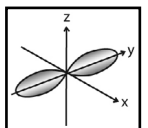


LA STRUCTURE ATOMIQUE

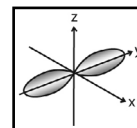


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves étudieront de façon générale le lien entre le spectre électromagnétique et la structure atomique, le développement historique du modèle quantique de l'atome et la configuration électronique de l'atome. Ils examineront aussi le lien entre les tendances périodiques des éléments et leur configuration électronique.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 8^e année, les élèves ont comparé et différencié les divers types de rayonnements électromagnétiques en fonction de l'énergie, de la longueur d'onde, de la fréquence et de la perception humaine. En 9^e année, ils ont dessiné le modèle atomique de Bohr pour les 18 premiers éléments. En 10^e année, ils ont été initiés aux diagrammes de Lewis. Enfin, en physique de 11^e année, les élèves se sont familiarisés avec les termes longueur d'onde et fréquence, sujets dont on traite dans le regroupement sur les ondes.

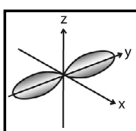


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

Afin de faciliter la présentation des renseignements et des stratégies d'enseignement et d'évaluation, les RAS de ce regroupement ont été disposés en **blocs d'enseignement**. Il est à souligner que, tout comme le regroupement lui-même, les blocs d'enseignement ne sont que des pistes suggérées pour le déroulement du cours de chimie. L'enseignant peut choisir de structurer son cours et ses leçons en privilégiant une autre approche. Les élèves doivent cependant réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 12^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 12^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent être enseignés pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	Le spectre électromagnétique	C12-2-01, C12-2-02, C12-2-03 C12-0-S1, C12-0-R1, C12-0-T1, C12-0-A3	3 h
Bloc B	L'évolution historique du modèle mécanique quantique	C12-2-04, C12-0-N1, C12-0-N2, C12-0-N3	1,5 h
Bloc C	La configuration électronique	C12-2-05, C12-2-06, C12-0-C1, C12-0-C2	2,5 h
Bloc D	Les tendances périodiques	C12-2-07, C12-0-C1, C12-0-S5, C12-0-S7	3 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			<i>1 à 2 h</i>
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			11 h à 12 h



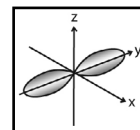
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

Vous trouverez ci-dessous une liste de ressources éducatives qui se prêtent bien à ce regroupement. Il est possible de se procurer la plupart de ces ressources à la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) ou de les commander auprès du Centre de ressources d'apprentissage du Manitoba (CRA).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97382)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97383)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 98878)
- [R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 91609)
- FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)
- HILL, John W. et al. *Chimie générale*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96139)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 97715)
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CRA 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR. *La sécurité en sciences de la nature : Un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015. (DREF P.D.372.35 5446, CRA 98839)



[R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d’enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91609)

[R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l’élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91610)

AUTRES IMPRIMÉS

L’Actualité, Éditions Rogers Media, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 20 fois l’an; articles d’actualité canadienne et internationale]

Ça m’intéresse, Prisma Presse, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle;
beaucoup de contenu STSE; excellentes illustrations]

Découvrir : la revue de la recherche, Association francophone pour le savoir, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE [revue bimestrielle de vulgarisation scientifique; recherches canadiennes]

Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

[R] *Québec Science*, La Revue Québec Science, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 10 fois l’an]

[R] *Science et vie junior*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; excellente présentation de divers dossiers scientifiques; explications logiques avec beaucoup de diagrammes]

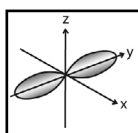
[R] *Science et vie*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle;
articles plus techniques]

Sciences et avenir, La Revue Sciences et avenir, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; articles détaillés]

DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d’évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d’images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)



SITES WEB

Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 31 décembre 2014).
[excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

Atomic spectra. <http://www.colorado.edu/physics/2000/quantumzone/lines2.html>
(consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]

[R] *La chimie.net*. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 31 décembre 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]

[R] *Feu d'artifice*. http://fr.wikipedia.org/wiki/Feu_d'artifice (consulté le 31 décembre 2014).

[R] *Flammes colorées*. http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Flammes_color%C3%A9es (consulté le 31 décembre 2014).

[R] *L'histoire du modèle de l'atome*. <http://www.c4h10.net/mod/resource/view.php?id=75>
(consulté le 31 décembre 2014). [animation sur l'histoire du modèle de l'atome]

[R] *Le modèle de Bohr; l'atome d'hydrogène*. http://rea.declic.qc.ca/dec_virtuel/Chimie/202-NYA-05/Chimie_generale/Modeles_atomiques/Modele_de_Bohr/ (consulté le 31 décembre 2014).

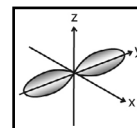
[R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com/> (consulté le 31 décembre 2000).
[excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

[R] *Tableau périodique des éléments*. http://www.periodni.com/download/tableau_vierge_de_la_classification_periodique.pdf (consulté le 31 décembre 2014). [tableau périodique vide]

The Glowing Pickle. <http://myglowingpickle.com/> (consulté le 31 décembre 2014).
[démonstration qui consiste à appliquer un courant électrique à travers un cornichon. Les atomes de sodium excités émettent une lumière jaune lorsqu'ils reviennent à l'état fondamental (site en anglais)]

The Science of Stuff. <https://pantherfile.uwm.edu/awschwab/www/specweb.htm>
(consulté le 31 décembre 2014). [fabrication d'un mini spectroscopie (site en anglais)]

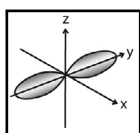
[R] *Spectres d'émission et d'absorption*. http://www.ostralo.net/3_animations/swf/spectres_abs_em.swf (consulté le 31 décembre 2014). [site qui permet d'observer le spectre d'émission et d'absorption pour les éléments du tableau périodique]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

L'élève sera apte à :

- C12-2-01** décrire qualitativement le spectre électromagnétique en termes de fréquences, de longueurs d'onde et d'énergie;
RAG : D3
- C12-2-02** reconnaître, par l'observation directe, que les éléments ont un spectre de raies unique,
entre autres au moyen de la coloration de flamme, de tubes à décharge gazeuse, d'un spectroscopie ou d'un réseau de diffraction;
RAG : C2, D3
- C12-2-03** décrire des applications et/ou des occurrences naturelles de spectres de raies, *par exemple l'astronomie, les aurores boréales, les feux d'artifice, les lumières au néon;*
RAG : C5, A5
- C12-2-04** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique du modèle de mécanique quantique de l'atome;
RAG : A1, A2, A4, D3
- C12-2-05** tracer la configuration électronique d'éléments du tableau périodique, entre autres des éléments choisis dont le numéro atomique ne dépasse pas 36 (krypton);
RAG : A2, D3
- C12-2-06** lier la configuration électronique d'un élément à ses électrons de valence et à sa position dans le tableau périodique;
RAG : D2, D4, E1
- C12-2-07** expliquer des tendances périodiques de propriétés d'éléments et lier ces tendances à leur configuration électronique,
entre autres les rayons atomiques, les rayons ioniques, l'énergie d'ionisation, l'électronégativité.
RAG : D3, D4, E1



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

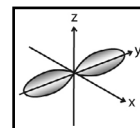
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

Étude scientifique

- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et utiliser l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2

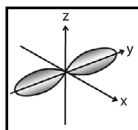


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;*
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard, *entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;*
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données, *entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;*
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, *entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;*
RAG : C2, C5, C8

Recherche et communication

- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, *entre autres imprimées, électroniques et humaines;*
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C12-0-R4** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C2, C6



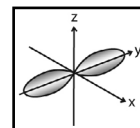
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

Travail en groupe

- C12-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G2** susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

- C12-0-N1** expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2
- C12-0-N2** décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4
- C12-0-N3** décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : A1, A2



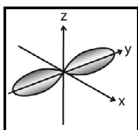
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T2** expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2

Attitudes

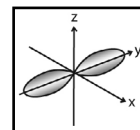
- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie;
RAG : C2, C5
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprits scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4
- C12-0-A4** se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B5, C4



Bloc A : Le spectre électromagnétique

L'élève sera apte à :

- C12-2-01** décrire qualitativement le spectre électromagnétique en termes de fréquences, de longueurs d'onde et d'énergie;
RAG : D3
- C12-2-02** reconnaître, par l'observation directe, que les éléments ont un spectre de raies unique,
entre autres au moyen de la coloration de flamme, de tubes à décharge gazeuse, d'un spectroscopie ou d'un réseau de diffraction;
RAG : C2, D3
- C12-2-03** décrire des applications et/ou des occurrences naturelles de spectres de raies,
par exemple l'astronomie, les aurores boréales, les feux d'artifice, les lumières au néon;
RAG : C5, A5
- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement,
entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie.
RAG : B4



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les ondes et le spectre électromagnétique en les invitant à répondre aux questions de l'annexe 1 et de l'annexe 2 (réponses : 1. Lumière visible; 2. Rayons gamma; 3. Rayonnement ultraviolet; 4. Micro-ondes; 5. Ondes radio; 6. Rayons X; 7. Rayons infrarouges).

En 8^e année, les élèves comparent et différencient les divers types de rayonnements électromagnétiques en fonction de l'énergie, de la longueur d'onde, de la fréquence et de la perception humaine. Dans le cours de physique de 11^e année, les élèves se familiarisent avec les termes longueur d'onde et fréquence abordés dans le regroupement sur les ondes.

En quête**Activité – les ondes**

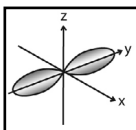
Inviter les élèves à utiliser un ressort pour montrer la relation entre la fréquence et la longueur d'onde. En tenant une extrémité du jouet, bouger la main lentement en un mouvement de va-et-vient.

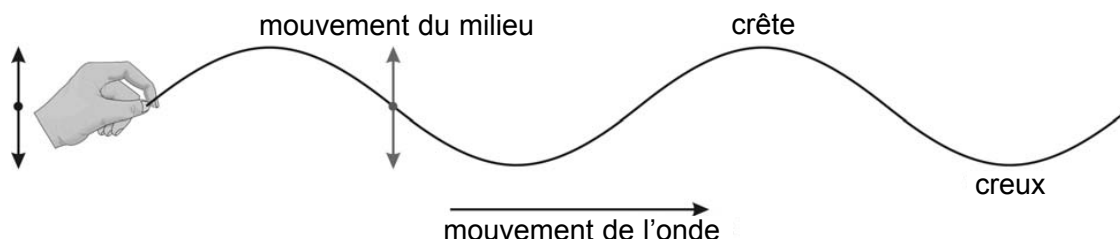
Cette expérience est la démonstration d'une onde longue (grande distance entre deux crêtes successives) de faible fréquence. En accélérant le mouvement de va-et-vient, on raccourcit la longueur d'onde. Dans les deux cas, la vitesse est la même. S'assurer que les élèves comprennent que la vitesse d'une onde est directement proportionnelle à la fréquence et à la longueur d'onde, et que la fréquence et la longueur d'onde sont inversement proportionnelles ($\lambda = 1/f$).

Cependant, il n'est pas nécessaire que les élèves traitent ce rapport de façon mathématique.

