

Manitoba

Éducation, Citoyenneté et Jeunesse

CHIMIE, 12^e année

Document de mise en œuvre

**REGROUPEMENT 2 : LA STRUCTURE
ATOMIQUE**

ÉBAUCHE NON-RÉVISÉE

Janvier 2008

BLOC A : Le spectre électromagnétique

- 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 en astronomie, aurores boréales, feux d'artifice, néons.*
RAG : C5, A5
- C12-0-S1 adopter des habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres connaître et prendre les précautions nécessaires à la sécurité, être au courant du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT), savoir utiliser l'équipement d'urgence;
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 professions et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4

EN TÊTE

Évaluation des connaissances antérieures

Les stratégies SVA (p. ex., carte conceptuelle, tableau des connaissances, Réfléchis-Trouve un partenaire-Partage) peuvent servir à la révision et/ou à l'évaluation des connaissances antérieures. Voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9).

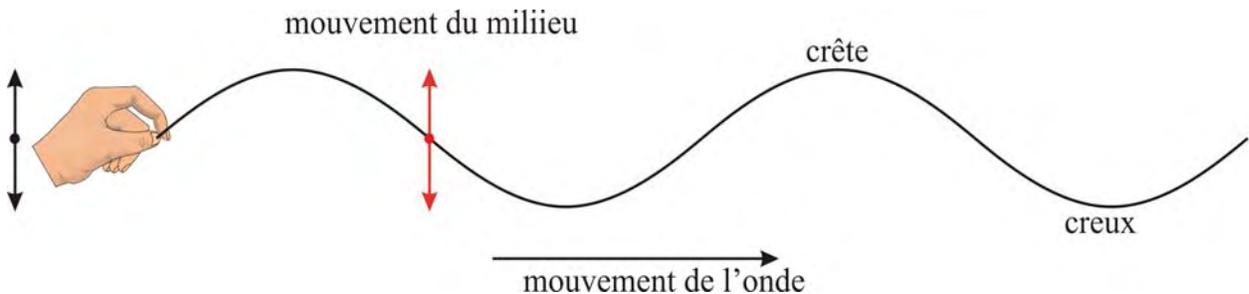
En 8^e année (résultat d'apprentissage 8-2-07), les élèves comparent et différencient les divers types de rayonnements électromagnétiques en termes d'énergie, de longueur d'onde, de fréquence et de perception humaine. En physique de 11^e année, les élèves se familiarisent avec les termes longueur d'onde et fréquence, abordés dans la section Ondes.

EN QUÊTE

Remarques pour l'enseignant (résultat d'apprentissage 1)

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 à cause 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 au moyen des ondes, plus précisément en rapport avec la structure atomique, par les ondes électromagnétiques.

Les élèves devraient pouvoir comprendre la relation entre la longueur d'onde et la fréquence comme étant un rapport inversement proportionnel ($\lambda = 1/f$). Cependant, il n'est pas nécessaire que les élèves traitent ce rapport de façon mathématique. L'enseignant peut utiliser un jouet Slinky 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 fréquence est la même.



L'énergie des diverses parties du spectre électromagnétique est directement liée à la fréquence de l'onde. Si une onde a une haute fréquence, elle transportera une forte quantité d'énergie. Par exemple, les rayons gamma sont des ondes à haute énergie car leur fréquence est très élevée (10^{20} Hz). Les ondes radios sont des ondes à faible énergie puisque leur fréquence est d'environ 10^6 Hz.

La lumière visible est la partie du spectre électromagnétique qui est détectée par l'œil humain avec ses couleurs allant du rouge au violet. Un truc mnémotechnique commun pour se rappeler des couleurs du spectre est ROJVBIV (rouge-orangé-jaune-vert-bleu-indigo-violet).

Demander aux élèves s'ils se rappellent cette notion de leurs études antérieures. Dans le spectre des couleurs, 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).

Quand un clou (de fer) est chauffé à la flamme du bec Bunsen, il brille d'un rouge vif. L'œil humain est sensible à la fréquence et à la longueur d'onde du rayonnement électromagnétique dans cette plage et la couleur perçue est le rouge. Si on approche la main du clou, on sent la chaleur dégagée par le clou qui correspond à la région infrarouge du spectre électromagnétique.

Démonstration – Le spectre visible

Plusieurs démonstrations peuvent servir à illustrer le spectre visible. L'enseignant peut tenir un prisme devant un projecteur à diapositives 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

1. 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 occurrences naturelles de spectres lumineux comme l'arc-en-ciel ou les aurores boréales. Voir le professeur de physique de l'école pour demander une bobine tesla.

2. 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 l'**annexe 1**).

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 formant 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 des 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. Chaque élément a son propre spectre de raies unique car chacun de ces éléments renferme des nombres d'électrons différents, ou en d'autres termes, des niveaux d'énergie différents. 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 de laboratoire est d'amener les élèves à observer des spectres continus et des spectres de raies. Une analogie peut être faite pour différencier ces deux types de spectres. 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 unique. Pour ces activités, fournir des spectroscopes commerciaux aux élèves ou leur proposer de fabriquer le leur.

