

LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE LA MATIÈRE



APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves vont étudier les quatre états de la matière en fonction de la masse volumique, la compressibilité et la diffusion de chacun des états. On leur introduit la théorie cinétique moléculaire afin d'expliquer les propriétés des différents états de la matière ainsi que les changements d'état.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 7^e année, les élèves ont utilisé la théorie particulière de la matière pour expliquer les états de la matière et les changements d'état. En 11^e année, on aborde la question des forces intermoléculaires et de pression de vapeur afin d'expliquer les changements d'état.

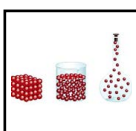


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

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**. 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. Quoi qu'il en soit, les élèves doivent réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 11^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 11^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent s'enseigner pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	Les états de la matière	C11-1-01, C11-0-C1, C11-0-R1	2,5 h
Bloc B	Les propriétés des gaz	C11-1-02, C11-0-C1, C11-0-C2	1,5 h
Bloc C	Les propriétés des liquides et des solides	C11-1-03, C11-0-S1, C11-0-S2, C11-0-S9	1,5 h
Bloc D	Les changements d'état	C11-1-04, C11-1-05, C11-1-06, C11-0-S1, C11-0-S2, C11-0-S9	4 h
Bloc E	L'ébullition	C11-1-07, C11-1-08, C11-0-C2, C11-0-S7	2,5 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			13 à 14 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 des manuels scolaires du Manitoba (CMSM).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie fondamentale, 3^e édition – Chimie générale volume 1*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2009.

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97382)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97383)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livre Inc., 2014. (CMSM 98878)

[R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CMSM 91609)

FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)

HAYNES, William M., éd. *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 95th Edition*, Boca Raton, CRC Press, 2014. [ressource qui contient beaucoup d'information et de données sur les propriétés des composés chimiques]

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, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 96139)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 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, CMSM 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11, CMSM 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 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, CMSM 96140)

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

DVD ET VIDÉOCASSETTES

Les molécules dans les solides – Les molécules dans les liquides, collection Eurêka, Prod. TVOntario, 1980. (DREF 26166/V8845 + G. [10 min])

L'évaporation et la condensation – La dilatation et la contraction, collection Eurêka, Prod. TVOntario, 1980. (DREF 26167/V8349 + G, V8348 + G. [10 min])

SITES WEB

3 états de l'eau. (consulté le 5 avril 2013). [animation eduMedia accessible à partir du site de la DREF]

Agence Science-Press. <<http://www.sciencepresse.qc.ca/>> (consulté le 8 octobre 2013). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

[R] *La chimie.net*. <<http://www.lachimie.net/>> (consulté le 5 avril 2013). [site avec beaucoup d'informations et d'exercices]

États de la matière. <<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/states-of-matter>> (consulté le 5 avril 2013). [animation permettant d'augmenter ou diminuer la chaleur et observer les changements d'état au niveau moléculaire]

Les états de la matière. <<http://lasciencepourtous.cafe-sciences.org/articles/tag/plasma/>> (consulté le 5 avril 2013). [articles sur les états de la matière]

Micrographs : Crystals. <<http://pwatlas.mt.umist.ac.uk/internetmicroscope/micrographs/crystals.html>> (consulté le 5 avril 2013). [photos de cristaux prises avec un microscope électronique]

La science amusante. <<http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Catégorie:Chimie>> (consulté le 5 avril 2013). [site qui offre plusieurs démonstrations et activités de laboratoire, ainsi que des informations]

[R] *Sciences en ligne*. <<http://www.sciences-en-ligne.com/>> (consulté le 8 octobre 2014). [Excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES THÉMATIQUES

L'élève sera apte à :

- C11-1-01** décrire les propriétés des gaz, des liquides, des solides et du plasma, entre autres la masse volumique, la compressibilité, la diffusion;
RAG : C8, D3
- C11-1-02** expliquer les propriétés des gaz au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres le mouvement aléatoire, les forces intermoléculaires, les collisions parfaitement élastiques, l'énergie cinétique moyenne et la température;
RAG : A1, A2, D3, D4
- C11-1-03** expliquer les propriétés des liquides et des solides au moyen de la théorie cinétique moléculaire;
RAG : D3, D4
- C11-1-04** expliquer les processus de fusion, de congélation et de sublimation au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres le point de congélation;
RAG : D3, D4
- C11-1-05** expliquer les processus d'évaporation et de condensation au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres les forces intermoléculaires, le mouvement aléatoire, la volatilité, l'équilibre dynamique;
RAG : D3, D4
- C11-1-06** définir de façon pratique la pression de vapeur en fonction de propriétés observables et mesurables;
RAG : D3, E4
- C11-1-07** définir de façon pratique la température d'ébullition normale en fonction de la pression de vapeur;
RAG : C8, D3, E4
- C11-1-08** interpoler et extrapoler la pression de vapeur et le point d'ébullition de diverses substances à partir d'un graphique de la pression en fonction de la température.
RAG : A2, C2, E2, E4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

C11-0-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

C11-0-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

C11-0-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

C11-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2

C11-0-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

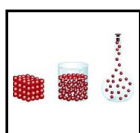


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C11-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-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
- C11-0-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

- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C11-0-R4** comparer les perspectives et les interprétations proposées par les médias avec celles d'autres sources;
RAG : C2, C4, C5, C8
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public-cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

- C11-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C11-0-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
- C11-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Prise de décisions

- C11-0-D1** identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8
- C11-0-D2** évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles liées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position;
RAG : B1, C4, C5, C6, C7
- C11-0-D3** reconnaître que les décisions peuvent refléter certaines valeurs, et tenir compte de ses propres valeurs et de celles des autres en prenant une décision,
par exemple être en harmonie avec la nature, générer de la richesse, privilégier la liberté individuelle;
RAG : C4, C5



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C11-0-D4 recommander une option ou identifier sa position en justifiant cette décision;
RAG : C4

C11-0-D5 évaluer le processus utilisé par soi-même ou d'autres pour parvenir à une décision;
RAG : C4, C5

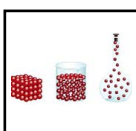
Attitudes

C11-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C4, C5

C11-0-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

C11-0-A3 manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4

C11-0-A4 se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B4, B5



Bloc A : Les états de la matière

L'élève sera apte à :

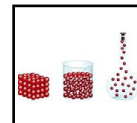
- C11-1-01** décrire les propriétés des gaz, des liquides, des solides et du plasma, entre autres, la masse volumique, la compressibilité, la diffusion;
RAG : C8, D3
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, 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
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres, imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

En 7^e année, les élèves ont utilisé la théorie particulaire de la matière pour expliquer les changements d'état. La discussion a porté sur l'absorption ou la libération d'énergie. Les élèves ont aussi étudié les courbes d'échauffement et de refroidissement. En 8^e année, les élèves ont étudié les propriétés des fluides, y compris la viscosité, la pression, la compressibilité et les principes d'hydraulique.