L'étude de la structure atomique vise, entre autres à comprendre le rôle des électrons dans l'atome. Au tournant du XX^e siècle, les scientifiques venaient de découvrir cette particule subatomique, mais ils ne comprenaient pas complètement l'amplitude des types d'énergie associés à l'électron. En poursuivant leurs études du domaine, les scientifiques espéraient pouvoir mieux expliquer le comportement des substances dans les réactions chimiques. La présente section établit le lien entre le spectre électromagnétique et la structure atomique. Le spectre électromagnétique est formé de rayonnements électromagnétiques qui correspondent à la libération et au transfert d'énergie sous forme d'ondes électromagnétiques. Ces ondes forment un champ électrique perpendiculaire à un champ magnétique.

Les différentes composantes (rayons gamma, rayons X, micro-ondes, lumière visible, etc.) du spectre électromagnétique varient en raison des différences de longueur d'onde et de fréquence, mais elles voyagent toutes à la même vitesse, 3×10^8 m/s. L'énergie est transférée grâce aux ondes, ou plus précisément en ce qui a trait à la structure atomique, aux ondes électromagnétiques.

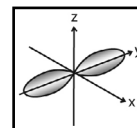




Inviter les élèves à expliquer la relation entre la longueur d'onde, la fréquence et l'énergie. Les élèves devraient comprendre que si une onde a une haute fréquence, elle transportera une forte quantité d'énergie. Les rayons gamma, par exemple, sont des ondes à haute énergie, car leur fréquence est très élevée (10^{20} Hz). Les ondes radio sont des ondes à faible énergie puisque leur fréquence est d'environ 10^6 Hz. Dans le spectre de la lumière visible, c'est la lumière rouge qui a la longueur d'onde la plus grande (faible fréquence). À l'autre extrémité du spectre, la lumière violette a la longueur d'onde la plus courte (et la fréquence la plus élevée).

Démonstration - le spectre visible

Plusieurs démonstrations permettent d'illustrer le spectre visible. L'enseignant peut tenir un prisme devant un projecteur et la lumière blanche qui traverse le prisme se décomposera en une gamme de couleurs qui peut être projetée au mur de la classe, au plafond ou à l'écran d'un projecteur. Une deuxième démonstration toute simple consiste à observer la diffraction de la lumière qui frappe un CD. On peut voir tout un spectre de couleurs.



Démonstration – le spectre de raies

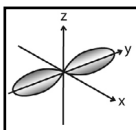
- Cette démonstration fonctionne bien dans une pièce sombre. Prendre une bobine Tesla et la tenir près d'une tige de graphite (carbone) fixée par une pince à un support annulaire. L'étincelle qui se produit fait apparaître un éclair formé par le spectre de l'azote. Cette expérience peut être liée à des apparitions naturelles des spectres lumineux, comme les arcs-en-ciel ou les aurores boréales. Voir le professeur de physique de l'école pour demander une bobine Tesla.
- Une autre démonstration est celle du « cornichon électrique », qui consiste à appliquer un courant à travers un cornichon. Les atomes de sodium excités émettent une lumière jaune (589 nm) quand ils reviennent à l'état fondamental. Voir le site *The real Glowing Pickle Page*, à l'adresse <http://myglowing-pickle.com/> (site en anglais).

Le spectre d'émission peut exister sous forme de spectre continu ou de spectre de raies (ou de lignes). Dans un spectre continu, toutes les longueurs d'onde de la lumière forment un motif ininterrompu, comme dans la démonstration avec le prisme de verre et le projecteur. Le phénomène le plus commun que les élèves connaissent sûrement est l'arc-en-ciel, une séquence ininterrompue de couleurs allant du rouge au violet. En revanche, le spectre de raies est formé de lignes brillantes distinctes apparaissant sur fond noir à différents endroits du spectre visible. C'est cette caractéristique distinctive des atomes gazeux qui fournit aux scientifiques une « empreinte » unique pour chaque élément. En effet, comme chaque élément présente un nombre d'électrons – ou niveau d'énergie – qui lui est propre, on peut affirmer que chacun a son propre spectre de raies. Ces lignes brillantes indiquent que certaines énergies seulement sont possibles à l'intérieur de l'atome. La brillance des lignes spectrales dépend du nombre de photons de la même longueur d'onde qui sont émis.

Activités de laboratoire

Le but de ces activités consiste à amener les élèves à observer des spectres continus et des spectres de raies. On peut différencier ces deux types de spectres en faisant l'analogie suivante : une rampe d'accès pour fauteuil roulant est semblable à un spectre continu, tandis qu'un spectre de raies peut être comparé à un escalier. Les élèves devraient savoir que chaque élément a son propre spectre de raies. Pour ces activités, fournir des spectroscopes commerciaux aux élèves ou leur proposer de fabriquer le leur.

- *Observation de la lumière avec un prisme ou un spectroscope*
Proposer aux élèves d'utiliser un prisme ou un spectroscope pour observer la lumière blanche d'une ampoule incandescente. Mise en garde : ne pas laisser les élèves regarder directement le soleil. Les élèves verront un spectre continu de couleurs allant du rouge au violet.



Inviter les élèves à regarder des ampoules fluorescentes au spectroscope. Ils verront des spectres de raies superposés au spectre de lumière visible (spectres continus). Ce phénomène s'explique par le fait que les atomes de mercure émettent une lumière ultraviolette qui n'est pas visible à l'œil nu. Cette lumière UV est absorbée par la couche de phosphore du tube fluorescent. Quand les électrons de phosphore retournent à leur état fondamental, ils émettent une lumière blanche qui a plus de bleu et moins de rouge que la lumière solaire. Il existe différents types de tubes fluorescents, chacun émettant un spectre de couleurs unique. Consulter Internet pour obtenir de l'information sur les spectres de ces tubes.

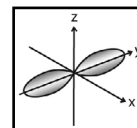
Proposer aux élèves de fabriquer leur propre mini spectroscope. Voir le site Web de *The Science of Stuff* (<https://pantherfile.uwm.edu/awschwab/www/specweb.htm>). Pour fabriquer un mini spectroscope, il faut un patron à découper dans du carton, un morceau triangulaire d'un CD, des ciseaux et du ruban adhésif.

- *Tubes à décharge gazeuse*
Inviter les élèves à observer des exemples de spectres d'émission de lumière à partir de tubes à décharge gazeuse (si disponibles) ou de la coloration de flamme. ☹ L'annexe 3 indique les longueurs d'onde et les couleurs d'éléments précis.

Mise en garde : c'est l'enseignant qui doit manipuler le bloc d'alimentation et les tubes à décharge gazeuse. Recommander aux élèves de faire attention aux tubes pendant la démonstration, car ils chauffent très rapidement et peuvent causer des brûlures.

Inviter les élèves à dessiner les spectres de raies réels et à indiquer la couleur et l'endroit approximatif des lignes spectrales. Les inviter à comparer les lignes spectrales observées aux spectres de raies connus afin d'identifier l'élément présent dans le mélange de gaz. On peut, par exemple, les amener à observer les quatre lignes spectrales de l'hydrogène : violet, bleu violet, bleu vert et rouge. Souligner le fait que ces raies du spectre visible représentent les transitions des électrons à partir des niveaux d'énergie 3, 4, 5 et 6 vers le niveau d'énergie 2 (voir *Chimie 12*, p. 124-125 ou *Chimie 12 STSE*, p. 195).

- *Coloration de flamme*
Faire la démonstration décrite à ☹ l'annexe 4.



- *Flammes colorées*

On peut aussi inviter les élèves à observer des éclisses de bois trempées dans différentes solutions de sels métalliques pendant quelques jours. De solutions saturées de baryum, de calcium, de cuivre(II), de potassium et de sodium peuvent être utilisées. Les élèves devraient pouvoir observer la couleur spécifique du métal pendant quelques instants. Voir @ l'annexe 5 ou le site *Science amusante* (http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Flammes_color%C3%A9es) pour une description de ce type d'activité.

Le site *Spectres d'émission et d'absorption d'un élément* (http://www.ostralo.net/3_animations/swf/spectres_abs_em.swf) permet d'observer le spectre d'émission et d'absorption des éléments du tableau périodique.

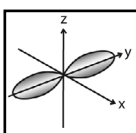
Enseignement direct – applications et apparition naturelle des spectres de raies

Maintenant que les élèves ont vu et dessiné des spectres de raies, ils devraient pouvoir parler des applications de ce type de spectre. Ils devraient connaître les feux d'artifice et les lumières néon. Cependant, la plupart d'entre eux ne savent probablement pas que le gaz néon produit une lumière rouge orangé.

Les lignes spectrales sont produites par un atome à l'état excité. Cet atome doit d'abord absorber de l'énergie. L'électron migre alors à un niveau d'énergie plus élevé pendant qu'il absorbe l'énergie. Quand l'électron revient à un niveau d'énergie moins élevé, il émet simultanément une couleur de lumière. On pourrait dire aussi qu'il y a émission d'une lumière d'une seule longueur d'onde, ou d'une seule fréquence, ou d'un seul paquet d'énergie. Ce phénomène correspond à la distance que l'électron a parcourue. Comme le nombre de transitions d'électrons possibles entre les niveaux d'énergie est grand, un atome à l'état excité produit beaucoup de lignes spectrales (voir *Chimie 12*, p. 126-129 ou *Chimie 12 STSE*, p. 170-172).

Dans l'atome d'hydrogène, quand l'électron revient du troisième au deuxième niveau d'énergie, une couleur rouge est émise. C'est un résultat logique puisque l'électron parcourt la plus courte distance, qui correspond à la plus faible fréquence de la lumière visible, soit le rouge. Si un électron « tombe » du quatrième au deuxième niveau d'énergie, une lumière verte est émise; du cinquième au deuxième niveau d'énergie, c'est une couleur indigo qui apparaît, et du sixième au deuxième niveau d'énergie, la lumière émise est violette.

Bien des manuels donnent des exemples de spectres de raies pour au moins quelques-uns des éléments. Les élèves peuvent alors comprendre que chaque élément peut avoir un spectre de raies unique. Ces spectres pourraient ensuite servir à l'analyse des constituants d'une source lumineuse, notamment en astronomie. On peut penser à l'astronome qui capte la lumière venant d'une source lointaine à travers un spectroscopie pour déterminer les éléments contenus dans cette lumière. Les sources de lumière peuvent être des étoiles, des nébuleuses, l'explosion d'une supernova dans une autre galaxie, etc. Les astronomes peuvent aussi détecter des formes de radiation autres que la lumière visible.



Les rayons X et les rayons gamma, par exemple, sont émis à partir d'étoiles à neutrons très denses, ou émanent de trous noirs. Il est important de savoir, d'un point de vue historique, que l'élément **hélium** a d'abord été identifié dans le spectre du soleil avant d'être détecté dans l'atmosphère terrestre (d'où son nom qui vient du grec « *helios* », qui désigne le dieu grec du soleil). Cet épisode constitue un excellent lien historique entre la physique et la chimie qui mérite d'être exploré.

Les élèves auront peut-être utilisé une flamme nue pour observer des spectres de raies. La fabrication de feux d'artifice constitue une application évidente de ce principe. Voici la couleur de certains éléments lorsqu'ils brûlent :

Baryum : jaune vert
Strontium : rouge vif
Calcium : rouge orangé
Sodium : jaune vif
Potassium : violet pâle
Lithium : rouge violet
Cuivre : vert

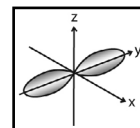
Internet renferme une foule de renseignements sur la chimie et la fabrication des feux d'artifice (pièces pyrotechniques), mais plusieurs sites ne sont disponibles qu'en anglais.