1. Demander aux élèves d'utiliser un prisme ou un spectroscopie 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 spectroscopie. Ils verront des spectres de raies superposés au spectre de lumière visible (spectres continus). Ce phénomène est dû au fait que les atomes de mercure émettent une lumière ultraviolette qui n'est pas visible à l'œil humain. 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 (Wilbraham, 1993). Il y a différents types de tubes fluorescents, chacun émettant son 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-spectroscopie. Voir le site Web de The Science Stuff à l'adresse <http://www.uwm.edu/%7Eawschwab/specweb.htm>. Le matériel nécessaire pour fabriquer un mini-spectroscopie est un patron à découper dans du carton, un morceau triangulaire d'un CD, des ciseaux et du ruban adhésif.

2. 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. Voir **l'annexe 2** : Lignes spectrales, qui indique les longueurs d'onde et couleurs d'éléments spécifiques.

Tubes à décharge gazeuse

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.

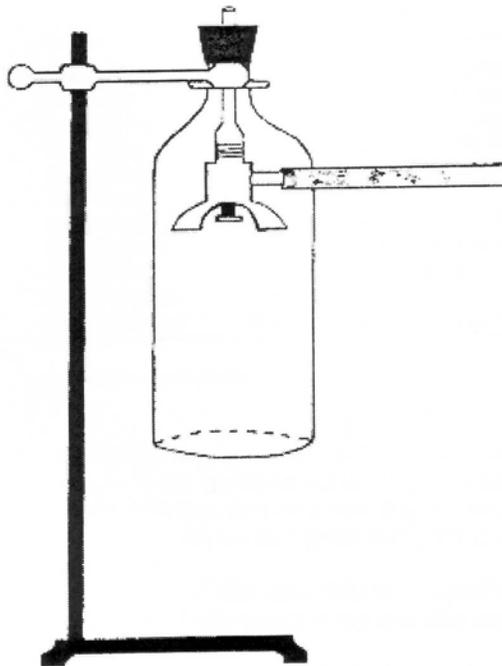
Inviter les élèves à dessiner les spectres de raies réels et d'indiquer la couleur et l'endroit approximatif des lignes spectrales. Les inviter à comparer les lignes spectrales observées aux spectres de raies connus afin d'identifier l'élément présent dans le mélange de gaz. Par exemple, les amener à 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 une feuille reproductible pour cette activité à **l'annexe 3** : Tubes à décharge gazeuse.

Coloration de flamme

Voir ci-dessous la description d'un appareil facile à fabriquer pour voir les spectres de raies de divers éléments.

Couper le haut d'une bouteille de plastique (de boisson gazeuse, par exemple) de 2 litres et fixer un bec bunsen dans l'ouverture coupée de la bouteille, le haut du brûleur entrant dans l'ouverture. Fixer le col (goulot) de la bouteille de plastique avec une pince accrochée à un support annulaire. Placer un plateau d'égouttement sous l'appareil. Vaporiser ensuite une solution aqueuse de sel vers le haut sous le fond

coupé de la bouteille; la flamme révélera sa couleur. Inviter les élèves à regarder dans un spectroscope la couleur de la flamme produite pour identifier l'ion métallique de la solution aqueuse. Vaporiser de l'eau distillée sous le fond coupé de la bouteille pour éliminer la solution testée précédemment. Répéter l'essai avec d'autres solutions : les solutions de baryum, de calcium, de cuivre (II), de potassium et de sodium fonctionnent très bien. Les élèves devraient pouvoir utiliser leur spectroscope pour identifier les éléments en solution aqueuse aspirés dans la flamme d'un bec Bunsen qui les oxyde.



The demonstration device assembled and ready for use.

Diagramme obtenu d'après l'article « A Flame Test Demonstration Device » par Edward M. Gouge, publié dans le *Journal of Chemical Education* : Edward M. Gouge, « A Flame Demonstration Device », *J. Chem Educ.*, (1988), **65**, p. 544 et 545.

Comme autre activité possible, inviter les élèves à observer des éclisses de bois trempées dans différentes solutions de sels métalliques pendant quelques jours. Des solutions molaires 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.

Dans le site Web, http://big.chez-alice.fr/eratostene/19_cours_et_infos/seconde/physique/topo_sec_phys_spectres.pdf, les élèves peuvent observer un spectre visible (continu), des spectres de raies pour le mercure et le sodium, ainsi que des spectres d'absorption pour le mercure et le sodium.

Remarques pour l'enseignant (résultat d'apprentissage 3)

Maintenant que les élèves ont vu et dessiné des spectres de raies, ils devraient pouvoir discuter d'applications de ce type de spectre. Les inviter à faire une recherche sur les feux d'artifice et les néons. Cependant, la plupart d'entre eux ne sauront pas avant

d'avoir terminé ce résultat d'apprentissage 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 il y a beaucoup de transitions d'électrons possibles entre des niveaux d'énergie, il y a beaucoup de lignes spectrales produites par un atome à l'état excité.

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 puisqu'il 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 textes donnent des exemples de spectres de raies pour au moins quelques-uns des éléments. Les élèves peuvent alors comprendre que chaque élément peut avoir son spectre de raies unique. Ces spectres pourraient ensuite servir à l'analyse des constituants d'une source lumineuse. Une application typique relève de l'astronomie, où un astronome 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. Par exemple, les rayons X et les rayons gamma sont émis à partir d'étoiles à neutrons très denses, ou émanant de trous noirs. Il est important d'un point de vue historique que l'élément **hélium** ait 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. Une application évidente de ce principe est la fabrication des feux d'artifice. On trouvera ci-dessous les couleurs 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

L'Internet renferme une foule d'informations sur la chimie et la fabrication des feux d'artifice (pièces pyrotechniques), quoique plusieurs sont en anglais. Voici deux liens qui pourraient être utiles.