Stratégies d'enseignement suggérées

La plupart des élèves connaissent trois des quatre états de la matière (solide, liquide et gaz), pour les avoir observés dans leur vie quotidienne. Toutefois, les élèves devraient revoir les différences entre les états et les processus nécessaires pour passer de l'un à l'autre, afin de comprendre le développement du modèle cinétique des molécules. S'il y a assez de temps, les élèves peuvent faire fondre de la glace, bouillir et condenser de l'eau en se servant d'observations pour discuter des propriétés des solides, liquides et gaz (p. ex., densité, volume, forme, compressibilité, diffusion). S'il n'est pas possible de faire des expériences, l'enseignant peut demander aux élèves de se rappeler des expériences et des connaissances antérieures (p. ex. : faire bouillir de l'eau sur la cuisinière, sublimation de l'eau à l'état solide lors du lavage à une température inférieure à zéro, fonte et solidification de la paraffine, évaporation de l'acétone sur les mains, etc.).

La plupart des textes de chimie expliquent bien les caractéristiques physiques des trois états les plus courants. Le plasma peut être défini simplement comme étant un mélange gazeux d'ions positifs et d'électrons. Vu la nature instable de ces particules, la seule façon de réunir un grand nombre de ces particules énergétiques consiste à porter la température à plus de 100 millions de degrés Celsius.



Le défi pour les ingénieurs consiste à contenir les plasmas à haute énergie, une fois qu'ils sont créés.

C'est sous la forme de plasmas que la matière se présente le plus souvent dans l'univers : en effet, ils constituent 99 % de l'univers visible, mais sur Terre, c'est la forme la moins courante de la matière. Voici quelques exemples de phénomènes naturels et de technologies impliquant le plasma : les aurores boréales, les éclairs, les lumières fluorescentes, les téléviseurs à écran plasma et les étoiles.

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les états de la matière à l'aide de la technique « chaîne de graffitis coopératifs » (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.16). Les mots suivants peuvent servir de titres pour chaque feuille de papier : *solide, liquide, gaz, plasma*.

OU

Inviter les élèves à compléter l'activité de ⓐ l'annexe 1. Cette activité aborde plusieurs concepts qui seront à l'étude lors de ce regroupement. Des renseignements pour l'enseignant se retrouvent à ⓐ l'annexe 2.

En quête

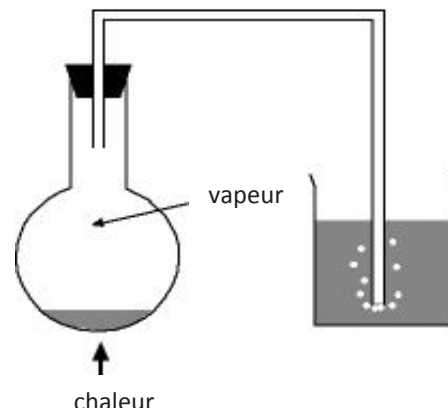
Événements inattendus

Les démonstrations qui suivent illustrent certaines propriétés physiques des trois états de la matière. Il n'est pas nécessaire de faire toutes les démonstrations. Choisir les événements inattendus qui conviennent à votre classe.

- Remplir d'eau aux trois quarts un tube eudiomètre et ajouter de l'éthanol pour remplir le tube complètement. Sceller le tube et mélanger en renversant le tube tête-bêche doucement. Inviter les élèves à observer le changement de volume et à expliquer ce qu'ils voient à l'aide de la théorie particulaire de la matière. Cette activité peut aussi être faite avec un cylindre gradué de 100 mL où l'on verse 50 mL d'eau et ensuite 50 mL d'alcool. Cependant, on utilise beaucoup plus d'alcool qu'avec l'eudiomètre.
- Saupoudrer quelques cristaux de paradichlorobenzène dans un compartiment d'une boîte de Pétri à quatre quadrants, et quelques cristaux d'iode dans le compartiment opposé. Placer la boîte sur un rétroprojecteur. Ajouter un ou deux millilitres d'acétone dans un des quadrants non occupés de la boîte de Pétri, et couvrir avec le couvercle fourni. Demander aux élèves d'observer, de prendre note de ce qui se passe et de l'expliquer à l'aide de la théorie particulaire de la matière. (Voir ⓐ l'annexe 3 pour les détails de l'expérience et l'explication.)



- « Une véritable fontaine » (voir ④ l'annexe 4). Une petite quantité d'eau est chauffée dans une fiole d'Erlenmeyer d'un litre pour y remplacer l'air. Quand le vase est rempli de vapeur d'eau, on cesse de le chauffer. La vapeur se condense, et la pression à l'intérieur du vase diminue. De l'eau froide du bécber est alors poussée dans le vase par la pression atmosphérique, ce qui produit des résultats saisissants. On pourrait utiliser cette expérience pour les résultats d'apprentissage C11-2-03 et C11-2-04.



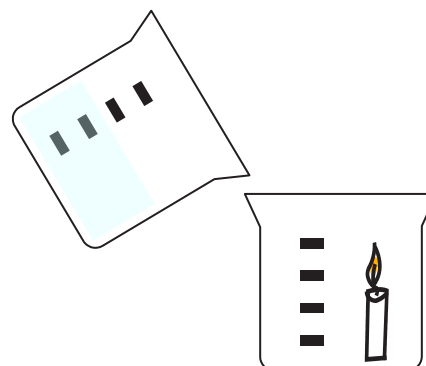
Démonstrations - solides, liquides et gaz

Solides : Démontrer le mouvement des particules dans un solide en dessinant par terre un carré de trois pieds sur trois pieds, avec du ruban-cache. Demander à neuf élèves de se porter volontaires pour essayer de bouger dans le carré. Les élèves constatent que leurs déplacements sont limités, car ils « se heurtent » les uns aux autres.

Liquides : Démontrer le déplacement des particules dans un liquide avec des billes. Les billes sont réparties également au fond d'un contenant. On ne peut réduire le volume qu'elles occupent. Quand on agite et incline le contenant, elles glissent et se répandent sur la table.

Gaz :

- Démontrer le déplacement des particules dans un gaz en utilisant une rondelle pour jeu de hockey sur coussin d'air et une table. La rondelle se déplace en ligne droite jusqu'à ce qu'elle frappe la bande, puis elle rebondit en ligne droite dans une nouvelle direction.
- Utiliser du vinaigre, du bicarbonate de soude et une chandelle pour montrer qu'il est possible de verser un gaz. Placer du vinaigre dans un bécber puis y ajouter du bicarbonate de soude. L'ajout de bicarbonate de soude dans le vinaigre produit une réaction qui libère du dioxyde de carbone, un gaz plus dense que l'air. En plaçant le récipient au-dessus de la chandelle qui est placée dans un bécber vide puis en le penchant, le dioxyde de carbone « coule » et finit par éteindre la chandelle). Ou encore, placer de la glace sèche dans de l'eau chaude pour que les élèves puissent « voir » le dioxyde de carbone refroidi tomber au sol.