Voici un lien qui pourrait être utile :

- Feu d'artifice : http://fr.wikipedia.org/wiki/Feu_d'artifice

Recherche

Inviter les élèves à se renseigner sur les applications et les apparitions naturelles des spectres de raies à l'aide de la stratégie Jigsaw (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.21). Diviser la classe en groupes d'experts et assigner à chacun une application ou un exemple d'apparition naturelle des spectres de raies, par exemple, les feux d'artifice et l'usage des spectres de raies à des fins d'analyse. Si la démonstration sur les tubes à décharge gazeuse a été faite, les élèves savent maintenant que le gaz néon produit seulement la lumière rouge orangé et que les autres gaz produisent d'autres couleurs dans les tubes à décharge gazeuse (p.ex., argon/vert, hélium/rose orangé, krypton/lavande, xénon/bleu).



Les élèves pourraient aussi faire une recherche sur la façon dont les astrophysiciens peuvent déterminer quels éléments composent notre soleil et d'autres étoiles. Comme une étoile est faite de gaz chauds et brillants, la lumière qu'elle émet peut être captée par un télescope et analysée. À partir de spectres d'émission et d'absorption atomique de la lumière, les éléments présents dans l'étoile peuvent être identifiés.

Pour s'assurer que chaque membre du groupe d'experts est en mesure d'expliquer son sujet, inviter les élèves à faire des explications à tour de rôle à l'intérieur du groupe d'experts. Ensuite, former des groupes hétérogènes (« familles ») pour qu'ils partagent leurs nouvelles connaissances.

En fin

Inviter les élèves à dresser un cadre de concept sur les spectres d'émission (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23, 11.26 et p. 11.36).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à dessiner une série de diagrammes montrant la relation entre la fréquence et la longueur d'onde d'une onde électromagnétique et à faire le lien entre la fréquence du rayonnement électromagnétique et la quantité d'énergie contenue dans une onde de ce type. Leur demander de répondre aux questions suivantes :

- Qu'advient-il de l'énergie quand la fréquence est doublée?
- Qu'advient-il de l'énergie quand la fréquence est diminuée de moitié?

2

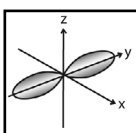
Demander aux élèves d'effectuer l'exercice de ⓐ l'annexe 6 sur les spectres de raies.

3

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des ⓐ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

4

Pour vérifier la compréhension des élèves, utiliser la stratégie des têtes numérotées (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.12)



Bloc B : L'évolution historique du modèle de mécanique quantique

L'élève sera apte à :

- C12-2-04** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique du modèle de mécanique quantique de l'atome;
RAG : A1, A2, A4, D3
- C12-0-N1** expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2
- C12-0-N2** décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4
- C12-0-N3** décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées.
RAG : A1, A2

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

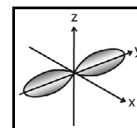
Activer les connaissances antérieures des élèves sur la structure atomique de base (protons, neutrons et électrons), le nombre atomique et la masse atomique moyenne des éléments. Les élèves devraient pouvoir utiliser ces connaissances pour représenter divers atomes avec le modèle de Bohr.

En quête

Recherche - développement historique du modèle de l'atome

Inviter les élèves à effectuer une recherche sur un scientifique qui a contribué au développement du modèle de mécanique quantique de l'atome (voir @ l'annexe 7).

Le développement historique du modèle mécanique quantique de l'atome est un sujet théorique complexe. Bien que la plupart des textes de chimie renferment de l'information sur le sujet, la portée et la complexité du traitement varient avec chaque texte. La présentation aux élèves devrait être aussi simple et logique que possible. On trouvera dans ce bloc d'enseignement une séquence d'événements suggérée. La contribution d'Einstein a délibérément été mise de côté étant donné que l'effet photoélectrique n'entre pas dans le cadre de la progression historique.



Des renseignements pour l'enseignant figurent à l'annexe 8. Chaque groupe d'élèves pourra ensuite trouver un moyen de présenter ses résultats, par exemple, en créant une affiche. Déterminer les critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation. Proposer aux élèves de prendre en note les renseignements importants pendant les présentations.

Animations - orbites électroniques

Les animations présentées ci-dessous montrent l'absorption et l'émission de photons par un atome d'hydrogène. Inviter les élèves à observer la façon dont un électron absorbe de l'énergie et passe à une orbite supérieure autour du noyau. Ils verront que l'électron à l'état excité émet un photon et revient à un niveau d'énergie inférieur. Inviter les élèves à noter que l'électron n'est pas très stable à l'état excité et qu'il préfère revenir à son orbitale énergétique inférieure.

- Le modèle de Bohr; l'atome d'hydrogène :
http://rea.declic.qc.ca/dec_virtuel/Chimie/202_NYA_05/Chimie_generale/Modeles_atomiques/Modele_de_Bohr/
- L'histoire du modèle atomique :
<http://www.c4h10.net/mod/resource/view.php?id=75>
- Atomic spectra (site en anglais) :
<http://www.colorado.edu/physics/2000/quantumzone/lines2.html>

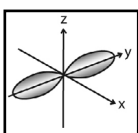
Activité/démonstration

Proposer aux élèves de faire une maquette du spectre d'émission à partir de ce qui suit :

- des balles de couleur (ou marqueurs à transparents de couleur) représentant différents photons avec une énergie correspondant à leur couleur;
- un espace sur le plancher qui représente l'état fondamental;
- une chaise, un tabouret et un comptoir qui représentent les niveaux d'énergie supérieurs.

L'écart entre le plancher et la chaise doit être plus grand qu'entre la chaise et le tabouret, et le comptoir doit être plus élevé que le tabouret.

Jouer le rôle d'un électron (ou demander à un élève de le faire) qui passe entre les différents niveaux d'énergie. Donner aux élèves des balles rouges, jaunes, vertes, bleues, violettes et noires et garder une balle rouge, une balle bleue et une balle violette. Le premier élève lance une balle violette à l'enseignant. En attrapant la balle, l'enseignant saute du plancher (premier niveau d'énergie) au tabouret (troisième niveau d'énergie).



Cette transition représente l'absorption d'un photon violet. Immédiatement après, l'enseignant sort une balle violette de sa poche, la jette dans une direction différente de celle de la balle qu'il a reçue et redescend au plancher, ce qui représente la libération d'un photon et correspond à la raie violette dans le spectre d'émission de l'hydrogène. Si un élève jette une balle bleue, l'enseignant grimpe au deuxième niveau d'énergie, puis il sort une balle bleue de sa poche et la jette dans une direction différente de celle qu'il a reçue et redescend au plancher. Ce phénomène représente l'émission d'un photon et correspond à la ligne bleue du spectre d'émission de l'hydrogène. L'exercice continue avec les balles rouges qui illustrent la ligne rouge du spectre d'émission de l'hydrogène. Dans l'atome d'hydrogène, quand l'électron revient du troisième au deuxième niveau d'énergie, donc du tabouret à la chaise, le rouge est émis. C'est un résultat logique, puisque l'électron parcourt la plus courte distance qui correspond à la plus faible fréquence de la lumière visible, soit le rouge. Si un élève lance une balle jaune, l'enseignant doit l'ignorer, puisque le jaune ne correspond à aucune transition entre des niveaux d'énergie de l'hydrogène. Enfin, l'enseignant attrape une balle noire (représentant l'ultraviolet), monte sur le comptoir et se libère du noyau, illustrant le phénomène d'ionisation.

Cette démonstration illustre des notions clés de la théorie atomique de Bohr et des spectres d'émission. Les balles de couleur représentent les différents niveaux d'énergie et les différentes énergies correspondent à des sauts (écarts) de différentes grandeurs. Le photon émis est généralement propulsé dans une direction différente de celle du photon incident. Les sauts de l'électron correspondent à une petite série de valeurs d'énergie précises.

En fin

Inviter les élèves à dessiner une nouvelle représentation de l'atome et de la comparer à celle qui est dessinée à la section « En tête ». Y-a-t-il des différences? Des ressemblances?

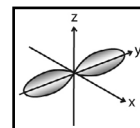
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Évaluer les présentations des élèves à l'aide des critères d'évaluation établis.

2

Proposer aux élèves d'utiliser un diagramme pour expliquer la structure de l'atome en parlant d'absorption d'énergie et de mouvement subséquent des électrons d'un niveau d'énergie à l'autre.



Bloc C : La configuration électronique

L'élève sera apte à :

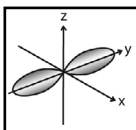
- C12-2-05** tracer la configuration électronique d'éléments du tableau périodique, entre autres des éléments choisis dont le numéro atomique ne dépasse pas 36 (krypton);
RAG : A2, D3
- C12-2-06** lier la configuration électronique d'un élément à ses électrons de valence et à sa position dans le tableau périodique;
RAG : D2, D4, E1
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Activer les connaissances antérieures des élèves en les invitant à discuter des questions suivantes :

- *Qu'est-ce que la période dans un tableau périodique?*
- *Qu'est-ce que la famille?*
- *Pourquoi regroupe-t-on les éléments dans des familles chimiques?*
- *Comment cette organisation du tableau périodique peut-elle aider à comprendre le comportement des éléments?*
- *Qu'est-ce qu'un électron de valence?*
- *Qu'est-ce qui arrive aux électrons de valence au moment de la formation d'un composé chimique?*

En 9^e année, les élèves ont dessiné le modèle atomique de Bohr pour les 18 premiers éléments (S1-2-05). Ils devraient aussi comprendre la disposition des éléments dans le tableau périodique (S1-2-06, S2-2-01, S2-2-02). En 10^e année, les élèves ont été initiés aux diagrammes de Lewis (S2-2-01).



En quête

Enseignement direct - la configuration électronique

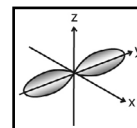
Présenter aux élèves les principes qui définissent la façon dont les électrons peuvent se placer dans une orbitale atomique (voir *Chimie 12*, p. 131-146 ou *Chimie 12 STSE*, p. 174-188). Une orbitale est la région de l'espace dans laquelle il y a une probabilité de trouver un électron.

La disposition des électrons dans un atome est appelée *configuration électronique de l'atome*. Une combinaison de nombres et de lettres permet de déterminer le niveau d'énergie des électrons dans un atome.

- Le nombre représente le niveau d'énergie principal (1, 2, 3, 4, etc.). Dans chaque niveau d'énergie, il peut y avoir un nombre précis d'orbitales, déterminé à l'aide de la valeur n^2 .
- Les lettres (s, p, d, f, g h, etc.) sont liées à la forme de l'orbitale (la région d'emplacement probable des électrons).