Les feux d'artifice : <http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/theorie/pyrotechnie.html>

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

La chimie des feux d'artifice : <http://www.cnrs.fr/chimie/communication/images/images-chimietous/minidossiers/feux-d-artifice.pdf>

Si le temps le permet, les élèves pourraient faire une recherche sur 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 dans le résultat d'apprentissage précédent, les élèves savent maintenant que le gaz néon produit seulement la lumière rouge orangé, et que les autres gaz dans des tubes à décharge gazeuse produisent d'autres couleurs, p. ex. : argon/vert, hélium/rose orangé, krypton/lavande, xénon/bleu.

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 déterminés. (*Teachers Edition of Chemistry: Matter and Change*, p. 124)

Stratégies d'évaluation suggérées

Diagrammes – fréquence et longueur d'onde

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

Cadre de comparaison

Demander aux élèves de comparer le spectre observé avec une lumière fluorescente et celui observé avec une lumière incandescente (voir l'**annexe 4** – Observation de spectres continus et de spectres de raies).

Habilités en laboratoire

Les élèves devraient pouvoir manipuler et utiliser en toute sécurité un réseau de diffraction, des prismes et un spectroscopie.

Rapport de recherche

Proposer aux élèves de préparer et de présenter les résultats de leur recherche sur l'une des applications et/ou occurrences naturelles de spectres de raies. Leur laisser le choix entre un rapport écrite, une présentation orale, une affiche, une maquette, une présentation multimédia ou un montage.

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

- 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

EN TÊTE

Inviter les élèves à dessiner un modèle de Bohr pour quelques éléments.

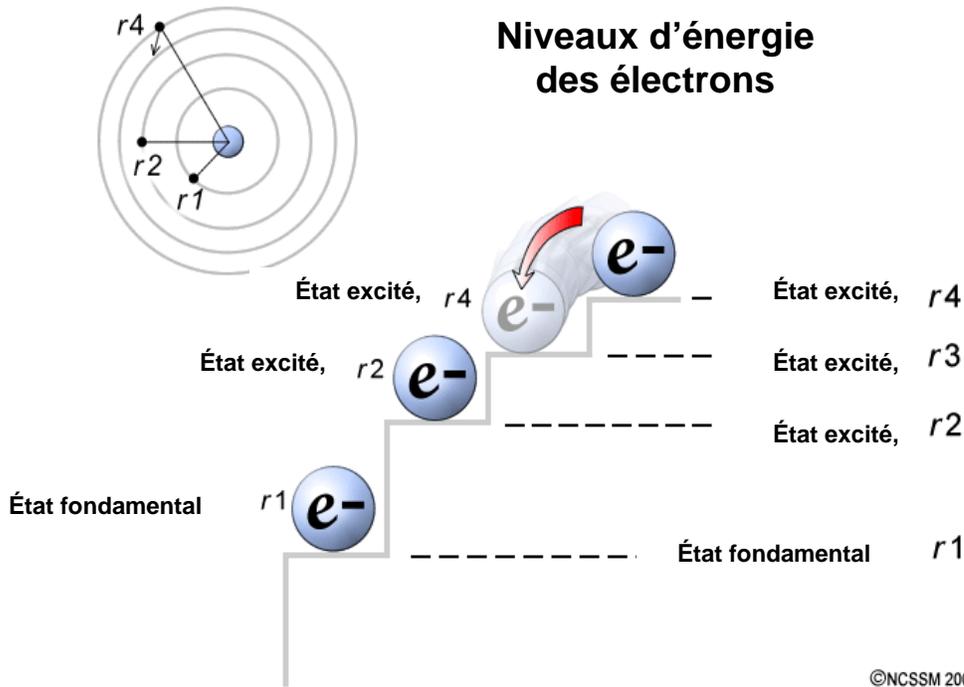
Renseignements généraux pour l'enseignant

Le moins qu'on puisse dire, c'est qu'il s'agit d'un sujet théorique complexe. Bien que la plupart des textes de chimie renferment des informations 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 ci-dessous 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.

Au cours de sciences de 9^e année, le résultat d'apprentissage S2-2-02 amenait les élèves à étudier la progression historique du modèle atomique. Les élèves devaient également dessiner les modèles de Bohr jusqu'au nombre atomique 18 (S1-2-05).

Niels Bohr a proposé un modèle de l'atome d'hydrogène stipulant que quand le rayonnement est absorbé par un atome, un électron passe de son état fondamental à un niveau d'énergie plus élevé et instable (l'état excité). Le modèle indique ensuite 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 utilisant la constante de Rydberg et un nombre entier qui, plus tard, devait être connu comme étant le nombre quantique principal. Johannes Rydberg a mené des recherches sur la spectroscopie, la plus importante étant la relation simple qui existe entre les diverses raies du spectre des éléments. Son expression comprend une constante qui plus tard fut connue sous le nom de 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.

Cette illustration 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.