On ne peut pas facilement classer toutes les formes de matière dans les solides, les liquides ou les gaz. Dans le cas des cristaux liquides, grâce à la possibilité de maîtriser l'orientation des molécules contenues dans le cristal, l'industrie peut produire des matériaux très forts ou ayant des propriétés uniques. On emploie les afficheurs à cristaux liquides dans les montres, les thermomètres, les calculatrices et les ordinateurs portables.

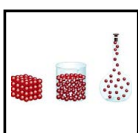
Les matières amorphes (mot grec signifiant « sans forme ») ont un arrangement irrégulier de particules. Elles n'ont pas de point de fusion fixe. En voici quelques exemples : le beurre d'arachide, la paraffine, la barbe à papa, le verre, le caoutchouc, le plastique, l'asphalte, etc. La décomposition de composés de carbone produit du carbone amorphe. Quand les os d'animal se décomposent, du noir d'os se forme. On s'en sert comme pigment et dans le raffinage des sucres. La décomposition du charbon produit le coke qui est utilisé dans les piles sèches.

L'enseignant voudra peut-être parler du terme « allotropes », c'est-à-dire des arrangements différents des particules d'une même substance. Par exemple, le carbone peut exister sous la forme d'un cristal tétraédrique (diamant), d'ardoises (graphite), de boules (buckminsterfullerènes) et de tubes (nanotubes) en forme de cage.

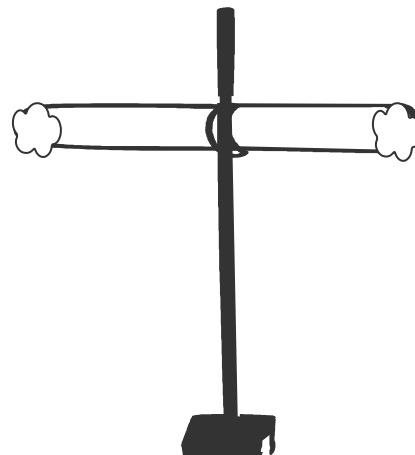
Les propriétés des solides, liquides et gaz

Il n'est pas nécessaire de faire toutes les activités. Choisir les activités et les démonstrations qui conviennent à votre classe.

- Inviter les élèves à se renseigner sur la masse volumique de divers solides, liquides et gaz. Demander d'organiser ces éléments en fonction de la masse volumique pour montrer les différences entre les solides, les liquides et les gaz. De nombreux sites Web fournissent les propriétés physiques des éléments et des composés. Utiliser le *Handbook of Chemistry and Physics* pour trouver les masses volumiques.
- Faire la démonstration de la compressibilité des gaz, à l'aide d'une simple pompe à air. Lorsqu'on bloque le tuyau de la pompe, on peut quand même abaisser la poignée, parce que le gaz dans la pompe est comprimé.
- Mettre quelques gouttes d'un aromate (p. ex., menthe poivrée) dans un ballon. Gonfler le ballon. Les élèves pourront sentir l'aromate à travers le caoutchouc, car il se diffuse à travers la membrane.
- Ouvrir un contenant d'un liquide volatil tel qu'un parfum ou de l'acide butyrique quelque part dans la pièce, à l'insu des élèves, et attendre leur réaction.



- Cette démonstration classique quantitative ou qualitative de la diffusion se fait avec de l'hydroxyde d'ammonium et de l'acide chlorhydrique. En général, on place un bouchon de ouate imprégné d'hydroxyde d'ammonium au bout d'un tube de verre de 60 cm placé horizontalement sur un support universel. Un autre bouchon de ouate trempé dans de l'acide chlorhydrique est placé en même temps à l'autre extrémité du tube. À mesure que les vapeurs se répandent dans le tube, un anneau de chlorure d'ammonium se forme là où les particules de NH_3 et de HCl se rencontrent. Comme la masse des particules de NH_3 est moindre, l'anneau devrait se former plus près de la vapeur plus lourde. **Extension** : En mesurant la distance entre chaque bouchon d'ouate et le produit formé, on peut calculer un ratio des distances pour établir une relation entre les masses relatives des molécules en question. Avec la loi de la diffusion (loi de Graham), on obtiendra un ratio de 1 : 5.



Recherche - le plasma

Inviter les élèves à faire une recherche et un rapport sur les téléviseurs à écran plasma, les afficheurs à cristaux liquides, les aurores boréales, la foudre, les lumières fluorescentes, les étoiles, etc. Les élèves peuvent partager les renseignements trouvés selon la méthode de leur choix (p. ex., exposé oral, brochure, essai). Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient porter aussi bien sur le contenu que sur les éléments de la présentation.

En fin

1

Inviter les élèves à réfléchir aux explications qu'ils ont initialement proposées pour expliquer leurs observations lors des démonstrations et des activités et indiquer si leurs idées ont changé et pourquoi.

2

Dans le contexte du présent résultat d'apprentissage, on aborde de nombreuses matières inhabituelles. Dans leur journal scientifique, les élèves pourraient, par exemple, exprimer des commentaires sur la durabilité de l'écran d'un téléviseur à écran plasma par rapport au coût de l'appareil.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à consolider leur compréhension des termes suivants au moyen du procédé tripartite : *solide, liquide, gaz, plasma* (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9, 10.10 et 10.22).

2

Inviter les élèves à créer des modèles pour représenter la façon dont ils voient les particules dans les quatre états.



Bloc B : Les propriétés des gaz

L'élève sera apte à :

- C11-1-02** expliquer des propriétés des gaz au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres le mouvement aléatoire, les forces intermoléculaires, les collisions parfaitement élastiques, l'énergie cinétique moyenne et la température;
RAG : C8, D3
- C11-0-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
- C11-0-C2** démontrer une compréhension des 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

Comme mentionné dans le contexte du premier résultat d'apprentissage, les élèves ont été familiarisés, au cours des années précédentes, avec les phases et les changements de phase ou d'état en fonction du transfert d'énergie et de la théorie particulaire de la matière.

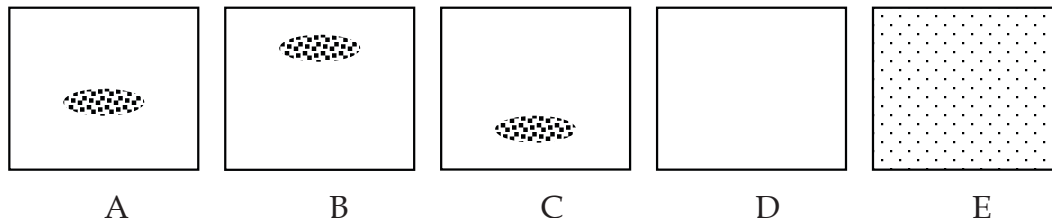
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