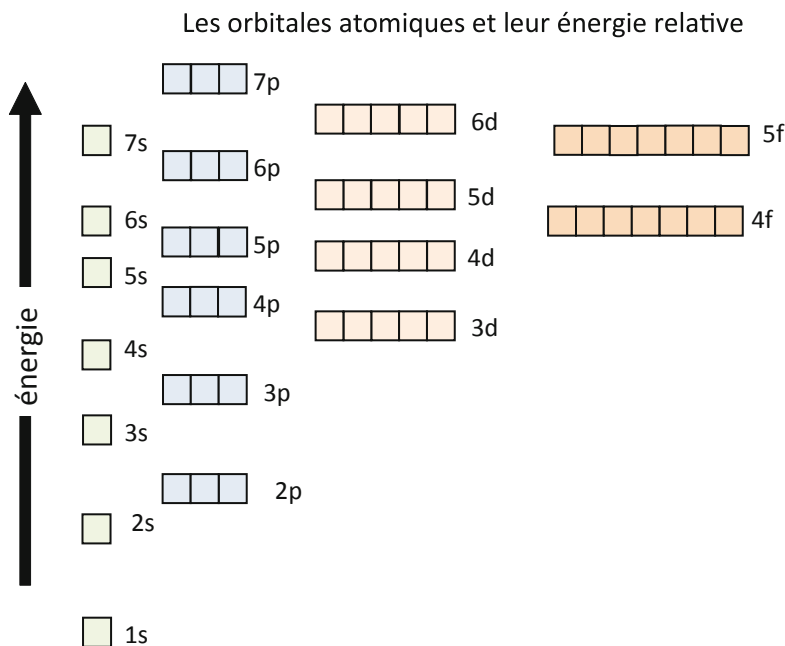
Niveaux d'énergie			
Nombre quantique principal (n)	Sous-niveaux ou sous-couches présents (types ou formes d'orbitales)	Nombre d'orbitales pour chaque sous-niveau ou sous-couche	Nombre total d'orbitales liées au niveau d'énergie principal (n^2)
1	s	1	1
2	s	1	4
	p	3	
3	s	1	9
	p	3	
	d	5	
4	s	1	16
	p	3	
	d	5	
	f	7	

Trois principes ou règles définissent la façon dont les électrons peuvent se placer dans une orbitale atomique.



1. Le principe d'Aufbau

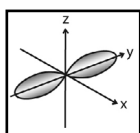
Le nom d'Aufbau vient du mot allemand *aufbauen*, qui signifie « remplissage », et a été proposé par le physicien danois Neils Bohr (1885-1962). Le principe d'Aufbau veut que chaque électron occupe l'orbitale d'énergie la plus faible disponible. Voir le diagramme qui suit.



Dans le diagramme, chaque case représente une orbitale atomique. Toutes les orbitales du même sous-niveau (ou sous-couche) ont la même énergie. Les électrons du sous-niveau 2p, par exemple, ont tous la même quantité d'énergie. Les divers sous-niveaux d'énergie dans un niveau d'énergie principal ont différentes énergies. L'orbitale 2s, par exemple, a un niveau d'énergie inférieur à celui de l'orbitale 2p. Les orbitales liées aux sous-niveaux d'énergie dans un niveau d'énergie principal peuvent chevaucher des orbitales liées à des sous-niveaux d'énergie d'un autre niveau principal. L'énergie de l'orbitale 4s, par exemple, est inférieure à celle des orbitales 3d.

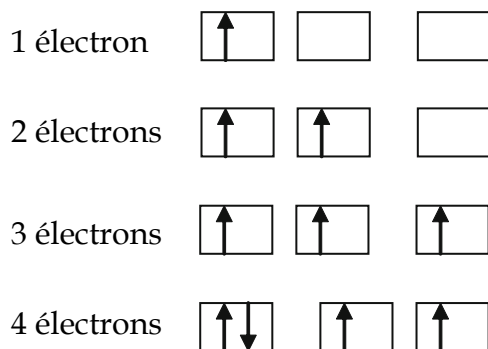
2. Le principe d'exclusion de Pauli

Ce principe veut que deux électrons au maximum puissent occuper une même orbitale atomique, mais seulement si les électrons ont des spins opposés (tournent dans des sens opposés). Wolfgang Pauli a proposé ce principe après avoir observé des atomes à l'état excité. L'orbitale atomique renfermant deux électrons ayant des spins opposés s'écrit $\uparrow\downarrow$.

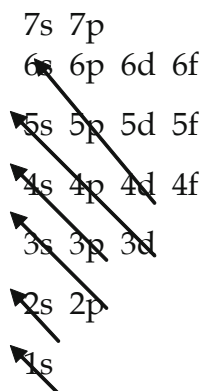


3. La règle de Hund

La règle de Hund veut que des électrons simples ayant le même spin doivent occuper chaque orbitale de la même énergie avant que d'autres électrons ayant un spin opposé ne puissent occuper les mêmes orbitales. Les trois orbitales 2p, par exemple, se rempliraient comme suit :



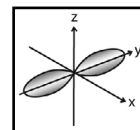
Le diagramme suivant peut aider les élèves à comprendre la façon dont s'écrit la configuration électronique :



Avec ce diagramme, on remplit les orbitales en suivant la direction des flèches, comme suit : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, etc.

Exercice - écrire des configurations électroniques

Inviter les élèves à dessiner la configuration électronique suivant la notation fondée sur les gaz nobles (ou gaz rares). À titre d'exemple, la configuration électronique complexe de l'aluminium est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, tandis qu'avec la notation fondée sur les gaz nobles, sa configuration serait $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$.



Activité - structure du tableau périodique

Expliquer aux élèves la façon dont le tableau périodique moderne a été conçu en fonction de la structure de l'atome, ou plus précisément, en fonction des électrons de valence et de la réactivité chimique des éléments.

Fournir aux élèves un tableau périodique vide. Voir @ l'annexe 9 ou un site Web tel que *le tableau vierge de la classification périodique* (http://www.periodni.com/download/tableau_vierge_de_la_classification_periodique.pdf). Leur demander d'y ajouter les électrons de valence et l'orbitale correspondante. Une fois le tableau complété, l'organisation du tableau devrait être apparente.

2s ¹	2s ²	2s ² 2p ¹	2s ² 2p ²	2s ² 2p ³	etc.
-----------------	-----------------	------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	------

En fin

1

Inviter les élèves à jouer à un bingo *Place aux électrons* où la carte de jeu comporte des symboles d'éléments. Appeler des configurations électroniques (p. ex., 1s²) pour que les élèves puissent les appliquer aux éléments correspondants (p. ex., hélium).

2

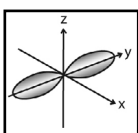
Proposer aux élèves une réflexion et une discussion sur l'analogie entre la règle de Hund et le comportement de deux parfaits étrangers qui montent à bord d'un autobus. (Dingrando *et al.* 2005 : 137).

Stratégies d'évaluation suggérées**1**

Demander aux élèves d'écrire la configuration électronique complète et la configuration de valence des éléments jusqu'au krypton inclusivement.

2

Inviter les élèves à identifier la configuration de valence à partir de la position d'un élément dans le tableau périodique.



Bloc D : Les tendances périodiques

L'élève sera apte à :

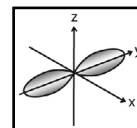
- C12-2-07** expliquer des tendances périodiques de propriétés d'éléments et lier ces tendances à leur configuration électronique,
entre autres les rayons atomiques, les rayons ioniques, l'énergie d'ionisation, l'électronégativité;
RAG : D3, D4, E1
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données et des observations dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Inviter les élèves à examiner un tableau périodique. Leur poser les questions suivantes :

- *Que représente un groupe ou une famille sur le tableau périodique?*
- *Pouvez-vous nommer des familles?*
- *Qu'ont en commun les éléments d'une même famille?*
- *Que représente une période sur le tableau périodique?*

L'électronégativité a été abordée brièvement dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-4-02 du cours de chimie de 11^e année. La présentation de ce concept visait à expliquer la polarité et la fonction subséquente de la molécule d'eau dans le processus de dilution. En 10^e année, les élèves ont d'abord vu le diagramme de Lewis comme une autre méthode permettant d'illustrer la structure atomique dans des composés ioniques et covalents simples (S2-2-02).



En quête

Activité – analyse graphique de tendances périodiques

Proposer aux élèves d'effectuer l'activité décrite à ① l'annexe 11 afin d'examiner les tendances périodiques des propriétés des éléments. Des renseignements pour l'enseignant figurent à ② l'annexe 12.

Valeurs d'électronégativité et types de liaisons

Fournir aux élèves un tableau périodique indiquant les valeurs d'électronégativité (voir ③ l'annexe 10) et le tableau ci-dessous, sans les exemples. Leur donner ensuite la formule de divers composés binaires et leur demander de prédire le type de lien. Les inviter à indiquer seulement si les liens

Les exemples de ce résultat d'apprentissage se limitent à des composés binaires. La plupart des manuels de chimie présentent un tableau périodique indiquant les valeurs d'électronégativité de chaque élément.

sont covalents non polaires, covalents moyennement polaires, covalents très polaires ou ioniques, selon le tableau suivant. Ajouter qu'il n'est pas nécessaire de préciser le pourcentage, même si certains textes fournissent des valeurs en pourcentage.

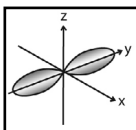
Différences d'électronégativité et caractère du lien prédit		
Différence d'électronégativité	Type de lien prédit	Exemples
0,0-0,4	Covalent non polaire	O-O (0,0)
0,4-1,0	Covalent moyennement polaire	SCl ₂ (3,16-2,58)
1,0-2,0	Covalent très polaire	CaS (2,58-1,00)
≥	Ionique	KCl (3,16-0,82)

Exemple

Quel type de lien serait présent dans une molécule de LiF?

Solution : D'après le tableau des valeurs d'électronégativité, Li a une valeur de 0,97 et F, une valeur de 4,10. La différence entre 4,10 et 0,97 est 3,13, ce qui indique que le lien entre Li et F est de nature ionique.

Voir la feuille reproductible pour ces problèmes à ③ l'annexe 13. Le corrigé figure à ④ l'annexe 14.



En fin

Inviter les élèves à résumer les tendances relatives au rayon atomique, au rayon ionique, à l'énergie d'ionisation et à l'électronégativité par rapport à la période et au groupe.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

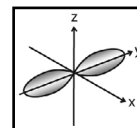
Proposer aux élèves d'indiquer dans un tableau périodique vierge les tendances entourant la période et le groupe relativement à l'énergie d'ionisation, au rayon atomique, au rayon ionique et à l'électronégativité.

2

Inviter les élèves à classer une série d'éléments en fonction du rayon atomique, du rayon ionique, de l'énergie d'ionisation et de l'électronégativité. Les élèves devraient pouvoir expliquer leur classement en indiquant le lien avec la configuration électronique.

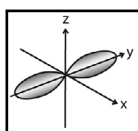
3

Demander aux élèves de donner des exemples de composés binaires et de prédire le caractère du lien existant dans la molécule.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Les ondes.....	2.33
ANNEXE 2 : Le spectre électromagnétique - Activité qui suis-je ?.....	2.34
ANNEXE 3 : Lignes spectrales	2.36
ANNEXE 4 : Démonstration - Coloration de flamme	2.38
ANNEXE 5 : Expérience - Les flammes colorées.....	2.39
ANNEXE 6 : Observation de spectres continus et de spectres de raies	2.41
ANNEXE 7 : Recherche - Le développement historique du modèle atomique.....	2.42
ANNEXE 8 : Le modèle atomique de la mécanique quantique.....	2.44
ANNEXE 9 : Tableau périodique	2.46
ANNEXE 10 : Tableau d'électronégativité	2.47
ANNEXE 11 : Analyse graphique des tendances périodiques	2.48
ANNEXE 12 : Tendances périodiques - Renseignements pour l'enseignant.....	2.51
ANNEXE 13 : Valeurs d'électronégativité et type de lien.....	2.58
ANNEXE 14 : Valeurs d'électronégativité et type de lien - Corrigé	2.59

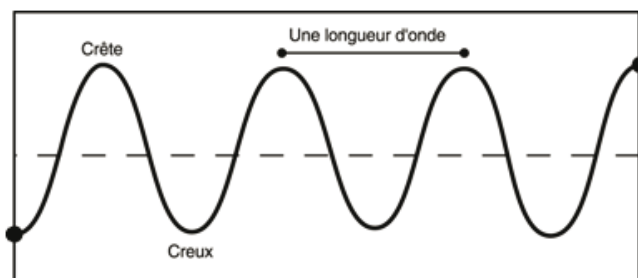


ANNEXE 1 : Les ondes

Une **crête** est la partie haute d'une onde alors qu'un **creux** est la partie basse.