Des physiciens ont été mystifiés autant qu'intrigués par le modèle de l'atome de Bohr. Mais ils se sont demandé pourquoi le modèle n'admettait que certaines valeurs d'énergie des électrons (plus tard appelée *quantification* du moment cinétique). Apparemment, même Bohr était incapable de fournir une explication logique. En 1924, Louis de Broglie propose une solution. Son raisonnement, c'était que 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 ait présenté sa relation, Clinton Joseph Davisson et Lester Halbert Germer (aux États-Unis) et George Paget Thomson d'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? Ce qui a mené à la formulation du principe d'incertitude par Werner Heisenberg, qui affirme que la détermination de certains couples de valeurs, par exemple la position et la quantité de mouvement, ne peut se faire avec une précision infinie.

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, Erwin Schrödinger, à partir d'un calcul différentiel complexe, formule une équation décrivant

les énergies et le comportement de particules inframicroscopiques. 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. Par exemple, cette équation représente 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*.

EN QUÊTE

Animations

Orbites électroniques

Les animations présentées aux adresses ci-dessous montrent l'absorption et l'émission de photons par un atome d'hydrogène. Inviter les élèves à observer comment un électron absorbe de l'énergie et passe à une orbite supérieure autour du noyau. Puis 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.

http://rea.declic.gc.ca/dec_virtuel/Chimie/202-NYA-05/Chimie_generale/Modeles_atomiques/Modele_de_Bohr/

http://www.sracquebec.org/realisations/dossiers/IntroSpectro_DominiqueBeauchamp_06/IntroSpectro.htm

<http://www.dlt.ncssm.edu/TIGER/chem1.htm#atomic> (site anglais)

Activité/Démonstration

Proposer aux élèves de faire une maquette du spectre d'émission à partir du matériel suivant : balles de couleur, chaise, tabouret et comptoir. Jouer le rôle d'un électron (ou demander à un élève de le faire) qui passe entre les différents niveaux d'énergie. Le plancher représente l'état fondamental, et la chaise, le tabouret et le comptoir 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 plus élevé que le tabouret. Les balles colorées représentent des photons avec une énergie correspondant à leur couleur. Donner aux élèves des balles de couleur rouge, jaune, verte, bleue, violette et noire et garder une balle rouge, bleue et 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. Tout de suite, 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, ce qui illustre la ligne rouge du spectre d'émission de l'hydrogène. Si un élève lance une balle jaune, l'enseignant l'ignorera puisque le jaune ne correspond à

aucune transition entre des niveaux d'énergie de l'hydrogène. Enfin, l'enseignant attrapera une balle noire (représentant l'ultraviolet), montera sur le comptoir et se libérera du noyau, illustrant le phénomène d'ionisation.

Cette démonstration fait visualiser un certain nombre de 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.

Note : Au lieu de balles de couleur, utiliser des marqueurs à transparents de couleur.

Stratégies d'évaluation suggérées

Recherche

Demander aux élèves d'établir une ligne chronologique des recherches effectuées qui ont modifié notre compréhension de la structure de l'atome.

Les inviter à faire une recherche sur les scientifiques dont les travaux ont mené à la formulation du modèle de la mécanique quantique de l'atome. Suggérer de présenter leurs résultats de recherche sous forme de :

- Rapport écrit
- Présentation orale
- Montage à exposer au babillard
- Présentation multimédia

Diagramme

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

Note : L'historique de la compréhension de l'atome comprend une suite d'interprétations expérimentales et d'explications théoriques dignes de mention, mais il n'est pas nécessaire que les élèves mémorisent toutes ces étapes. Ils doivent simplement en apprécier la complexité.

BLOC C : La configuration électronique

- 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 moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- S3C-0-C2 Montrer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple employer 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

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 lors 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 en pointillé de Lewis (S2-2-01).

EN QUÊTE

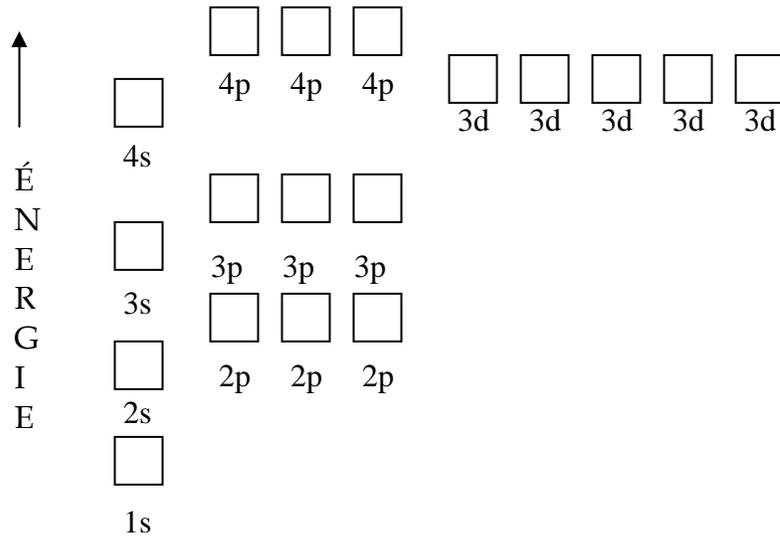
Remarques pour l'enseignant

La disposition des électrons dans un atome est appelée configuration électronique de l'atome. Trois principes ou règles définissent comment les électrons peuvent se placer dans une orbitale atomique.