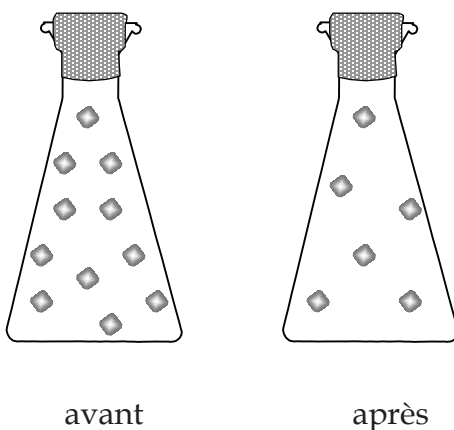
Déterminer les conceptions des élèves sur la nature particulaire de la matière en leur posant des questions telles que :

- On vaporise du parfum au centre d'une salle hermétiquement fermée.
 - a) Quel diagramme représente le mieux la disposition des particules de parfum quelques secondes après avoir vaporisé le parfum? (A)
 - b) Quel diagramme représente le mieux la disposition des particules de parfum quelques heures plus tard? (E)





- On enlève l'air dans une fiole scellée à l'aide d'une pompe à vide. Imaginez que vous avez des lunettes vous permettant de voir des substances au niveau particulaire. Dessinez ce que vous verriez dans la fiole avant et après avoir partiellement évacué l'air de la fiole à l'aide de la pompe à vide. Expliquez votre dessin. (Avant d'avoir évacué l'air de la fiole, il y aurait des particules de gaz éparpillées, en mouvement continu et occupant tout l'espace dans la fiole. Après avoir partiellement évacué l'air de la fiole à l'aide de la pompe à vide, les particules de gaz seraient encore en mouvement et répandues pour occuper tout l'espace dans la fiole, mais il y aurait un plus grand espace entre les molécules. Cet espace serait plus grand parce qu'il y aurait moins de molécules de gaz. Cependant, puisqu'elles seraient aussi en mouvement constant, il y aurait des collisions entre elles et elles occuperaient tout le volume disponible.)



- Selon la théorie particulaire de la matière, les gaz adoptent le volume et la forme de leur contenant. Pourquoi les particules de gaz ne s'accumulent-elles pas au fond du contenant? (Selon la théorie cinétique moléculaire, les particules d'une substance sont constamment en mouvement. Ce mouvement constant et aléatoire cause des collisions entre les particules de gaz ainsi qu'avec tout objet se trouvant sur leur trajectoire. Les particules de gaz changent donc de trajectoire après chaque collision et donc ne s'accumulent jamais toutes au fond d'un contenant.)



En quête

Enseignement direct – la théorie cinétique moléculaire

Utiliser des diagrammes, des vidéos ou une animation par ordinateur pour présenter la théorie cinétique moléculaire. On peut utiliser la stratégie des cadres de notes (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.32) ou celle du cahier divisé (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.16 et 13.17) pour aider les élèves à suivre la matière.

Des renseignements pour l'enseignant sur la théorie cinétique des molécules figurent à l'annexe 6.

Recherche – la théorie cinétique moléculaire

Inviter les élèves à se renseigner sur les trois principaux scientifiques dont les travaux ont abouti à la formulation de la théorie cinétique moléculaire : Rudolf Clausius, James Clerk Maxwell et Ludwig Boltzmann. Cela pourrait être fait à l'aide de la stratégie « Jigsaw » (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.21).

En fin

Inviter les élèves à écrire une lettre que Clausius, Maxwell ou Ludwig aurait pu s'écrire au sujet de leurs recherches.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à compléter un cadre de concept (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.37) afin d'expliquer les propriétés observables des gaz à l'aide du modèle cinétique moléculaire.

2

Inviter les élèves à donner des exemples de situations où des événements macroscopiques ressemblent à des collisions élastiques (p. ex., billard, hockey, jeu de hockey sur coussin d'air, jeux informatiques, etc.).

3

Inviter les élèves à présenter les postulats de la théorie cinétique moléculaire sous des formes graphiques, par exemple :

- diagrammes;
- affiches;
- tableaux;
- tableau d'information.



Bloc C : Les propriétés des liquides et des solides

L'élève sera apte à :

- C11-1-03** expliquer les propriétés des liquides et des solides au moyen de la théorie cinétique moléculaire;
RAG : D3, D4
- C11-0-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
- C11-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C11-0-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

En 7^e année, les élèves ont utilisé la théorie particulaire de la matière pour expliquer les changements d'état. La discussion a porté sur l'absorption ou la libération d'énergie se produisant à la faveur d'un changement d'état. Les élèves ont aussi étudié les courbes d'échauffement et de refroidissement. En 11^e année, on aborde la question des forces intermoléculaires. Il n'est pas nécessaire de faire la distinction entre les forces dipôle-dipôle, les forces de Van der Waals, et la liaison hydrogène. Présenter les forces intermoléculaires comme étant des forces générales.



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves à l'aide de la stratégie SVA (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 9.8-9.11).

En quête

Enseignement direct - propriétés des liquides et des solides

Inviter les élèves à faire le lien entre les propriétés des liquides et des solides, d'une part, et d'autre part, les distances entre les particules, les forces d'attraction intermoléculaires et l'énergie cinétique moyenne des particules. La distance entre les particules d'un liquide est plus petite que celle entre les particules d'un gaz, mais plus grande que celle entre les particules d'un solide. L'énergie cinétique moyenne des particules d'un liquide est plus grande que celle des particules d'un solide, donc les liquides peuvent couler. Cependant, les liquides coulent moins facilement que les gaz à cause des forces intermoléculaires qui sont plus grandes. Différents liquides ont des viscosités différentes, c'est-à-dire une résistance au mouvement et à l'écoulement. Cette résistance provient des forces intermoléculaires.

Dans la plupart des manuels de chimie, on établit un lien entre les propriétés des solides et des liquides et la théorie cinétique moléculaire.

On peut classer les solides dans deux grandes catégories : les solides cristallins et les solides amorphes. Il y a quatre types de solides cristallins :

- les solides à réseau covalent (p. ex., le diamant, le graphite);
- les solides ioniques (p. ex., NaCl, CaF₂);
- les solides moléculaires (p. ex., I₂, S₈);
- les solides métalliques (p. ex., Cu, Ag).

Les solides amorphes sont ceux qui sont dépourvus d'un arrangement atomique tridimensionnel normal (p. ex., le verre, le noir de fumée).

Les structures cristallines sur lesquelles il convient de mettre l'accent sont celles des solides ioniques et moléculaires. La majeure partie des manuels donnent une bonne description des structures des cellules élémentaires, des structures maillées et de divers genres de structures cristallines. Seulement présenter aux élèves les plus simples de ces dernières.

La taille et la forme des particules, ainsi que la température, ont un effet sur la viscosité d'un liquide. À des températures plus basses, l'énergie cinétique des particules diminue donc la viscosité augmente. Cela explique pourquoi l'huile de moteur s'écoule moins facilement lorsqu'il fait froid et doit être réchauffée à l'aide du chauffe-moteur. La viscosité diminue lorsque la température augmente à cause d'une augmentation de l'énergie cinétique des particules.



À mesure que la température monte, le mouvement aléatoire augmente aussi, de sorte que les particules s'éloignent les unes des autres, ce qui réduit l'intensité des forces intermoléculaires.

