn
(87)	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	(93)	(94)	(95)	(96)	(97)	(98)	(99)					

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	(61)	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
----------	----------	----------	----------	------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------

Tableau périodique dans les années 1920-1930, suite aux travaux d'Henry Moseley.^[27]

Configuration électronique



Configuration électronique

En physique des particules comme en chimie quantique, la **configuration électronique** est la répartition des électrons (d'un atome, d'une molécule ou de tout autre corps) suivant leur énergie et leur spin.

Comme les autres particules élémentaires, l'électron est soumis aux lois de la mécanique quantique et peut avoir un comportement décrit suivant les situations comme corpusculaire ou comme ondulatoire. En pratique, l'état quantique d'un électron particulier est décrit par une fonction d'onde traduisant la probabilité pour l'électron en question de se trouver dans un espace donné. On appelle cette fonction d'onde une orbitale.

La connaissance de la répartition des électrons dans les différentes orbitales, conjointement à la connaissance de leurs spins permet de définir des spins-orbitales. On détermine ainsi complètement la configuration électronique du corps étudié.

La connaissance de la configuration électronique donne accès à des énergies associées, et permet par exemple une interprétation de l'évolution des propriétés des atomes dans la classification périodique des éléments. A l'échelle moléculaire, le concept est également important pour la description de la liaison chimique, ou pour expliquer les propriétés des lasers et des semi-conducteurs.

Le modèle quantique de l'atome et de la molécule □

Dans le modèle quantique de l'atome (respectivement de la molécule), les électrons ne gravitent pas de façon circulaire (ou elliptique) autour du noyau atomique comme dans le modèle planétaire d'Ernest Rutherford, mais occupent de manière probabiliste des zones de l'espace. Une fonction mathématique appelée orbitale atomique (et par extension du concept aux molécules,

orbitale moléculaire) permet de décrire cette probabilité. La configuration électronique d'un atome ou d'une molécule est la répartition des électrons de cet atome ou de cette molécule dans ses différents orbitales, ainsi que son spin (spinorbitales).

Configuration d'un état - fondamental ou excité □

Il y a plusieurs configurations électroniques pour un même atome ou une même molécule. Si l'état correspondant à la configuration électronique est celui de la plus basse énergie, on qualifie l'état de **fondamental**. Dans le cas contraire il sera qualifié d'état **excité**.

En première approximation l'énergie électronique du système est la somme des énergies associées à chaque électron qui le compose. Ainsi, pour l'état fondamental d'un système la répartition se fait:

- par ordre croissant de l'énergie associée à la spinorbitale considérée.
- en cas d'égalité d'énergie entre spinorbitales, on place les électrons dans les spinorbitales de spin +1/2 avant de peupler les spins -1/2 (Règle de Hund)

Fonction d'onde poly-électronique □

Article détaillé : Spinorbitale.

Chaque électron d'une configuration est décrit par une unique spinorbitale, produit d'une fonction d'espace (orbitale) par une fonction de spin.

La fonction d'onde d'un état poly-électronique (à n électrons) peut être considérée comme un produit de spinorbitales (produit de Hartree):

$$\psi(1,2,\dots,n) = \phi_{i1}(1) \cdot \phi_{i2}(2) \dots \phi_{in}(n)$$

pour un électron k particulier $\phi_{ik}(k) = \chi_{ik}(k) \cdot \sigma_{ik}(k)$

- $\sigma_{ik}(k)$ est la fonction de spin (sa valeur propre pour S_z vaut $m_s = +1/2$ ou $-1/2$)
- $\chi_{ik}(k)$ est la partie d'espace, que l'on appelle *orbitale*.

À cause du principe d'exclusion de Pauli, une orbitale peut contenir 2 électrons selon la valeur de m_s . La façon la plus compacte d'écrire la configuration électronique d'un système est celle où les électrons sont notés en exposant de l'orbitale :

- orbitale vide : χ_{ik}^0
- orbitale monooccupée: χ_{ik}^1
- orbitale bioccupée: χ_{ik}^2

Électron célibataire ou électron appariés □

- On dit qu'un électron est célibataire si l'orbitale qui le contient ne contient que lui.
- On dit que deux électrons sont appariés s'ils partagent la même orbitale.

Énergie d'une configuration □

L'énergie totale d'un système poly-électronique est la somme des énergies de ses composants et de celle des interactions entre ses composants (répulsion entre électrons par exemple, ou interaction d'échange).