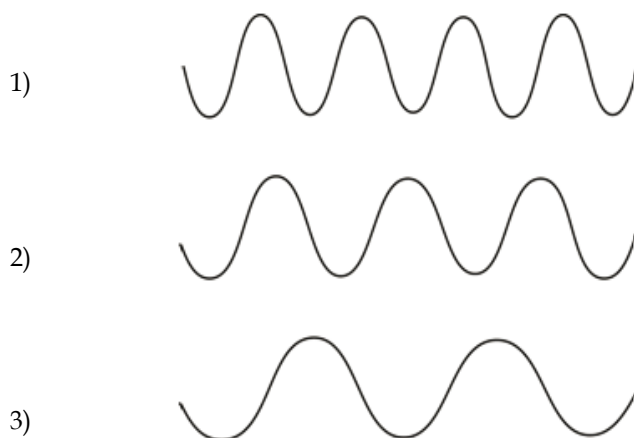
La distance entre deux crêtes ou deux creux successifs est appelée **longueur d'onde**.

La **fréquence** est déterminée par le nombre de crêtes ou de creux qui passent par un point donné pendant un certain temps, par exemple, une seconde.



1. Compare la fréquence des ondes suivantes et indique quelle onde a :

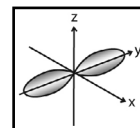
- la fréquence la plus élevée;
- la fréquence la plus basse.



2. Décris la relation entre la longueur d'onde et la fréquence d'une onde.

3. Dessine une onde ayant une fréquence :

- plus élevée que celle en 1a;
- plus basse que celle en 1b.

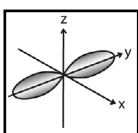


ANNEXE 2 : Le spectre électromagnétique – Activité qui suis-je?*

Il existe sept types de rayonnement électromagnétique : les ondes radio, les micro-ondes, les rayons infrarouges, la lumière visible, les rayons ultraviolets, les rayons X et les rayons gamma.

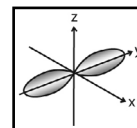
Pour chacun des énoncés qui suivent, identifie le type de rayonnement électromagnétique qui est décrit.

1. Ces ondes électromagnétiques sont les seules que nous pouvons voir. Nous les voyons comme les couleurs de l'arc-en-ciel. Chaque couleur possède une longueur d'onde différente. Le rouge a la longueur d'onde la plus élevée tandis que le violet a la longueur d'onde la plus courte. Ces ondes se combinent pour former la lumière blanche. Ce type d'onde électromagnétique est aussi essentiel pour la photosynthèse.
2. Ces ondes possèdent la longueur d'onde la plus courte et le niveau d'énergie le plus élevé du spectre électromagnétique. Ces ondes sont produites par des atomes radioactifs et par les explosions nucléaires. Elles peuvent tuer des cellules vivantes, mais les médecins s'en servent pour éliminer des cellules cancéreuses.
3. Ces ondes présentent une longueur d'onde plus courte que celles de la lumière visible. Elles sont invisibles à l'œil humain, mais certains insectes peuvent les voir. On utilise ces ondes pour stériliser des instruments dans les hôpitaux ainsi que pour détruire des bactéries dans notre nourriture. Ces ondes sont aussi responsables des coups de soleil sur notre peau.
4. Ces ondes présentent une longueur d'onde plus courte que celles des ondes radio. On s'en sert pour réchauffer notre nourriture, ou pour créer des images radar telles que le radar Doppler utilisé en météorologie. On s'en sert aussi pour communiquer avec des téléphones cellulaires.
5. Ces ondes présentent la longueur d'onde la plus grande dans le spectre électromagnétique. Elles nous permettent d'écouter les nouvelles et de la musique. Elles transportent aussi des signaux à nos téléviseurs ainsi qu'à nos téléphones cellulaires.
6. À mesure que la longueur d'onde diminue, l'énergie d'une onde augmente. Ces ondes présentent une longueur d'onde plus courte que celles des rayons ultraviolets. Elles traversent facilement la peau donc permettent aux médecins d'examiner nos os. Une exposition élevée à ce type de rayonnement peut endommager les cellules.



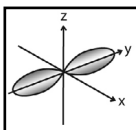
7. Ce type de rayonnement est associé à la chaleur. Nos radiateurs ou chauffettes émettent ces ondes, qui présentent une grande longueur d'onde. Le Soleil émet aussi ce type d'onde. On s'en sert pour générer des images thermiques nous permettant de « voir » des objets la nuit grâce à la chaleur qu'ils émettent.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « The Electromagnetic Spectrum - A Who am I Activity C12-2-01 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>, site consulté le 18 décembre 2012. Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

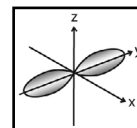


ANNEXE 3 : Lignes spectrales

Élément	Longueur d'onde (nm)	Couleur
Baryum	659,5	Rouge
	614,1	Orange
	585,4	Jaune
	577,7	Jaune
	553,5	Vert (foncé)
	455,4	Bleu (foncé)
Calcium	445,4	Bleu
	443,4	Bleu violet
	442,6	Violet (foncé)
	396,8	Violet (foncé)
	393,3	Violet (foncé)
Chrome	520,8	Vert
	520,6	Vert
	520,4	Vert
	428,9	Violet (foncé)
	427,4	Violet (foncé)
	425,4	Violet (foncé)
Cuivre	521,8	Vert
	515,3	Vert
	510,5	Vert
Hydrogène	656,2	Rouge
	486,1	Vert
	434,0	Bleu violet
	410,1	Violet
Hélium	706,5	Rouge
	667,8	Rouge
	587,5	Orange (foncé)
	501,5	Vert
	471,3	Bleu
	388,8	Violet (foncé)
Potassium	404,7	Violet (foncé)
	404,4	Violet (foncé)
Mercure	623,4	Rouge
	579,0	Jaune (foncé)
	576,9	Jaune (foncé)
	546,0	Vert (foncé)
	435,8	Bleu violet (beaucoup de bandes dans le violet et l'ultraviolet)



Élément	Longueur d'onde (nm)	Couleur
Mercure	623,4	Rouge
	579,0	Jaune (foncé)
	576,9	Jaune (foncé)
	546,0	Vert (foncé)
	435,8	Bleu violet (beaucoup de bandes dans le violet et l'ultraviolet)
Lithium	670,7	Rouge (foncé)
	610,3	Orange
	460,3	Violet
Sodium	589,5	Jaune (foncé)
	588,9	Jaune (foncé)
	568,8	Vert
	568,2	Vert
Néon		Beaucoup de bandes dans le rouge
	640,2	Orange
	585,2	Jaune
	540,0	Vert
Strontium	496,2	Bleu vert
	487,2	Bleu
	483,2	Bleu
	460,7	Bleu (foncé)
	430,5	Bleu violet
	421,5	Violet
	407,7	Violet



ANNEXE 4 : Démonstration – Coloration de flamme

Introduction

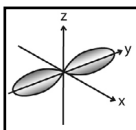
Pour cette démonstration, des solutions de sel sont enflammées afin d'observer les couleurs produites. Cette démonstration fonctionne mieux si la seule différence entre les sels est le métal, par exemple, si tous les sels sont des chlorures.

Matériel

- plat à évaporation ou boîte de Pétri en verre
- spatule
- longues allumettes ou briquet
- gants et lunettes de sécurité
- spectroscopes
- méthanol
- chlorure de lithium (LiCl)
- chlorure de sodium (NaCl)
- chlorure de potassium (KCl)
- chlorure de calcium (CaCl₂)
- chlorure de strontium (SrCl₂)
- chlorure de baryum (BaCl₂)
- sulfate de cuivre(II) (CuSO₄)
- borax (Na₂CO₃)
- carbonate de sodium (Na₂CO₃)

Démarche

1. Placer une spatule de chaque sel dans des plats à évaporation ou des boîtes de Pétri séparés et verser environ 10 mL de méthanol sur le sel.
2. Avec le briquet ou l'allumette, enflammer la solution.
3. Inviter les élèves à observer la couleur de la flamme et ensuite l'observer à l'aide d'un spectroscope.
4. Recouvrir la flamme avec un couvercle pour l'éteindre.



ANNEXE 5 : Expérience – Les flammes colorées*

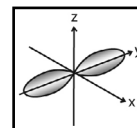
Lorsque des solutions contenant des ions métalliques sont chauffées dans la flamme d'un brûleur, elles émettent des couleurs spécifiques. Le sodium, par exemple, provoque une flamme jaune orangé.

Matériel

- Brûleur Bunsen
- 9 éclisses de bois
- solutions (1,0 mol/L)
 - chlorure de lithium
 - chlorure de baryum
 - chlorure de strontium
 - chlorure de calcium
 - chlorure de cuivre(II)
 - chlorure de sodium
 - chlorure de potassium
 - mélange de chlorure de sodium et de chlorure de potassium
 - solution inconnue
- verre bleu (si disponible)

Démarche

1. Va chercher des éclisses de bois qui ont été trempées dans les solutions de sels métalliques et identifie chacune de ces éclisses.
2. Allume le brûleur et règle la flamme afin d'obtenir deux cônes bleus. Il ne faut pas que la flamme soit jaune.
3. Place le bout de l'éclisse qui a été trempé dans la solution dans la partie supérieure du cône interne de la flamme. Note la couleur et l'intensité de la flamme dans un tableau. La couleur émise par le sel est la couleur initiale de la flamme, et non la couleur jaune orangé produite par l'éclisse qui se met à brûler. Pour éviter de brûler l'éclisse, la passer à travers la flamme plutôt que la tenir immobile dans la flamme.
4. Répète avec les autres éclisses et note les résultats.
5. Pour le mélange de sodium et de potassium, observe les couleurs une première fois et ensuite une deuxième fois en regardant à travers un morceau de verre bleu. Ce verre qui contient du cobalt élimine la couleur jaune orangé.

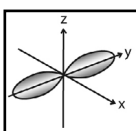


Analyse

Réponds aux questions suivantes :

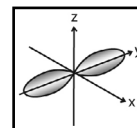
1. Place les couleurs observées en ordre décroissant d'énergie.
2. Place les couleurs observées en ordre décroissant de fréquence.
3. Place les couleurs observées en ordre croissant de longueur d'onde.
4. Quelle est la relation entre l'énergie, la fréquence et la longueur d'onde?
5. Selon tes observations, quel est le métal présent dans la solution inconnue?
6. Peut-on utiliser des tests de flamme afin d'identifier des inconnus dans un mélange?
Explique ta réponse.
7. Comment les électrons sont-ils excités durant cette expérience?
8. Quelles particules dans les solutions seraient responsables de la production de lumière colorée?
9. Pourquoi différents produits chimiques émettent-ils des couleurs de lumière différentes?
10. Pourquoi devais-tu placer les solutions dans une flamme de brûleur afin de voir l'émission d'une lumière colorée?