Les solides sont très difficiles à comprimer, donc leurs particules doivent être très rapprochées. Les particules d'un solide ont une énergie cinétique basse et ne peuvent donc pas facilement se déplacer. Elles « vibrent » plutôt sur place.

La réduction globale des forces retenant les particules dans un état donné rend possible des changements de phase à mesure que l'énergie est absorbée. Comme chaque élément ou composé a une structure unique, il n'est pas déraisonnable pour les élèves de déduire qu'il a un point de fusion et un point d'ébullition uniques.

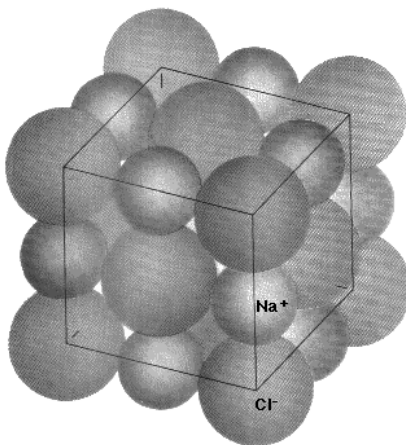
Schéma conceptuel – propriétés des liquides et des solides

Inviter les élèves à se renseigner sur les différences entre les liquides et les solides, au chapitre de leurs propriétés et de leur structure et de préparer un schéma conceptuel illustrant ces différences. La plupart des manuels de chimie fournissent des données physiques. Le Manuel de chimie et de physique (Handbook of Chemistry and Physics) est une autre ressource. Encourager les élèves à dresser des listes de la viscosité et de la densité de substances courantes. En examinant les données ainsi recueillies, ils pourront établir le lien entre les propriétés physiques particulières des substances et leur structure particulière.

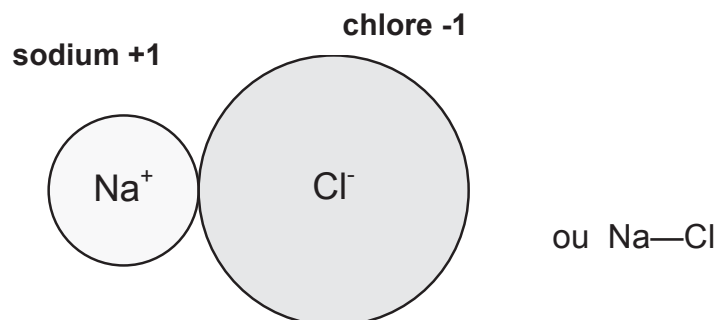
Travail au microscope – composés ioniques et covalents

Composés ioniques

Proposer aux élèves d'examiner au microscope les caractéristiques macroscopiques d'un cristal de sel. Ils devraient pouvoir voir la structure cubique régulière macroscopique, puis appliquer leurs découvertes au niveau moléculaire. S'assurer qu'ils comprennent le concept par rapport aux diagrammes suivants.

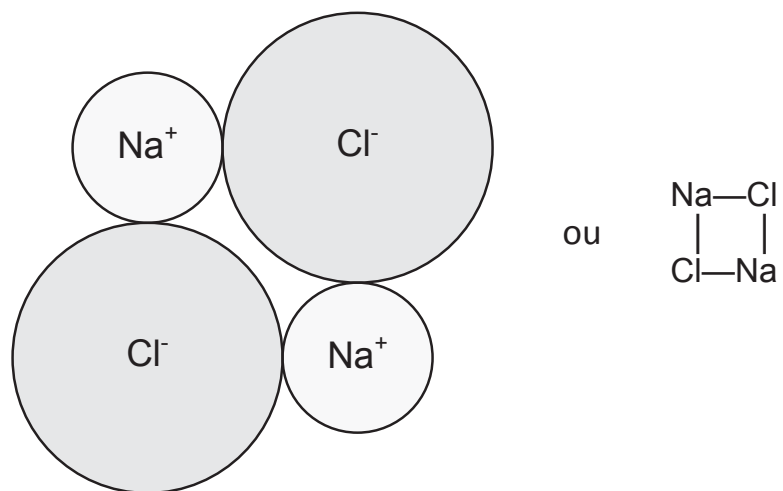


Un ion de sodium et de chlore:

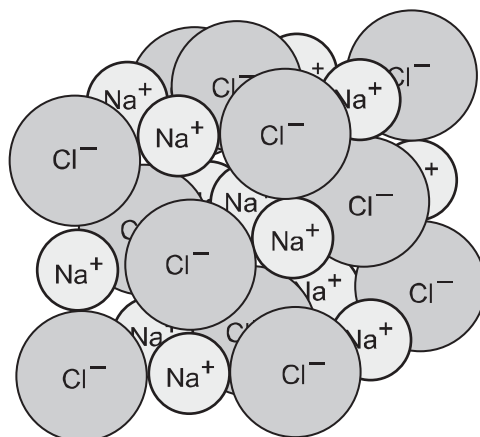


Des ions de charges opposées sont retenus ensemble par une force d'attraction électrostatique.

Un groupement bidimensionnel de deux ions de sodium et de deux ions de chlore.



Une structure cubique tridimensionnelle contenant des ions de sodium et de chlore.

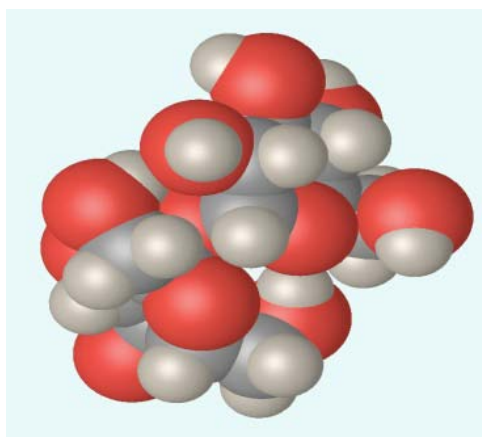


Composés covalents

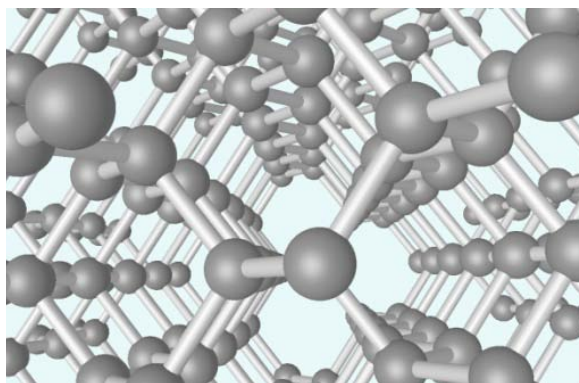
Proposer aux élèves d'examiner au microscope les caractéristiques macroscopiques d'un cristal de sucre. Les inviter à comparer cette image avec le modèle moléculaire d'un cristal de sucre ici-bas ainsi qu'avec la structure du cristal de sel qu'ils ont observé au microscope.