1. Le principe d'Aufbau

Note : Le nom d'Aufbau vient du mot allemand *aufbauen*, qui signifie « remplissage ».

Le principe d'Aufbau veut que chaque électron occupe l'orbitale d'énergie la plus faible disponible. Demander aux élèves d'apprendre d'abord la séquence des orbitales atomiques à partir du niveau d'énergie le plus faible en allant jusqu'au plus élevé. Voir le diagramme ci-dessous.



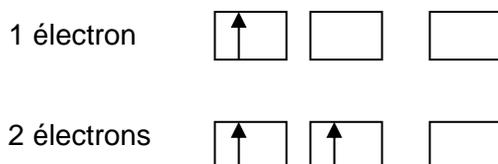
Dans ce diagramme, chaque case représente une orbitale atomique. Toutes les orbitales du même sous-niveau (ou sous-couche) ont la même énergie. Par exemple, les électrons du sous-niveau 2p ont la même quantité d'énergie. Les divers sous-niveaux d'énergie dans un niveau d'énergie principal ont différentes énergies, l'orbitale 2s 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. Par exemple, l'énergie de l'orbitale 4s est inférieure à celle des orbitales 3d.

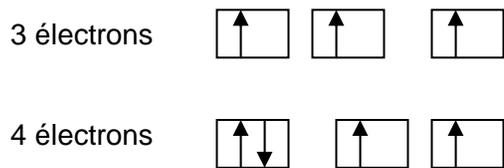
2. Principe d'exclusion de Pauli

Ce principe veut que deux électrons au maximum peuvent occuper une même orbitale atomique, mais seulement si les électrons ont des spins 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 $\uparrow\downarrow$.

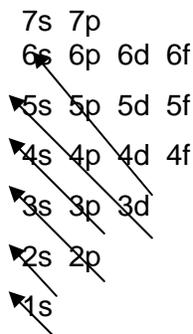
3. La règle de Hund

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





Comme ressource pédagogique pour aider à l'écriture de l'ordre correct de configuration électronique, proposer aux élèves le diagramme ci-dessous :



En partant de la base du 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.

Inviter aussi les élèves à dessiner la configuration électronique suivant la notation fondée sur les gaz nobles (ou gaz rares). Par 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 $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$.

Montrer aux élèves comment le tableau périodique moderne a été conçu en fonction de la structure de l'atome relativement aux électrons de valence et à la réactivité chimique des éléments.

Fournir aux élèves un tableau périodique vide. Leur demander d'y ajouter les électrons de valence et l'orbitale correspondante complétée. 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 |
|--------|--------|------------------|------------------|------------------|-----|

À partir du site [Web sciencegeek.net](http://www.sciencegeek.net), télécharger gratuitement des tableaux périodiques indiquant la configuration électronique des éléments.

Animation

L'application suivante montre comment les électrons remplissent leurs orbitales atomiques en fonction du principe d'Aufbau (site anglais).

Consulter les configurations électroniques sur le site :

<http://www.lon-capa.org/~mmp/period/electron.htm>.

EN FIN

Inviter les élèves à jouer à un bingo Place aux électrons, où l'enseignant leur remet des symboles d'éléments sur une carte de bingo. Puis, appeler $1s^2$ et les élèves l'appliqueront sur He (hélium), etc.

Stratégies d'évaluation suggérées

Exercice

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

Les inviter à identifier la configuration de valence à partir de la position d'un élément dans le tableau périodique.

Élaboration de concept

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. (*Teachers Edition of Chemistry: Matter and Change*, p. 137)

Entrée dans le carnet scientifique

Demander aux élèves d'écrire un rapport dans lequel ils émettront des hypothèses sur le vol d'une navette spatiale vers une planète d'un autre système solaire. Dans ce nouveau système solaire, ils constatent que chaque orbitale atomique des matières solides, liquides et gazeuses de la planète peut contenir jusqu'à trois électrons au lieu de deux seulement. Leurs hypothèses doivent se fonder sur les caractéristiques des éléments de cette nouvelle planète. (*Teachers Edition of Chemistry: Matter and Change*, p. 140)

BLOC D : Les tendances périodiques

- 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 moléculaires, 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 au moyen d'un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes*;
RAG : C2, C5
- C12-0-S7 interpréter des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5

EN TÊTE

Demander aux élèves d'identifier les énergies de première ionisation des 36 premiers éléments (de H à Kr). Les inviter ensuite à dessiner les nombres atomiques par rapport à l'énergie d'ionisation pour chaque élément. Leur demander de relier par une droite les points pour chaque élément d'une période afin d'obtenir quatre courbes dans le graphique. Indiquer aux élèves qu'ils utiliseront ce graphique pour déterminer les tendances relatives aux périodes et aux groupes des premières énergies d'ionisation (voir l'annexe C dans *Chimie 11* ou *Chimie 12* pour les énergies de première ionisation).

L'électronégativité a été abordée brièvement au cours de chimie de 11^e année, résultat d'apprentissage C11-4-02. 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 les diagrammes en pointillé de Lewis comme étant une autre méthode pour illustrer la structure atomique dans des composés ioniques et covalents simples (résultat d'apprentissage S2-2-02).

EN QUÊTE

Proposer aux élèves de répéter cette activité en utilisant les rayons atomiques et les rayons ioniques pour les 36 premiers éléments pour faciliter la détermination des tendances respectives.