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Flame Tests Activity - C12-2-02 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>, site consulté le 18 décembre 2012.
Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 6 : Observation de spectres continus et de spectres de raies

1. Dessine le spectre d'une ampoule de lampe incandescente et d'une ampoule de lampe fluorescente.
2. Quelle est la différence entre un spectre de raies et un spectre continu? Dessine un exemple de chacun.
3. D'après tes observations durant l'activité en laboratoire, quels types de matières produisent des spectres continus? Des spectres de raies?
4. Donne un exemple d'une source de lumière donnant lieu à :
 - a. un spectre continu;
 - b. un spectre de raies;
 - c. un spectre continu et des spectres de raies.
5. D'après tes observations, quelles seraient les propriétés que toutes les sources lumineuses ont en commun? Quelles sont celles qui diffèrent?
6. Explique pourquoi un arc-en-ciel est considéré comme un bel exemple de spectre continu.
7. Que représentent les différentes couleurs d'un spectre de raies?
8. Pourquoi différentes substances donnent-elles des spectres différents?
9. Les lampes à vapeur de sodium émettent une lumière jaune caractéristique. Que peux-tu déduire au sujet des atomes de sodium à partir de cette observation?
10. Explique comment les atomes produisent leurs lignes spectrales caractéristiques. Pourquoi y a-t-il des lignes différentes produites au lieu d'une seule ligne?
11. Quels éléments produisent le plus grand nombre de lignes spectrales? Qu'est-ce que cela te fait penser au sujet des transitions électroniques?
12. Les lignes spectrales sont les empreintes des éléments. Explique ce que cela signifie.



ANNEXE 7 : Recherche – Le développement historique du modèle atomique*

Choisis l'un des scientifiques suivants et décris sa contribution au développement du modèle atomique. Les questions devraient t'aider à orienter ta recherche.

Démocrite

- Qui était Démocrite? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quelle a été sa contribution au développement du modèle atomique? Comment ses idées étaient-elles différentes des autres philosophes de l'Antiquité grecque?

Dalton

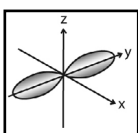
- Qui était Dalton? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Qu'a-t-il postulé au sujet des composés et des réactions chimiques?
- Quels étaient les problèmes ou questions par rapport à son modèle?

Thomson

- Qui était Thomson? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Quel nom a-t-on donné à son modèle?
- Quelles particules subatomiques sont incluses dans son modèle?
- Quels étaient les problèmes ou questions par rapport à son modèle?

Rutherford

- Qui était Rutherford? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Qu'est-ce qui l'a poussé à créer ce modèle?
- Quelle expérience a-t-il réalisée et pourquoi ses résultats étaient-ils si surprenants?
- Quelles particules subatomiques sont incluses dans son modèle?
- Qui a découvert le proton?
- Quels étaient les problèmes ou questions par rapport à son modèle?



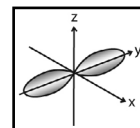
Bohr

- Qui était Bohr? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Comment a-t-il expliqué le problème majeur du modèle de Rutherford?
- Comment a-t-il décrit les niveaux d'énergie de l'atome?
- Que signifie quanta?
- Qu'est-ce qu'une orbite?
- Les électrons peuvent-ils se déplacer d'un niveau d'énergie à un autre?
- Quels étaient les problèmes ou questions par rapport à son modèle?

Schrödinger

- Qui était Schrödinger? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Comment ce modèle décrit-il l'atome?
- Pourquoi ce modèle est-il meilleur que celui de Bohr?
- Qu'est-ce qu'une orbitale et en quoi est-elle différente d'une orbite?

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Quantum Mechanical Model of the Atom - C12-2-04 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 18 décembre 2012).
Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

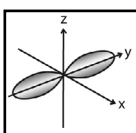
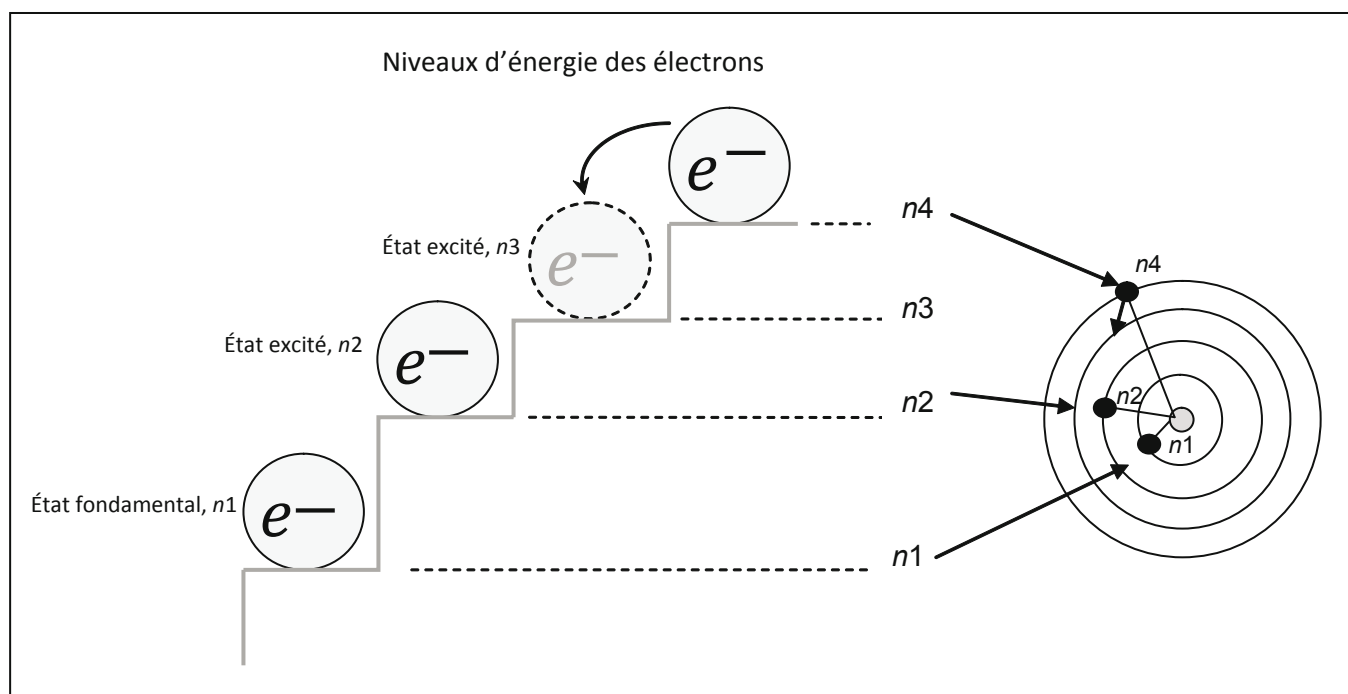


ANNEXE 8 : Le modèle atomique de la mécanique quantique

En 1913, le physicien danois Niels Bohr (1885-1962) a proposé un modèle de l'atome d'hydrogène selon lequel l'absorption du rayonnement par un atome fait passer l'électron de son état fondamental à un niveau d'énergie plus élevé et instable (l'état excité). Le modèle indique que cet électron finit par perdre de l'énergie et passe à un niveau d'énergie moins élevé en émettant de l'énergie sous forme de lumière. D'après des arguments fondés sur les interactions électrostatiques et la physique de Newton, Bohr a montré que les énergies de l'électron de l'atome d'hydrogène pouvaient être calculées par une simple relation en utilisant la constante de Rydberg et un nombre entier qui, plus tard, fut nommé le *nombre quantique principal* (n).

Johannes Rydberg (1854-1919), un physicien suédois qui a mené des recherches sur la spectroscopie, a découvert la relation simple entre les diverses raies du spectre des éléments. Cette relation comprend une constante que l'on nomma plus tard *constante de Rydberg*. Les valeurs calculées par Bohr se comparaient favorablement aux valeurs expérimentales observées antérieurement, ce qui constituait une excellente preuve de la validité du modèle.

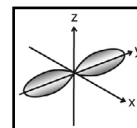
L'illustration qui suit montre l'augmentation de l'énergie potentielle lorsque l'électron passe de son état fondamental à un état excité différent. Le diagramme illustre les niveaux d'énergie.



Les physiciens étaient mystifiés autant qu'intrigués par le modèle de l'atome de Bohr. Ils se sont demandés pourquoi le modèle n'admettait que certaines valeurs d'énergie des électrons (ce qu'on appela plus tard la *quantification* du moment cinétique). Apparemment, même Bohr était incapable de fournir une explication logique. En 1924, Louis de Broglie (1892-1987), physicien français, propose une solution. Son raisonnement était le suivant : si les ondes lumineuses peuvent se comporter comme un faisceau de particules, peut-être que les particules comme les électrons peuvent aussi se comporter comme des ondes. Dans ses discussions, il fait le lien entre la circonférence d'une orbite atomique et la longueur d'onde d'un électron voyageant autour du noyau. Peu après que de Broglie eut présenté sa relation, Clinton Joseph Davisson (1881-1958) et Lester Halbert Germer (1896-1972), tous deux des États-Unis, ainsi que George Paget Thomson (1892-1975), de l'Angleterre, démontrent effectivement que les électrons possèdent des propriétés similaires à celles des ondes.

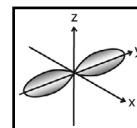
De nouvelles questions surgissent concernant la position de l'électron. Si un électron peut se comporter comme une onde, comment peut-on déterminer sa position précise dans l'atome? Ceci a mené à la formulation du principe d'incertitude par le physicien allemand Werner Heisenberg (1901-1976), qui affirme qu'il est impossible de connaître simultanément et avec certitude la position et la quantité de mouvement d'une particule.

Bohr a grandement contribué à notre compréhension de l'atome, mais sa théorie ne décrit pas complètement le comportement électronique dans l'atome. En 1926, le physicien autrichien Erwin Schrödinger (1887-1961) formule une équation décrivant les énergies et le comportement de particules inframicroscopiques à partir d'un calcul différentiel complexe. Cette équation a autant d'importance que la contribution d'Isaac Newton relativement à notre compréhension de la position et du mouvement des particules. La discussion de Newton était axée sur des corps macroscopiques (de grande taille), tandis que Schrödinger fournissait une vision probabiliste avant-gardiste du monde microscopique. Cette équation permet entre autres de calculer la probabilité statistique de trouver un électron dans un espace précis de l'atome. Les travaux de Schrödinger ont amorcé une nouvelle ère de la physique et de la chimie qui a culminé avec l'élaboration d'une nouvelle mécanique, la *mécanique quantique*.



Annexe 10 : Tableau d'électronégativité

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 2,20	He —	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne —	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,06	S 2,44	Cl 2,83	Ar —
19 K 0,91	20 Ca 1,04	21 Sc 1,20	22 Ti 1,32	23 V 1,45	24 Cr 1,56	25 Mn 1,60	26 Fe 1,64	27 Co 1,70	28 Ni 1,75	29 Cu 1,75	30 Zn 1,66	31 Ga 1,82	32 Ge 2,02	33 As 2,20	34 Se 2,48	35 Br 2,74	36 Kr —
37 Rb 0,89	38 Sr 0,99	39 Y 1,11	40 Zr 1,22	41 Nb 1,23	42 Mo 1,30	43 Tc 1,36	44 Ru 1,42	45 Rh 1,45	46 Pd 1,35	47 Ag 1,42	48 Cd 1,46	49 In 1,49	50 Sn 1,72	51 Sb 1,82	52 Te 2,01	53 I 2,21	54 Xe —
55 Cs 0,86	56 Ba 0,97	57 La* 1,08	72 Hf 1,23	73 Ta 1,33	74 W 1,40	75 Re 1,46	76 Os 1,52	77 Ir 1,55	78 Pt 1,44	79 Au 1,42	80 Hg 1,44	81 Tl 1,44	82 Pb 1,55	83 Bi 1,67	84 Po 1,76	85 At 1,96	86 Rn —
87 Fr 0,86	88 Ra 0,97	89 Ac** 1,00	104 Rf —	105 Db —	106 Sg —	107 Bh —	108 Hs —	109 Mt —	—	—	—	—	—	—	—	—	—



ANNEXE 11 : Analyse graphique des tendances périodiques*

Partie 1 : tendances dans les familles

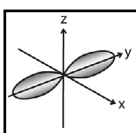
1. Pour la famille des alcalins, construis un graphique du symbole atomique en fonction :
 - du rayon atomique ou ionique;
 - de l'électronégativité;
 - de l'énergie d'ionisation.
2. Pour la famille des halogènes, construis un graphique du symbole atomique en fonction :
 - du rayon atomique ou ionique;
 - de l'électronégativité;
 - de l'énergie d'ionisation.