Au lieu d'examiner un cristal de sucre de façon macroscopique, les élèves peuvent aussi en examiner la photo prise avec un microscope électronique, par exemple au site <http://pwtlas.mt.umist.ac.uk/internetmicroscope/micrographs/crystals.html>. Dans les composés covalents, des cristaux sont aussi formés, mais les molécules dans le cristal sont retenues ensemble par des liaisons covalentes.

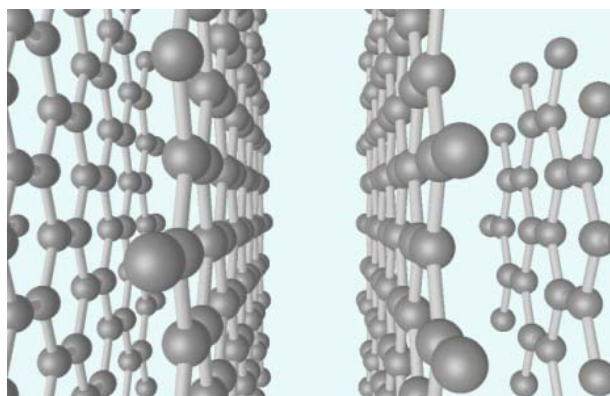
Voici un modèle moléculaire d'un cristal de sucre :



Il est aussi possible de présenter aux élèves des substances qui peuvent avoir différentes structures cristallines, par exemple le carbone. La structure cristalline d'un diamant – une des formes allotropiques du carbone – est illustrée ci-dessous :



Le graphite est une autre forme allotropique du carbone.



Inviter les élèves à comparer les propriétés et les structures cristallines du diamant et du graphite.

On définit souvent le verre comme étant un produit transparent issu de la fusion de matériaux inorganiques et devenu solide après refroidissement sans qu'il y ait eu cristallisation.

Il faut d'habitude de très hautes températures pour faire fondre le sable. Toutefois, le sodium ajouté au sable ordinaire sert de fondant et abaisse le point de fusion du sable siliceux (dioxyde de silicium, ou SiO_2); le sable peut alors fondre et former plus facilement du « verre ». En ajoutant du sodium au mélange, on peut modifier la viscosité du verre en fonction d'exigences particulières. La stœchiométrie du verre n'est pas fixe, de sorte que l'ajout de divers composants entraîne un changement proportionnel de ses propriétés. L'ajout de carbonate de sodium engendre du verre commun.



L'ajout d'éléments inorganiques au mélange produit diverses couleurs (ex. : l'or crée une couleur rouge rubis dans le verre, tandis que la présence d'antimoine fait apparaître une couleur jaune canari). À l'échelle macroscopique, le verre est un solide dont les températures de fusion vont de 1000 à 1500 °C. Il n'y a aucune structure cristalline, à cause du refroidissement rapide.

Aujourd'hui, on utilise environ 800 types de verre. L'ajout de B_2O_3 au mélange forme un verre ayant un faible coefficient d'expansion qu'on appelle communément verre borosilicaté ou Pyrex^{MD}. Le verre qui contient de l'oxyde de potassium est tellement dur qu'on l'emploie pour fabriquer les lentilles des lunettes. Le verre entre dans la fabrication des câbles optiques, et c'est là une de ses utilisations les plus importantes. Comme les impuretés font tellement fluctuer les propriétés du verre, la pureté du verre employé dans les fibres optiques est extrême (d'habitude, ce verre contient moins d'une partie impure par milliard). Le caractère unique de la fibre de verre réside dans sa réflexion totale : en d'autres mots, le signal d'entrée est transmis à 100 %. Les données optiques circulant dans une fibre optique ne doivent être régénérées qu'une fois tous les 100 km, alors qu'un signal semblable se déplaçant dans un câble de cuivre doit l'être tous les quatre à six kilomètres. Autre élément de comparaison intéressant : pour envoyer les mêmes données avec un fil de cuivre, il faudrait 25 000 fois plus de masse qu'avec une fibre optique!

Certains ont proposé d'utiliser ces produits de verre étanches pour stocker les déchets radioactifs. À l'heure actuelle, des milliers de tonnes de matières fortement radioactives sont entreposées partout en Amérique du Nord dans divers genres de contenants. On constate que ceux-ci résistent moins bien aux effets du temps qu'on le pensait autrefois. On sait maintenant que certains de ces contenants « sûrs » fuient. Récemment, on a émis l'idée que ces matières radioactives pourraient être intégrées au verre, ce qui les mettrait totalement à l'abri des solvants et de la détérioration. On a constaté que le verre peut renfermer jusqu'à 30 % de sa masse sous forme de déchets.

Activité de laboratoire - la conductivité et les liaisons chimiques

Proposer aux élèves de réaliser une activité de laboratoire afin de déterminer la conductivité électrique de substances ayant différents types de liaisons chimiques (voir ☺ l'annexe 7). Des renseignements pour l'enseignant figurent à ☺ l'annexe 8.

L'annexe 9 ☺ présente des renseignements pour l'enseignant sur l'évaluation des habiletés de l'élève au laboratoire.



En fin

1

Inviter les élèves à se renseigner sur différents types de verre et sur leurs utilisations. Les élèves peuvent présenter l'information recueillie, en utilisant :

- des affiches;
- des tableaux d'information;
- des modèles;
- des brochures.

2

Demander aux élèves de rédiger leurs opinions ou leurs réflexions sur le stockage des déchets radioactifs dans des contenants non sécuritaires.

3

Demander aux élèves de réfléchir aux effets que les fibres optiques ont eus sur l'électronique et la technologie.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Se référer aux @ annexes 10 et 11 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

2

Inviter les élèves à compléter un cadre de sommaire de concept afin de représenter les propriétés des liquides et des solides (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23-11.26).

3

Inviter les élèves à comparer les propriétés et les structures cristallines du diamant et du graphite en complétant un cadre de comparaison (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18).

4

Inviter les élèves à:

- dessiner les formes de cristaux simples;
- fabriquer des cristaux avec des mini guimauves et des cure-dents;
- dessiner un schéma conceptuel des divers genres de solides, et donner des exemples.



Bloc D : Les changements d'état

L'élève sera apte à :

- C11-1-04** expliquer les processus de fusion, de congélation et de sublimation au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres le point de congélation;
RAG : D3, D4
- C11-1-05** expliquer les processus d'évaporation et de condensation au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres les forces intermoléculaires, le mouvement aléatoire, la volatilité, l'équilibre dynamique;
RAG : D3, D4
- C11-1-06** définir de façon pratique la pression de vapeur en fonction de propriétés observables et mesurables;
D3, E4
- C11-0-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
- C11-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C11-0-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

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à dessiner un diagramme représentant les changements d'état de la matière.

OU



Inviter les élèves à faire un retour sur l'activité de l'annexe 1 afin d'expliquer leurs résultats pour les stations 1, 3, 6 et 10 en fonction de la théorie cinétique moléculaire.