Remarques pour l'enseignant

La plupart des textes approuvés fournissent une explication des tendances par période et par groupe d'éléments pour les rayons atomiques, les énergies d'ionisation et les rayons ioniques. Encourager les élèves à se servir de leur compréhension de la charge nucléaire et des configurations électroniques pour expliquer les tendances au lieu de les mémoriser simplement.

1. Tendances relatives au rayon atomique

a. Tendance relative au rayon atomique par rapport à la période

Le rayon atomique diminue généralement à mesure que l'on avance 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.

b. 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.

2. 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 avec quelle force 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.

a. 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. Par exemple, la première énergie d'ionisation du lithium est faible, indiquant qu'il perdra facilement un électron pour former l'ion Li^+ . L'atome de lithium a 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 parce que la charge nucléaire accrue de chaque élément successif produit une force d'attraction accrue 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 (8 électrons), donc il ne cède pas facilement d'électron.

b. 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 principale raison en est que l'augmentation de la charge positive renforce le lien avec les électrons. Pour chaque élément, l'énergie nécessaire pour une ionisation spécifique augmente considérablement, parce que les

atomes ont tendance à perdre ou à gagner des électrons afin de compléter leur niveau d'énergie afin 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.



Atome de sodium (avec 1 électron de valence)
500 kJ/mol
Énergie nécessaire pour enlever l'électron de valence

Ion sodium (pas d'électron de valence)
4560 kJ/mol
Énergie nécessaire pour enlever 1 électron du niveau d'énergie stable $2s^22p^6$

c. Tendances relatives aux énergies d'ionisation par rapport au groupe

Les énergies d'ionisation diminuent à mesure que l'on descend dans le groupe. La taille croissante de l'atome éloigne du noyau les électrons de valence. Par conséquent, il faut moins d'énergie pour arracher l'électron parce que la force d'attraction est plus faible.

3. Tendances relatives au rayon ionique

Quand les atomes perdent des électrons pour former des ions positifs (cations), leur taille diminue toujours, et ce, à cause de deux facteurs. Le premier est la perte d'électrons de valence qui peut donner lieu à une orbite complètement vide, le deuxième étant que l'effet d'écran/répulsion des électrons est atténué, ce qui permet au noyau d'attirer les électrons plus près du noyau.

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

a. Tendances relatives au rayon ionique par rapport à la période

La taille des ions positifs diminue à mesure qu'on avance dans la période (rangée) et la taille des ions négatifs augmente plus on avance dans la période.

b. 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.

4. Tendances relatives à l'électronégativité

L'électronégativité se définit comme étant la capacité d'un atome d'une molécule d'attirer des électrons vers lui. La première échelle d'électronégativité établie, et la plus couramment utilisée, a été conçue par Linus Pauling, qui s'est fondé sur des données thermochimiques. Bon nombre de manuels présentent les valeurs de Pauling. En 1936, Robert Mullikan a élaboré une approche de l'électronégativité qui se basait sur les propriétés atomiques seulement. Quant à l'échelle d>Allred-Rochow, elle se fonde sur la force d'attraction électrostatique entre le noyau et les électrons de valence. C'est ce tableau qui est présenté à l'**annexe 5** : Tableau de l'électronégativité, mais peu importe quel tableau on utilise.

Remarques pour l'enseignant

Les exemples de ce résultat d'apprentissage se limitent à des composés binaires. La plupart des livres de chimie présentent un tableau périodique indiquant les valeurs d'électronégativité de chaque élément. Demander aux élèves de prédire le type de lien existant entre les atomes à partir de la différence entre les valeurs de chaque élément. Les inviter à indiquer seulement si les liens sont covalents non polaires; moyennement covalents polaires; hautement covalents 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) |
| ≥ 2,0 | Ionique | KCl (3,16-0,82) |

Fournir aux élèves un tableau périodique indiquant les valeurs d'électronégativité (voir l'annexe Valeurs d'électronégativité) et le tableau ci-dessus sans les exemples. Leur donner ensuite la formule de divers composés binaires et leur demander de prédire le type de lien en cause.

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 l'**annexe 6** : Électronégativité. Le corrigé figure à l'**annexe 7**.

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

Montages visuels

Proposer aux élèves de présenter les tendances par rapport à la période et au groupe sous forme d'affiche, de brochure ou au babillard. Chaque style de présentation pourrait être évalué à l'aide d'une rubrique prédéterminée.

Suggérer aux élèves d'indiquer dans un tableau périodique vierge (voir l'**annexe 8**) les tendances relatives à la période et au groupe en termes d'énergie d'ionisation, de rayon atomique, de rayon ionique et d'électronégativité.

Exercices

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

Proposer aux élèves de dessiner sur un tableau périodique vierge les tendances liées à la période et au groupe, au moyen de flèches directionnelles, pour le rayon atomique, le rayon ionique, l'énergie d'ionisation et l'électronégativité. Voir le tableau périodique vierge à l'annexe 8.