Partie 2 : tendances dans les périodes

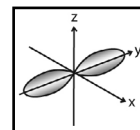
3. Pour la troisième période du tableau périodique (de Na à Ar), construis un graphique du symbole atomique en fonction :
 - du rayon atomique;
 - du rayon ionique;
 - de l'électronégativité;
 - de l'énergie d'ionisation.

Analyse des données

1. Décris les tendances observées dans chacun des graphiques tracés. Essaie d'expliquer ces tendances à l'aide de tes connaissances au sujet de la configuration électronique et de l'information dans ton manuel scolaire.
2. Comment le numéro de période est-il relié au numéro du niveau d'énergie de ses électrons de valence?
3. Explique ce qu'est un rayon atomique et un rayon ionique.
4. Qu'arrive-t-il au rayon atomique à mesure que le numéro atomique augmente dans une période? Dans une famille? Pourquoi observe-t-on ces tendances?
5. Explique ce qu'est l'effet d'écran ou de bouclier et décris la relation entre l'effet d'écran et la taille d'un atome.



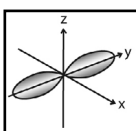
6. Pourquoi un ion négatif est-il plus grand que son atome neutre correspondant?
7. Pourquoi un ion positif est-il plus petit que son atome neutre correspondant?
8. L'azote a plusieurs états d'oxydation (N^{3+} , N^{5+} , N , N^{3-}). Place-les en fonction d'un rayon atomique ou ionique décroissant.
9. Lequel est plus grand, Fe^{2+} ou Fe^{3+} ? Explique ta réponse.
10. Pour chacune des paires suivantes, indique l'atome ou l'ion qui a le plus grand rayon. Justifie ton choix.
 - a) S, O
 - b) Ca, Ca^{2+}
 - c) Na^+ , K^+
 - d) Na, K
 - e) S^{2-} , O^{2-}
 - f) F, F^-
11. Pour chacune des paires suivantes, indique l'ion qui a le plus petit rayon. Justifie ton choix.
 - a) K^+ , Ca^{2+}
 - b) F^- , Cl^-
 - c) P^{3-} , S^{2-}
 - d) S^{2-} , F^-
 - e) O^{2-} , F^-
 - f) Fe^{2+} , Fe^{3+}
12. Explique ce qu'est l'électronégativité.
13. Quel élément a la valeur d'électronégativité la plus élevée? Où se situe cet élément dans le tableau périodique? (Dans le haut, dans le bas, à gauche, à droite)
14. Où les éléments ayant les valeurs d'électronégativité les plus basses se situent-ils dans le tableau périodique?
15. Quelle semble être la tendance des valeurs d'électronégativité de la gauche vers la droite dans une période?
16. Quelle semble être la tendance des valeurs d'électronégativité du haut vers le bas dans une famille?
17. Place les éléments suivants dans un ordre croissant d'électronégativité : O, Al, Ca.



18. Place les éléments suivants dans un ordre décroissant d'électronégativité : Cl, K, Cu.
19. Explique ce qu'est l'énergie d'ionisation.
20. Qu'arrive-t-il à l'énergie nécessaire pour enlever un électron à mesure que le numéro atomique augmente dans une période? Dans une famille? Explique ta réponse.
21. Pour chacune des paires suivantes, indique l'atome ou l'ion avec la première énergie d'ionisation la plus élevée.
- Li, Cs
 - Cl⁻, Ar
 - Ca, Br
 - Na⁺, Ne
 - B, Be
22. Pour chacune des propriétés figurant au tableau, indique s'il y a augmentation ou diminution dans une période ou une famille.

Propriété	Période	Famille
Rayon atomique		
Rayon ionique		
Électronégativité		
Énergie d'ionisation		

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Periodic Trends - C12-2-07 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 18 décembre 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 12 : Tendances périodiques – Renseignements pour l'enseignant

Tendances relatives au rayon atomique

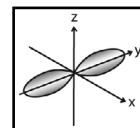
Le rayon atomique est la distance du noyau à l'électron le plus éloigné du noyau. Puisque la position de cet électron ne peut pas être déterminée de façon précise, on considère habituellement que le rayon atomique correspond à la moitié de la distance entre le noyau de deux atomes liés du même élément.

- *Tendance relative au rayon atomique par rapport à la période*
Le rayon atomique diminue généralement à mesure que l'on avance dans une période. Puisque chaque électron additionnel s'ajoute au même niveau d'énergie principal, mais que le nombre de protons augmente, les électrons supplémentaires ne sont pas protégés de la positivité croissante du noyau. La charge nucléaire croissante tire les électrons de valence plus près du noyau, réduisant ainsi le rayon atomique.
- *Tendance relative au rayon atomique par rapport au groupe*
Le rayon atomique augmente généralement à mesure que l'on descend dans un groupe du tableau périodique. En effet, comme l'orbitale extérieure s'agrandit, elle s'oppose à l'attraction du noyau sur les électrons de valence. Ce facteur est plus puissant que l'attraction accrue du noyau (qui est plus positif) sur les électrons de valence, ce qui fait augmenter le rayon.

Tendances relatives à l'énergie d'ionisation

L'énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire pour extraire un électron d'un atome à l'état gazeux. Cette valeur indique la force avec laquelle un noyau d'atome retient ses électrons de valence. Une valeur élevée de l'énergie d'ionisation indique que l'atome retient fortement ses électrons. Les valeurs faibles de l'énergie d'ionisation indiquent que l'atome retient faiblement ses électrons. Les atomes dont les valeurs d'ionisation sont élevées sont peu susceptibles de perdre des électrons et de former des ions positifs.

- *Tendances relatives aux premières énergies d'ionisation par rapport à la période*
À mesure que l'on avance dans une période, la première énergie d'ionisation augmente généralement. À titre d'exemple, la première énergie d'ionisation du lithium est faible, ce qui indique que l'atome perdra facilement un électron pour former l'ion Li^+ . L'atome de lithium possède un électron de valence et c'est cet électron qui sera facilement enlevé de l'atome. À mesure que l'on avance sur la rangée, il devient de plus en plus difficile d'enlever un électron de valence de l'atome, car la charge nucléaire accrue de chaque élément successif produit une force d'attraction plus grande sur les électrons de valence, d'où une augmentation des énergies d'ionisation. Plus la charge nucléaire est forte, plus il est difficile d'enlever un électron de valence, car les électrons sont attirés plus près du noyau chargé positivement.



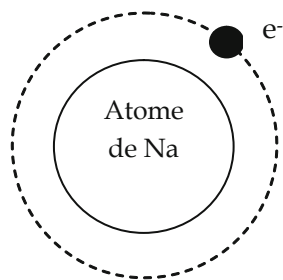
Ainsi, le néon, qui est situé à l'extrémité de la rangée, a une première énergie d'ionisation élevée, indiquant qu'il est peu susceptible de perdre un électron pour former l'ion Ne^+ . Le niveau d'énergie extérieur du néon est stable (huit électrons), donc l'atome ne cède pas facilement d'électron.

- *Tendances relatives aux énergies d'ionisation successives par rapport à la période*
L'énergie nécessaire pour chaque énergie d'ionisation successive augmente à mesure que l'on avance dans la période. La raison principale : l'augmentation de la charge positive renforce le lien avec les électrons. Pour chaque élément, l'énergie nécessaire pour une ionisation spécifique augmente considérablement, puisque les atomes ont tendance à perdre ou à gagner des électrons afin de compléter leur niveau d'énergie et de parvenir à leur état le plus stable. Le saut d'énergie se produit quand un électron de cœur, par opposition à un électron de valence, est arraché.

Exemple :

Atome de sodium (un électron de valence)

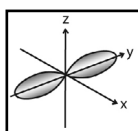
Ion de sodium (aucun électron de valence)



500 kJ/mol – énergie nécessaire pour enlever l'électron de valence

4 560 kJ/mol – énergie nécessaire pour enlever un électron du niveau d'énergie stable $2s^2 2p^6$

- *Tendances relatives aux énergies d'ionisation par rapport au groupe*
Les énergies d'ionisation diminuent à mesure que l'on descend dans le groupe. Plus la taille de l'atome est grande, plus les électrons de valence s'éloignent du noyau. Donc, plus l'atome est gros, moins il faut d'énergie pour arracher l'électron, puisque la force d'attraction est plus faible.



Tendances relatives au rayon ionique

Lorsque des atomes perdent des électrons pour former des ions positifs (cations), leur taille diminue toujours, et ce, pour deux raisons. D'abord, il y a la perte d'électrons de valence, qui peut donner lieu à une orbitale complètement vide. Ensuite, l'effet d'écran ou de répulsion des électrons est atténué, ce qui permet au noyau d'attirer les électrons plus près du noyau.

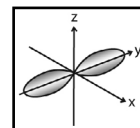
Lorsque des atomes gagnent des électrons pour former des ions négatifs (anions), ils deviennent toujours plus gros, puisque l'effet d'écran ou de répulsion des électrons augmente, ce qui éloigne les électrons du noyau.

- *Tendances relatives au rayon ionique par rapport à la période*
La taille des ions positifs diminue à mesure que l'on avance dans la période (rangée) et la taille des ions négatifs diminue plus on avance dans la période.
- *Tendances relatives au rayon ionique par rapport au groupe*
Le rayon ionique des ions positifs et négatifs augmente à mesure que l'on descend dans la colonne d'un groupe.

Tendances relatives à l'électronégativité

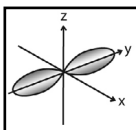
L'électronégativité se définit comme la capacité d'un atome d'une molécule d'attirer des électrons vers lui dans une liaison chimique. La première échelle d'électronégativité établie et la plus couramment utilisée – a été conçue par Linus Pauling, qui s'est appuyé sur des données thermochimiques. On utilise les valeurs de Pauling dans bon nombre de manuels. En 1936, Robert Millikan a élaboré une approche de l'électronégativité fondée uniquement sur les propriétés atomiques. Quant à l'échelle d'Allred Rochow, elle est fondée sur la force d'attraction électrostatique entre le noyau et les électrons de valence. C'est ce tableau qui est présenté à l'annexe 10, mais le choix du tableau importe peu.

- *Tendances relatives à l'électronégativité par rapport au groupe*
L'électronégativité diminue à mesure que l'on descend dans la colonne d'un groupe. Cela s'explique par l'effet d'écran, selon lequel les électrons des niveaux d'énergie plus bas forment un écran entre la charge positive du noyau et les électrons plus éloignés. La force d'attraction entre ces électrons et le noyau est donc moins forte.
- *Tendances relatives à l'électronégativité par rapport à la période*
L'électronégativité augmente à mesure que l'on avance dans la période. L'ajout de protons au noyau augmente la force d'attraction entre ce dernier et les électrons ajoutés au même niveau d'énergie.