OU

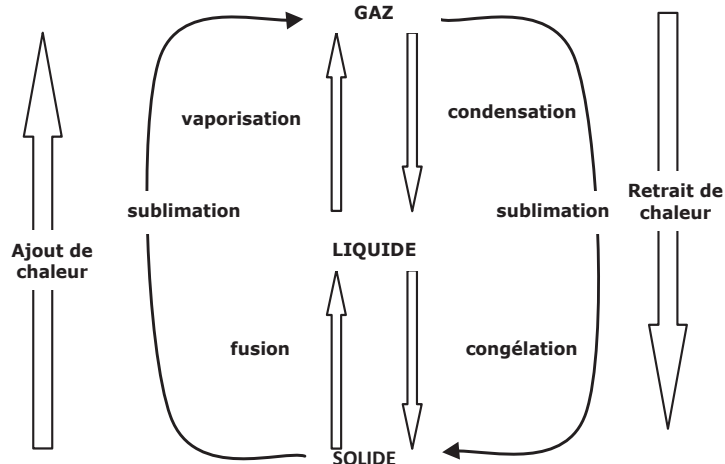
Proposer aux élèves de mener une expérience afin de développer une courbe de chauffage de l'eau pour réviser leurs connaissances antérieures sur les changements d'état ainsi que pour réviser les consignes de sécurité au laboratoire. Pour recueillir les données, on peut procéder manuellement à l'aide d'un thermomètre, ou se servir d'une sonde de température.

En quête

Enseignement direct - les changements d'état

Présenter aux élèves le concept de processus endothermiques et exothermiques, puis demander aux élèves s'ils peuvent ajouter des flèches « énergie » au diagramme qu'ils ont dressé dans la section « en tête ». Ils pourront peut-être aussi tracer des courbes d'échauffement et de refroidissement pour l'eau.

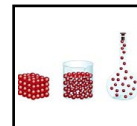
En 7^e année, on a présenté aux élèves la théorie particulière de la matière pour expliquer les changements d'état. La discussion a porté sur l'absorption ou la libération d'énergie se produisant à la faveur d'un changement d'état. Les élèves ont aussi appris ce qu'étaient les courbes d'échauffement et de refroidissement. Ils doivent bien comprendre les trois principaux états de la matière et les changements de phase, grâce à leur expérience générale et après avoir suivi les cours de sciences antérieurs. Typiquement, un diagramme qu'un élève dessinerait pour illustrer les phases à la lumière de ses connaissances antérieures pourrait ressembler à ceci :



Présenter de nouveau ces concepts par le biais de l'observation.

Avant que les élèves puissent comprendre à fond la mécanique particulière des changements de phase, ils doivent comprendre les forces qui sont à l'œuvre. Ils devraient pouvoir faire le lien entre, d'une part, l'énergie nécessaire pour faire passer un solide à l'état liquide et, d'autre part, les forces d'attraction intermoléculaires retenant les particules ensemble. Ces forces expliquent les variations des points de fusion et d'ébullition et d'autres propriétés des solides, des liquides et des gaz. Pendant les changements de phase, l'ajout d'énergie thermique fait croître l'énergie cinétique, laquelle sert à vaincre les forces d'attraction entre les particules qui peuvent alors passer d'un état au suivant. Les particules qui restent continuent à absorber d'autre énergie thermique jusqu'à ce qu'elles puissent elles aussi changer d'état.

Des renseignements pour l'enseignant sur les changements d'état figurent à l'annexe 12.



La majorité des manuels de chimie expliquent bien les changements d'état au niveau des particules. Souligner aux élèves que les particules ont besoin d'un minimum d'énergie cinétique pour passer à l'état suivant en surmontant les forces d'attraction intermoléculaires les retenant les unes aux autres. On parle alors souvent d'« énergie seuil ». Dans le cas du changement de phase exothermique (cas inverse), l'énergie est libérée. Rappeler aux élèves la discussion ayant porté sur la courbe de distribution de l'énergie cinétique dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-1-02. Même si ce diagramme a été établi à titre expérimental pour les gaz, les scientifiques estiment qu'il s'applique à toutes les phases.

Démonstrations - la sublimation

Il n'est pas nécessaire de faire toutes les activités. Choisir les activités et les démonstrations qui conviennent à sa classe. La plupart des élèves peuvent probablement donner des exemples de sublimation (p. ex., boules de naphthaline, assainisseurs d'air solides, glace sèche).

- Si l'on a accès à une hotte qui fonctionne bien, montrer le doux réchauffement de quelques cristaux d'iode solide dans une grande éprouvette.
- La glace sèche est une excellente substance de démonstration, quoiqu'elle se sublime vite, même si on la conserve dans un congélateur.
- D'autres solides peuvent être utilisés pour démontrer la sublimation, par exemple l'acide benzoïque.
- Si l'on obtient l'autorisation d'utiliser un extincteur à dioxyde de carbone (CO_2), on peut en vider une partie du contenu dans un sac de tissu. Inviter les élèves à examiner attentivement le solide qui en résulte et à expliquer leurs observations.
- La sublimation de la vapeur d'iode a été utilisée pour la détection d'empreintes digitales. Une marche à suivre est suggérée à l'annexe 13.

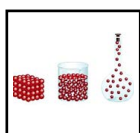
Activité de laboratoire - le point de fusion

Inviter les élèves à calculer le point de fusion d'un certain nombre de solides, puis d'utiliser le résultat obtenu pour identifier le produit inconnu. Voir l'annexe 14 pour la description de l'expérience (Des renseignements pour l'enseignant figurent à l'annexe 15).

Activités de laboratoire - l'évaporation

De nombreuses activités sont possibles pour mesurer qualitativement les différences entre les forces intermoléculaires dans les liquides, en évaluant les taux d'évaporation relatifs. On propose d'utiliser les liquides suivants pour les deux premières activités : l'eau, l'éthanol, le méthanol, l'acétone, l'alcool isopropylique et le cyclohexane.

- Avec un coton-tige, répandre une petite quantité de chaque liquide sur une surface lisse et observer combien de temps le liquide met à disparaître. Ne pas placer ces liquides sur la peau.
- Placer un volume fixe de chaque liquide sur un verre de montre et enregistrer la perte de masse en fonction du temps, à l'aide d'une balance précise au centigramme.



- « Pression de vapeur et éclatement » : pour l'activité, on peut utiliser un liquide volatil et un contenant scellé. Les élèves peuvent inventer des variations de cette activité. En deux mots, disons que l'on place une petite quantité de pentane ou d'un autre liquide très volatil (l'acétone, par exemple) dans un contenant vide de balles de tennis muni d'un couvercle de plastique qui ferme hermétiquement. On roule le contenant entre ses mains, et les élèves sentent immédiatement une baisse de température tandis que le liquide refroidit. Quand la pression est suffisante, le couvercle saute en faisant un bruit fort. On peut modifier l'activité pour la rendre quantitative. La fiche signalétique de chaque liquide doit en indiquer la pression de vapeur. En calculant la superficie du contenant, on peut établir quelle est la pression totale. Dans le cas d'un contenant typique de balles de tennis et d'éther de pétrole, la pression est d'environ 60 lb/po². Voir les détails à @ l'annexe 16.