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

Annexe 1 : Variante de la démonstration du « cornichon électrique »

Soumis par : Michelle M. Rizzo, Tracy A. Halmi,* Alan J. Jircitano, Martin G. Kociolek et Jerry A. Magraw

School of Science, Penn State Erie, The Behrend College, Erie, PA 16563-0203;

*tao104@psu.edu

Vérfié par : David L. Dozark

Department of Chemistry, Kirkwood Community College, Cedar Rapids, IA 52406-2068

[Traduction libre]

La démonstration du cornichon électrique est une expérience classique largement utilisée au niveau secondaire et collégial afin d'expliquer les principes généraux qui sous-tendent l'émission d'énergie atomique. Cette démonstration est particulièrement utile pour présenter le modèle de Bohr de l'atome d'hydrogène en chimie générale. Un gros tube à décharge gazeuse à l'hydrogène produit un seul spectre de raies facile à comprendre, mais le passage du courant électrique à travers un cornichon de l'épicerie produisant une lueur jaune orangé due à l'émission du sodium est beaucoup plus spectaculaire. Cette démonstration est impressionnante, mais le cornichon commercial produit un spectre d'émission avec une ligne principale du doublet sodium à 589 nm (1). Cependant, pour illustrer l'émission atomique par rapport à la structure de l'atome, cette démonstration ne peut fournir un spectre de raies intéressant. Par suite des travaux de Battino (2), une procédure a été mise au point afin d'utiliser des sels d'ions autres que le sodium pour faire macérer le cornichon, comme des sels de lithium, potassium, strontium et baryum. Le cornichon émet une lueur rose, pourpre, rouge et jaune respectivement, ce qui constitue une démonstration fantastique permettant de comparer les différents ions métalliques et leur spectre de raies unique.

Procédure

Des cornichons (d'épicerie) ont été blanchis dans une solution à 30 % de H₂O₂ (en vente dans les magasins de fournitures de piscine) pendant une semaine. Les cornichons ont ensuite été trempés dans une solution à 10 % de sel (LiCl, KCl, SrCl₂ ou BaCl₂) dans le vinaigre blanc (environ 5 % d'acide acétique) pendant une autre semaine. À l'aide d'une douille d'ampoule (Home Depot) montée sur un morceau de plastique ou de contreplaqué de 6 po. x 6 po renforcé de fibre de verre, d'une électrode de tungstène de 7 po x 1/16 po (McMaster Carr, 8000A82), d'un alternostat (ou autotransformateur Variac) réglé au maximum et d'une rallonge électrique coupée (partie femelle enlevée et l'extrémité du fil dénudée), on fait passer un courant électrique dans les cornichons (figure 1). Après une courte période d'induction, on observe une illumination typique des cornichons, qui peut durer jusqu'à une minute.

Dangers

Cette démonstration peut causer de graves blessures si les règles de sécurité ne sont pas respectées. Ces cornichons ne sont pas comestibles; ils doivent être jetés dans un bac de déchets dangereux, et non dans les bacs de déchets ordinaires. Le BaCl₂ et le CuCl₂ sont toxiques. En cas d'ingestion, les cornichons pourraient causer une grave intoxication ou même la mort. Le peroxyde d'hydrogène (30 %) peut brûler la peau. L'électricité peut aussi causer de graves blessures ou la mort. L'appareillage utilisé ne doit pas être branché à la prise électrique pendant qu'on manipule le cornichon. Ne pas insérer l'électrode de tungstène à plus des 3/4 de la longueur du cornichon car il y aurait court-circuitage du système si l'électrode venait en contact avec la base de métal de la douille d'ampoule. Porter des lunettes et des gants de protection en tout temps pendant l'expérience.

Discussion

La préparation des cornichons est facile à faire, mais il faut deux semaines pour la macération dans les solutions. Les cornichons ayant macéré dans des sels de lithium et de strontium produiront les plus belles couleurs et les plus beaux spectres de raies. Le sel de potassium est celui qui a les émissions les plus faibles, mais il permet une bonne comparaison avec les autres cornichons plus colorés. Un avantage lié à la macération des cornichons marinés au lieu des concombres frais (2) est que l'ampleur de l'émission du sodium est diminuée. De plus, en faisant blanchir le cornichon dans du peroxyde d'hydrogène, la couleur observée n'est pas altérée par la couleur vert foncé de la pelure du cornichon. Plusieurs autres sels (chlorures) ont fait l'objet d'essais, notamment des sels de cuivre(II), de césium et de calcium. Le sel de cuivre produit une couleur verte brillante, mais la pelure du cornichon a été abîmée, ce qui complique la logistique de préparation de la démonstration. Les cornichons macérés dans du chlorure de césium et de calcium étaient conducteurs d'électricité, mais une lueur blanche seulement a été observée, ce qui ne correspond pas à la teinte bleue anticipée des ions césium, ou à la lueur orangée attendue des ions calcium. La couleur correspondait à la couleur du « cornichon témoin », qui a été blanchi et a macéré en l'absence de tout sel.

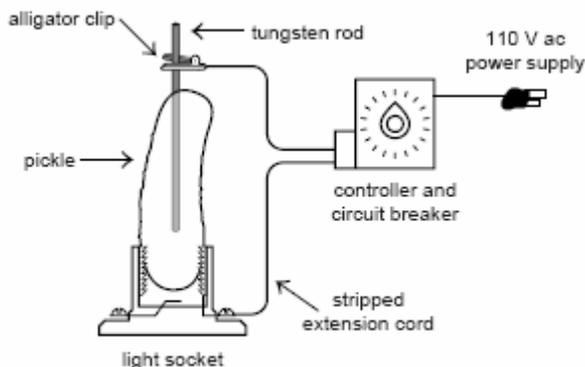


Figure 1. Schematic of the electric pickle apparatus.