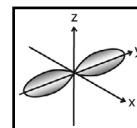


Réponses aux questions

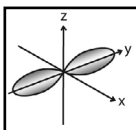
1. Décris les tendances observées dans chacun des graphiques tracés. Essaie d'expliquer ces tendances à l'aide de tes connaissances au sujet de la configuration électronique et de l'information dans ton manuel scolaire (*voir les pages précédentes*).
2. Comment le numéro de période est-il lié au numéro du niveau d'énergie de ses électrons de valence? *Le numéro de période est le même que le niveau d'énergie de ses électrons de valence. Pour la période 3, par exemple, les électrons de valence se situent dans la sous-couche 3p.*
3. Explique ce qu'est un rayon atomique et un rayon ionique. *Rayon atomique : taille de l'atome, estimé à partir de la moitié de la distance entre les noyaux d'atomes dans un solide cristallin (éléments métalliques), ou de la moitié de la distance entre les noyaux d'atomes identiques liés par une liaison covalente simple (éléments moléculaires). Rayon ionique : taille d'un ion, estimé à partir de la distance entre les noyaux dans un solide ionique.*
4. Qu'arrive-t-il au rayon atomique à mesure que le numéro atomique augmente dans une période? Dans une famille? Pourquoi observe-t-on ces tendances? *Le rayon atomique diminue à mesure que le numéro atomique augmente dans une période. Comme chaque électron additionnel s'ajoute au même niveau d'énergie principal, les électrons supplémentaires ne sont pas protégés de la positivité croissante du noyau. La charge nucléaire croissante tire les électrons de valence plus près du noyau, réduisant ainsi le rayon atomique. Le rayon atomique augmente à mesure que le numéro atomique augmente dans une famille. Les électrons près du noyau agissent comme un écran entre les couches externes d'électrons et le noyau. Ceci réduit l'attraction entre le noyau et les électrons périphériques. Comme l'orbitale extérieure s'agrandit, elle s'oppose à l'attraction du noyau sur les électrons de valence. Ce facteur est plus puissant que l'attraction accrue du noyau (qui est plus positif) sur les électrons de valence, ce qui fait augmenter le rayon.*
5. Explique ce qu'est l'effet d'écran ou de bouclier et décris la relation entre l'effet d'écran et la taille d'un atome. *Les électrons près du noyau forment un genre d'écran à la force d'attraction qu'exerce le noyau sur les électrons des couches plus éloignées. Ceci réduit la force d'attraction entre le noyau et les électrons périphériques. Pour les éléments dans une même période, les électrons qui s'ajoutent n'ont pas d'effet d'écran entre eux. Puisque la charge nucléaire augmente, la force d'attraction entre le noyau et les atomes périphériques augmente, réduisant ainsi le rayon. En descendant dans une famille, il y a plus d'électrons entre la couche périphérique et le noyau, donc même si le nombre de protons augmente, la force est en partie annulée par les électrons plus près du noyau. Puisque la force d'attraction entre le noyau et les électrons périphériques diminue, le rayon atomique augmente.*



6. Pourquoi un ion négatif est-il plus grand que son atome neutre correspondant? *Le nombre d'électrons augmente dans un ion négatif tandis que la charge nucléaire reste la même. L'ajout d'un ou de plusieurs électrons augmente la répulsion entre ces particules, ce qui grossit le nuage électronique.*
7. Pourquoi un ion positif est-il plus petit que son atome neutre correspondant? *Le nombre d'électrons diminue dans un ion positif tandis que la charge nucléaire reste la même.*
8. L'azote a plusieurs états d'oxydation (N^{3+} , N^{5+} , N , N^{3-}). Place-les en fonction d'un rayon atomique ou ionique décroissant. (N^{3-} , N , N^{3+} , N^{5+})
9. Lequel est plus grand, Fe^{2+} ou Fe^{3+} ? Explique ta réponse. *L'ion Fe^{2+} est plus grand. Puisqu'il comporte un électron de plus que l'ion Fe^{3+} , la répulsion est plus forte entre ses particules, ce qui grossit le nuage électronique. Moins un atome a d'électrons, plus l'attraction entre le noyau et les électrons périphériques est forte et, par conséquent, moins le rayon ionique est grand.*
10. Pour chacune des paires suivantes, indique l'atome ou l'ion qui a le plus grand rayon. Justifie ton choix.
- a) S, O *S, car il se situe plus bas dans le même groupe. Ses électrons périphériques sont à un niveau d'énergie plus élevé et les électrons plus près du noyau agissent comme un écran, ce qui réduit l'attraction entre le noyau et les électrons périphériques.*
- b) Ca, Ca^{2+} *Ca, car il possède moins de protons que sa forme ionique, donc le noyau attire les électrons avec moins de force.*
- c) Na^+ , K^+ *K^+ , car il se situe plus bas dans la colonne du même groupe. Les électrons près du noyau agissent comme un écran contre l'attraction du noyau envers les électrons périphériques.*
- d) Na, K *K, car il se situe plus bas dans la colonne du même groupe.*
- e) S^{2-} , O^{2-} *S^{2-} , car il se situe plus bas dans la colonne du même groupe.*
- f) F, F^- *F^- , car on ajoute un électron à la même couche d'énergie. Ces électrons se repoussent et demeurent donc plus éloignés que ceux de l'atome neutre.*
11. Pour chacune des paires suivantes, indique l'ion qui a le plus petit rayon. Justifie ton choix.
- a) K^+ , Ca^{2+} *Ca^{2+} , car il possède plus de protons attirant le même nombre d'électrons que l'ion potassium.*
- b) F^- , Cl⁻ *F^- , car il se situe plus haut dans le même groupe; ses électrons sont donc à un niveau d'énergie moins élevé et sont attirés plus fortement par le noyau.*
- c) P^{3-} , S^{2-} *S^{2-} , car il possède plus de protons attirant le même nombre d'électrons.*
- d) S^{2-} , F^- *F^- , car il se situe plus haut dans le tableau périodique; ses électrons périphériques sont à un niveau d'énergie moins élevé. Il se trouve aussi plus à droite dans la période, donc le rayon ionique est plus petit.*
- e) O^{2-} , F^- *F^- , car il possède plus de protons attirant le même nombre d'électrons.*
- f) Fe^{2+} , Fe^{3+} *Fe^{3+} , car il possède plus de protons attirant le même nombre d'électrons.*



12. Explique ce qu'est l'électronégativité. *L'électronégativité se définit comme la capacité d'un atome d'une molécule d'attirer des électrons vers lui dans une liaison chimique.*
13. Quel élément a la valeur d'électronégativité la plus élevée? Où se situe cet élément dans le tableau périodique? (Dans le haut, dans le bas, à gauche, à droite) *L'élément qui présente la valeur d'électronégativité la plus élevée est le fluor. Cet élément se situe dans le haut du tableau périodique, à droite.*
14. Où les éléments ayant les valeurs d'électronégativité les plus basses se situent-ils dans le tableau périodique? *Les éléments dans le bas du tableau périodique, à gauche sont ceux qui présentent les valeurs d'électronégativité les plus basses.*
15. Quelle semble être la tendance des valeurs d'électronégativité de la gauche vers la droite dans une période? *Les valeurs d'électronégativité augmentent de la gauche vers la droite dans une période.*
16. Quelle semble être la tendance des valeurs d'électronégativité du haut vers le bas dans une famille? *Les valeurs d'électronégativité diminuent du haut vers le bas dans une famille.*
17. Place les éléments suivants dans un ordre croissant d'électronégativité : O, Al, Ca.
Ca, Al, O
18. Place les éléments suivants dans un ordre décroissant d'électronégativité : Cl, K, Cu.
K, Cu, Cl
19. Explique ce qu'est l'énergie d'ionisation. *L'énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire pour extraire un électron d'un atome à l'état gazeux.*
20. Qu'arrive-t-il à l'énergie nécessaire pour enlever un électron à mesure que le numéro atomique augmente dans une période? Dans une famille? Explique ta réponse. *À mesure que le numéro atomique augmente dans une période, l'énergie d'ionisation augmente. À mesure que l'on avance sur la rangée, il devient de plus en plus difficile d'enlever un électron de valence de l'atome, car la charge nucléaire accrue de chaque élément successif produit une force d'attraction plus grande sur les électrons de valence, d'où une augmentation des énergies d'ionisation. Plus la charge nucléaire est forte, plus il est difficile d'enlever un électron de valence, car les électrons sont attirés plus près du noyau chargé positivement. Les énergies d'ionisation diminuent à mesure que l'on descend dans le groupe. Plus la taille de l'atome est grande, plus les électrons de valence s'éloignent du noyau. Donc, plus l'atome est gros, moins il faut d'énergie pour arracher l'électron, puisque la force d'attraction est plus faible.*

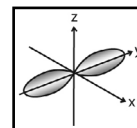


21. Pour chacune des paires suivantes, indique l'atome ou l'ion avec la première énergie d'ionisation la plus élevée.

- a) Li, Cs *Li*
- b) Cl⁻, Ar *Ar*
- c) Ca, Br *Br*
- d) Na⁺, Ne *Na⁺*
- e) B, Be *Be*

22. Pour chacune des propriétés figurant au tableau, indique s'il y a augmentation ou diminution dans une période ou une famille.

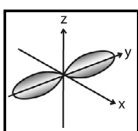
Propriété	Période	Famille
Rayon atomique	<i>Diminue</i>	<i>Augmente</i>
Rayon ionique	<i>Diminue du groupe 1 au groupe 3, augmente par la suite et diminue de nouveau du groupe 5 au groupe 7</i>	<i>Augmente</i>
Électronégativité	<i>Augmente</i>	<i>Diminue</i>
Énergie d'ionisation	<i>Augmente</i>	<i>Diminue</i>



Annexe 13 : Valeurs d'électronégativité et type de lien

À l'aide du tableau des électronégativités, détermine le type de lien (ionique, covalent polaire, covalent non polaire) qui serait formé entre chacun des éléments suivants. Indique la différence d'électronégativité pour chaque paire d'éléments.

	Type de lien	Différence d'électronégativité
1.	Na, Cl	
2.	Al, Cl	
3.	H, S	
4.	K, F	
5.	O, O	
6.	Mg, S	
7.	Li, Br	
8.	F, F	



Annexe 14 : Valeurs d'électronégativité et type de lien – Corrigé

À l'aide du tableau des électronégativités, détermine le type de lien (ionique, covalent polaire, covalent non polaire) qui serait formé entre chacun des éléments suivants. Indique la différence d'électronégativité pour chaque paire d'éléments.

	Type de lien	Différence d'électronégativité
1. Na, Cl	ionique	$2,83 - 1,01 = 1,72$
2. Al, Cl	covalent polaire	$2,83 - 1,47 = 1,36$
3. H, S	ionique	$2,44 - 2,20 = 2,24$
4. K, F	ionique	$4,10 - 0,91 = 3,19$
5. O, O	covalent non polaire	$3,50 - 3,50 = 0$
6. Mg, S	covalent polaire	$2,44 - 1,23 = 1,21$
7. Li, Br	ionique	$2,74 - 0,97 = 1,77$
8. F, F	covalent non polaire	$4,10 - 4,10 = 0$