L'énergie associée à un électron correspond à celle de l'orbitale qui le contient. Cette énergie est calculable par des méthodes approchées qui relèvent de la mécanique quantique.

L'importance de la configuration électronique pour les propriétés et les difficultés d'obtention des énergies ont conduit à établir des modèles d'évaluation de l'ordre ou de l'énergie des orbitales ainsi que de l'interaction entre électrons (par écrantage par exemple).

Multiplicité de spin d'une configuration □

La somme des spins des électrons donne le spin total de la configuration:

$$S = \sum_{i=1}^{\text{nbre.électrons}} m_s(i)$$

Ce nombre conduit à la multiplicité de spin de la configuration, qui se calcule selon $2S + 1$. C'est le nombre de "micro-états" de la configuration électronique. Ainsi une configuration avec deux électrons appariés conduit à un seul micro-état: un **singulet** car il n'y a qu'une façon de mettre 2 électrons dans la même orbitale. De façon analogue, un électron célibataire conduit à un état **doublet** car on peut générer 2 micro-états : celui où le spin est vers le haut ($m_s(i)=+1/2$), et celui où le spin est vers le bas ($m_s(i)=-1/2$). Ces micro-états ont la même énergie mais sont différenciables par certaines spectroscopies.

La notion de micro-état des triplets est plus complexe et rentre dans un domaine de spécialistes. Notons cependant l'importance de ces états triplets puisque que la configuration de l'oxygène que nous respirons est un **triplet**, c'est-à-dire qu'il a deux électrons célibataires. (voir par exemple Oxygène triplet (en anglais) et les orbitales moléculaires de O_2 : OM de O_2).

Symétrie d'espace d'une configuration □

Les termes spectroscopiques rendent compte de la symétrie d'espace d'une configuration électronique. Ces symétries sont particulièrement riches pour les atomes, mais se rencontrent également dans les molécules, en particulier les diatomiques.

Atome : approche par les nombres quantiques □

Les nombres quantiques □

Article détaillé : orbitale atomique.

L'état d'un électron dans un atome peut être déterminé, en première approche, par la donnée de quatre nombres quantiques : n , l , m_l et m_s . Les trois premiers fournissent les propriétés de l'orbitale atomique dans laquelle se trouve l'électron en question

- Le nombre quantique principal, noté n , est un entier naturel non nul.
- Le nombre quantique secondaire (ou azimutal), noté l , peut prendre n'importe quelle valeur entière dans l'intervalle $[0 ; n-1]$; il est lié à la quantification du moment angulaire de l'orbitale.
- Le nombre quantique magnétique, noté m_l , ou plus simplement m , peut prendre n'importe quelle valeur entière comprise dans l'intervalle $[-l ; l]$; il est lié à la quantification de la projection du moment angulaire sur un axe particulier.
- Le nombre quantique de spin, noté m_s , ou plus simplement s , ne peut prendre que les valeurs $-1/2$ ou $1/2$ (états parfois appelés *up* et *down*) ; le *spin* est une propriété intrinsèque de l'électron et est indépendant des autres nombres quantiques.

Orbitale atomique et case quantique □

Une orbitale atomique correspond à un triplet (n, l, m) donné, ce triplet définissant la nature géométrique de l'orbitale. Du point de vue quantique, ce triplet correspond également à une case quantique. L'état d'un électron dans une orbitale est alors défini par son nombre quantique de spin s . En vertu du principe d'exclusion de Pauli, il ne peut y avoir deux électrons dans le même état quantique, ce qui signifie qu'au plus deux électrons de spin opposé peuvent occuper une même case quantique.

Les valeurs des quatre nombres quantiques définissent complètement l'orbitale et le spin de l'électron, de sorte qu'on parle de spinorbitale associée à ce quadruplet.

À chaque doublet (n, l) est associée une notation permettant de décrire le type d'orbitale associée :

- $l = 0$: l'orbitale est de type **s** (pour *sharp*). Elle est notée ns . Elle contient au maximum 2 électrons.
- $l = 1$: l'orbitale est de type **p** (pour *principal*). Elle est notée np . Elle contient au maximum 6 électrons.
- $l = 2$: l'orbitale est de type **d** (pour *diffuse*). Elle est notée nd . Elle contient au maximum 10 électrons.
- $l = 3$: l'orbitale est de type **f** (pour *fundamental*). Elle est notée nf . Elle contient au maximum 14 électrons.
- $l = 4$: l'orbitale est de type **g**. Elle est notée ng . Nous supposons qu'elle pourrait contenir un maximum de 18 électrons.