Alligator clip = Pince crocodile

Tungsten rod = Tige de tungstène

110 V ac power supply = Boîte d'alimentation, c.a. 110 V

Pickle = Cornichon

Controller and circuit breaker = Contrôleur et disjoncteur

Stripped extension cord = Rallonge électrique, extrémité dénudée

Light socket = Douille (d'ampoule)

Figure 1. Schéma du dispositif pour l'expérience du « cornichon électrique »

En préparant cette démonstration, on a eu de la difficulté à faire tenir le cornichon en place. Une fois le courant appliqué, le cornichon se détachait souvent des électrodes ou tombait de côté. Pour rendre la démonstration plus spectaculaire et mieux tenir le cornichon en position debout, on l'a placé dans une douille d'ampoule. Un fil de la rallonge électrique dénudée a été branché directement à la douille d'ampoule, et le deuxième fixé à une électrode de tungstène de 7 po à l'aide d'une pince crocodile. Comme mesure de sécurité et pour éviter de faire sauter les plombs au laboratoire, la rallonge électrique a été branchée à un alternostat Variac.

Une fois l'alternostat mis sous tension maximale, l'électrode de tungstène a fait briller le cornichon au complet pendant une bonne minute sans qu'il ne tombe et avec peu de corrosion de

l'électrode. Le dispositif standard d'illumination du cornichon utilisant des fourches, des spatules, des vis ou des clous ne produit qu'une illumination partielle du cornichon, avec une corrosion rapide des composantes. Un appareil plus sophistiqué peut être construit selon le plan présenté antérieurement (3).

En plus d'observer le phénomène unique d'émission de lumière, les élèves peuvent comparer les spectres de raies des ions à l'aide d'un réseau de diffraction. Pour vérifier la couleur de la lumière émise, on a mesuré la longueur d'onde au moyen d'un appareil CHEM2000-UV-vis Ocean Optics (Dunedin, FL) avec câble à fibres optiques. Les lignes les plus apparentes ont été observées à 612 et à 682 nm pour le lithium, qui émet une lumière rose, et plusieurs lignes à 606, à 669 et à 779 nm pour le strontium, qui diffuse une lueur rouge éclatante. De plus, on a observé une ligne résiduelle du sodium quand les spectres de raies ont été mesurés pour les cornichons macérés dans un sel de lithium et de strontium. Pour pousser l'expérience plus loin, demander aux élèves de mesurer l'émission atomique et de tracer leur propre spectre de raies. D'après ces mesures, il est évident que les couleurs observées de cette démonstration correspondent à l'émission atomique des ions en cause.

Remerciements

Nous tenons à remercier tout spécialement Holden Thorp pour avoir présenté cette démonstration du cornichon électrique au second cycle, Doc Leavers pour son scepticisme concernant la théorie qui sous-tend cette démonstration, et Samuel Oriskovich pour en avoir dessiné le schéma.

Ouvrages cités

1. Appling, J. R.; Yonke, F. J.; Edgington, R. A.; Jacobs, S. *J. Chem. Educ.* **1993**, *70*, 250–251.
2. Scharlin, P.; Cleveland, A. A.; Battino, R.; Thomas, M. E. *J. Chem. Educ.* **1996**, *73*, 457–459.
3. Weimer, P. M.; Battino, R. *J. Chem. Educ.* **1996**, *73*, 456–457.

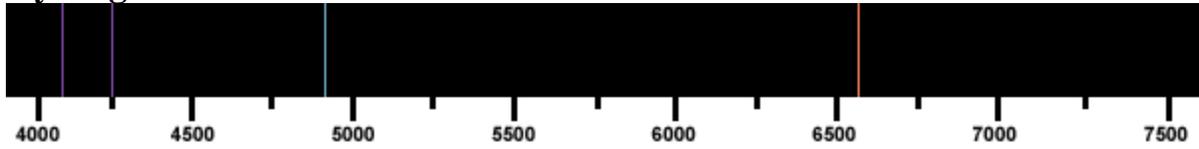
Annexe 2 : Lignes spectrales

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

| 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 3 : Tubes à décharge gazeuse (FR)

Hydrogène



Spectre d'émission de l'hydrogène

Élément _____

Élément _____

Élément _____

Élément _____

Élément _____

Élément _____

Annexe 4 : Observation de spectres continus et de spectres de raies

Questions :

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 cet énoncé veut dire.

Annexe 5 : Tableau d'électronégativités

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|------------------|------------------|--------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|---------------|--------------|
| 1 | | | | | | | | | | | | | | | | | 18 | |
| 1 H 2.20 | | | | | | | | | | | | | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 2 He — |
| 3 Li 0.97 | 4 Be 1.47 | | | | | | | | | | | 5 B 2.01 | 6 C 2.50 | 7 N 3.07 | 8 O 3.50 | 9 F 4.10 | 10 Ne — | |
| 11 Na 1.01 | 12 Mg 1.23 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 Al 1.47 | 14 Si 1.74 | 15 P 2.06 | 16 S 2.44 | 17 Cl 2.83 | 18 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 6 : Électronégativités (FR)

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 couple.

| | 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 7 : Électronégativités – Réponses

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 couple.

| | 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 | $4,10 - 4,10 = 0$ |