Les noms **s**, **p**, **d** et **f** de ces orbitales proviennent d'un système de catégorisation à partir des raies spectrales fondées sur l'observation de leur structure fine, d'où les qualificatifs *sharp*, *principal*, *diffuse* et *fundamental*. Quand les quatre premiers types d'orbitales ont été décrits, ils furent

associés à ces quatre types de raies spectrales ; la désignation **g** est simplement la suite de **f** selon l'ordre alphabétique : les couches avec plus de 4 sous-couches sont théoriquement possibles, mais aucun élément chimique actuellement connu n'a d'électron dans une sous-couche **g** à l'état fondamental.

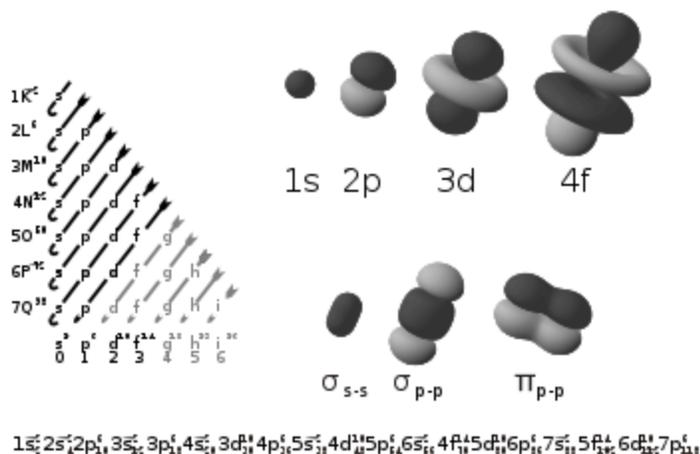
Dénombrement des électrons par couche électronique □

Compte tenu de la définition des quatre nombres quantiques n , l , m et s , le nombre d'électrons déduit du nombre de cases quantiques (valeurs de m) par sous-couches (valeurs de l) des cinq premières couches électroniques (valeurs de n) s'élève à :

n	l	Sous-couche électronique	m	Électrons
$n = 1$	$l = 0$	1s	$m = 0$	2 électrons
	$l = 0$	2s	$m = 0$	2 électrons
$n = 2$	$l = 1$	2p	$m = -1$	6 électrons
			$m = 0$	
			$m = 1$	
	$l = 0$	3s	$m = 0$	2 électrons
$n = 3$	$l = 1$	3p	$m = -1$	6 électrons
			$m = 0$	
			$m = 1$	
	$l = 2$	3d	$m = -2$	10 électrons
			$m = -1$	
			$m = 0$	
$n = 4$	$l = 0$	4s	$m = 0$	2 électrons
			$m = -1$	
			$m = 1$	
	$l = 1$	4p	$m = 0$	6 électrons
			$m = 1$	
			$m = -2$	
$n = 4$	$l = 2$	4d	$m = -1$	10 électrons
			$m = 0$	
			$m = 1$	
			$m = 2$	
	$l = 3$	4f	$m = -3$	14 électrons
		$m = -2$		
		$m = -1$		
		$m = 0$		
		$m = 1$		

			$m = 2$
			$m = 3$
$l = 0$	5s		$m = 0$ 2 électrons
			$m = -1$
$l = 1$	5p		$m = 0$ 6 électrons
			$m = 1$
			$m = -2$
			$m = -1$
$l = 2$	5d		$m = 0$ 10 électrons
			$m = 1$
			$m = 2$
			$m = -3$
			$m = -2$
			$m = -1$
$n = 5$ $l = 3$	5f		$m = 0$ 14 électrons
			$m = 1$
			$m = 2$
			$m = 3$
			$m = -4$
			$m = -3$
			$m = -2$
			$m = -1$
$l = 4$	5g		$m = 0$ 18 électrons
			$m = 1$
			$m = 2$
			$m = 3$
			$m = 4$

Répartition électronique dans l'état fondamental □



Orbitales atomiques (atome hydrogénoïde) et moléculaires (molécules diatomiques)

Afin de répartir tous les électrons d'un atome dans les différentes orbitales atomiques, celles-ci sont classées par énergie croissante et les électrons sont répartis prioritairement dans les orbitales d'énergie les plus faibles. On obtient alors la répartition électronique pour l'atome dans son état fondamental.

Si le calcul rigoureux des énergies des différentes orbitales atomiques doit être effectué dans le cadre de la mécanique quantique grâce à la méthode des déterminants de Slater, une approche simple par les nombres quantiques permet de retrouver l'essentiel des résultats dans le cas de l'atome.

En première approche l'énergie d'une orbitale est déterminée par le doublet (n, l) et est croissante avec la somme $(n+l)$. En cas d'égalité de cette somme pour deux orbitales différentes, l'orbitale de plus faible énergie est celle de n le plus petit.

Le remplissage des orbitales par énergie croissante est souvent appelé « principe d'*Aufbau* » (allemand : construction) et la règle de classement des orbitales « règle de Klechkowski ».

Compte tenu de ces différentes règles, les électrons se répartissent dans les orbitales dans l'ordre suivant :

1. **1s**
2. **2s**
3. **2p**
4. **3s**
5. **3p**
6. **4s**
7. **3d**
8. **4p**
9. **5s**
10. **4d**
11. **5p**

- 12. **6s**
- 13. **4f**
- 14. **5d**
- 15. **6p**
- 16. **7s**
- 17. **5f**
- 18. **6d**
- 19. **7p**

Exemple □

Voici la configuration électronique d'une couche $n=5$ remplie :

Couche	Sous-couches	Orbitales	Type d'orbitale	Nombre maximum d'électrons
$n = 5$	$l = 0$	$m = 0$	s	2
	$l = 1$	$m = -1, 0, +1$	p	6
	$l = 2$	$m = -2, -1, 0, +1, +2$	d	10
	$l = 3$	$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	f	14
	$l = 4$	$m = -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4$	g	18
Total : 50 électrons maximum				

Cette information peut être notée ainsi : $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 5g^{18}$ (voir ci-dessous pour plus de détails sur la notation).

Correspondance avec la structure de la table périodique □

La configuration électronique est intimement liée à la structure de la table périodique. Les propriétés chimiques d'un atome sont largement déterminées par l'arrangement des électrons dans la **couche externe** (ou **couche de valence**).

Notation abrégée pour les atomes □

Pour les atomes ayant plusieurs couches électroniques totalement remplies, la notation peut devenir très longue. On peut alors abréger la notation en indiquant que la configuration des électrons de cœur (électrons d'une couche électronique totalement remplie, à l'exception des

couches d ou f) ont une configuration identique à celle du gaz rare qui précède l'élément. Le phosphore, par exemple, ne diffère du néon ($1s^2 2s^2 2p^6$) que par la présence d'une troisième couche. Donc la configuration électronique du néon est retirée, et le phosphore est noté ainsi : $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$.

Exceptions □

Cette approche simple par les nombres quantiques souffre néanmoins d'un certain nombre d'exceptions, en particulier parmi les métaux de transition et les lanthanides ; les règles de remplissage ne sont qu'une approximation de la mécanique quantique qui décrit les atomes.

Une sous-couche à moitié remplie conduit à une configuration de spin maximal, ce qui lui confère une certaine stabilité en vertu de la règle de Hund. Par exemple, le chrome (numéro atomique 24) a une configuration électronique $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$, et non $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$.

Un autre point remarquable concerne les sous-couches pleines. Par exemple, le cuivre (numéro atomique 29) a une configuration électronique $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$, et non $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$.

Élément Z Configuration électronique

Titane	22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
Vanadium	23	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
Chrome	24	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
Manganèse	25	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
Fer	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
Cobalt	27	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
Nickel	28	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
Cuivre	29	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
Zinc	30	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
Gallium	31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$

Molécules □

Articles détaillés : orbitale moléculaire et chimie numérique.

Les molécules sont aussi régies par les lois de la mécanique quantique. Toutefois, l'obtention des énergies des orbitales moléculaires ne répond pas à une règle aussi simple que celle de Madelung (Klechkowski). Chaque molécule a une structure orbitalaire différente. Diverses méthodes existent pour la construction d'orbitales moléculaires (par exemple la combinaison linéaire d'orbitales atomiques). La chimie numérique est une branche de la chimie qui utilise les lois de la chimie théorique exploitées dans des codes informatiques spécifiques afin de calculer structures et propriétés des molécules et d'autres espèces chimiques.

Cas des solides □

Dans un solide, les états électroniques deviennent très nombreux. Ils cessent d'être discrets, et se mélangent ensemble en une étendue continue d'états possibles, comme la bande de valence ou la bande de conduction. La notion de configuration électronique cesse d'être pertinente, et laisse la place à la théorie des bandes.