Enseignement direct - la pression de vapeur

Expliquer aux élèves le concept de pression de vapeur. Les particules d'un liquide n'ont pas toutes la même énergie cinétique. À toute température, il y a en toujours qui ont assez d'énergie pour vaincre les forces d'attraction intermoléculaires. C'est ce qu'on appelle l'évaporation. Si le liquide est dans un contenant ouvert, toutes les molécules de liquides finissent par se transformer en gaz. Si le liquide est dans un contenant fermé, une partie du liquide se transforme en gaz. Après un certain temps, le montant de liquide ne semble plus changer, l'évaporation semble arrêtée. Cependant, si l'on examine ce qui se déroule au niveau moléculaire, on se rend compte qu'une partie des molécules de gaz se heurtent à la surface du liquide et se condensent. Ces deux processus, l'évaporation et la condensation, se déroulent en même temps et finissent par atteindre un état d'équilibre, c'est-à-dire qu'ils se déroulent à la même vitesse. On dit que les particules de liquide et de gaz sont en équilibre dynamique.

On appelle pression de vapeur la pression créée par la vapeur quand elle est en équilibre dynamique avec un liquide. La force des attractions intermoléculaires entre les particules d'un liquide détermine le taux d'évaporation. Si les forces intermoléculaires sont faibles, le liquide s'évapore plus rapidement et l'on dit qu'il a une pression de vapeur élevée.

Activité de laboratoire - la pression de vapeur

Proposer aux élèves de mesurer la pression de vapeur de trois liquides (p. ex., l'eau, l'éthanol, le méthanol, le propan-2-ol, le cyclohexane) à environ 20 °C et 0 °C. Les inviter à échanger leurs résultats en classe et à tirer des conclusions. L'expérience démontre que la pression de vapeur est indépendante de la quantité de liquide présente dans le contenant (voir @ l'annexe 17). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 18.

Activité de laboratoire avec calculatrice (CBL) - la pression de vapeur

Proposer aux élèves une expérience qui utilise une sonde de pression et une sonde de température afin de mesurer les forces intermoléculaires relatives entre quelques liquides (voir @ l'annexe 19). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 20.



Événement inattendu - l'évaporation

Placer un thermomètre dans le courant d'air créé par un ventilateur et un thermomètre identique près du ventilateur, mais non dans le courant d'air. Demander aux élèves de prédire quel thermomètre affichera la température la plus basse. Discuter des résultats. Placer de la gaze de coton mouillée autour du réservoir des deux thermomètres et répéter l'expérience. Discuter des résultats. On peut utiliser des sondes pour la collecte des données.

En fin

1

Poser aux élèves les questions suivantes :

- *Qu'arriverait-il à une particule si l'on augmentait ou l'on diminuait la température?*
- *Que faudrait-il faire pour que le niveau du liquide dans un contenant ouvert cesse de baisser?*
- *Pourquoi les liquides s'évaporent-ils à des taux différents?*
- *Qu'arriverait-il à un système ouvert et à un système fermé si un solide était dissous dans le liquide? (Prolongement)*
- *Prédisez ce qui arriverait s'il y avait deux contenants scellés dans lesquels il y aurait un solvant. Un contenant contient un soluté.*

2

Inviter les élèves à choisir un des thèmes suivants. Les inviter ensuite à trouver un moyen de présenter leurs résultats, par exemple en élaborant un exposé PowerPoint, une brochure ou une affiche. Déterminer les critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation.

- la cryodessiccation ou la cryogénie;
- les températures moyennes des régions intérieures et côtières et l'effet modérateur des grandes étendues d'eau;
- le fonctionnement d'appareils de refroidissement tels que les réfrigérateurs, les déshumidificateurs ou les climatiseurs;
- la pression de vapeur du mercure et sa toxicité;
- la vapeur d'eau dans l'air.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des  annexes 10 et 11.

2

Demander aux élèves d'utiliser la théorie cinétique moléculaire pour expliquer comment la fusion, la solidification, la sublimation et la vaporisation se produisent.



3

Évaluer les projets des élèves ou inviter les élèves à s'autoévaluer ou à évaluer leurs pairs conformément aux critères déterminés en classe.

4

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes :

- *Quelles phases sont en équilibre au point de fusion d'une substance? (les phases solide et liquide)*
- *Compare l'évaporation d'un liquide dans un contenant fermé avec l'évaporation d'un liquide dans un contenant ouvert. (Les particules de liquide qui ont assez d'énergie cinétique pour vaincre les forces intermoléculaires se transforment en gaz dans les deux contenants. Cependant, un équilibre dynamique est atteint entre le liquide et le gaz dans un contenant fermé, car le taux d'évaporation finit par être égal au taux de condensation.)*
- *À mesure que les forces intermoléculaires augmentent, qu'arrive-t-il à la pression de vapeur d'un liquide? Explique ta réponse. (À mesure que les forces intermoléculaires augmentent, le montant de vapeur qui est produit diminue. Moins de particules peuvent acquérir assez d'énergie cinétique pour se transformer en gaz, ce qui diminue donc la pression de vapeur.)*



Bloc E : L'ébullition

L'élève sera apte à :

- C11-1-07 définir de façon pratique la température d'ébullition normale en fonction de la pression de vapeur;
RAG : C8, D3, E4
- C11-1-08 interpoler et extrapoler la pression de vapeur et le point d'ébullition de diverses substances à partir d'un graphique de la pression en fonction de la température;
RAG : A2, C2, E2, E4
- C11-0-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
- C11-0-S7 reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer les relations.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

1

Inviter les élèves à discuter des questions suivantes :

- *Lorsqu'on fait bouillir de l'eau, qu'arrive-t-il à sa température? Est-ce qu'elle augmente, diminue, ne subit aucun changement, ou augmente puis diminue?*
- *Lorsqu'on fait bouillir de l'eau, que contiennent les bulles qui sont formées?*

En 7^e année, les élèves ont appris que le point d'ébullition d'une substance pure en est une propriété caractéristique. Aucune explication n'avait alors été donnée. Les notions abordées dans le contexte des résultats d'apprentissage antérieurs, dans le présent module, servent d'introduction à la notion de température d'ébullition normale. Les élèves connaissent peut-être le terme « vapeur », mais non dans le contexte de la théorie cinétique moléculaire et de la vaporisation.



En quête

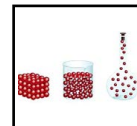
Événements inattendus – l'ébullition

Il n'est pas nécessaire d'aborder tous les événements. Choisir ceux qui conviennent pour faire la démonstration. L'événement n° 3 ne se rapporte pas directement au résultat d'apprentissage, mais sert à divertir la classe. On pourrait l'aborder en même temps que la loi de Boyle, dans le cadre du résultat C11-2-05.

1. On peut faire cette démonstration en guise d'introduction à la notion d'ébullition. Après avoir porté de l'eau (avec des copeaux d'ébullition) au point d'ébullition dans un flacon à fond plat, placer un bouchon à un trou avec un thermomètre dans le flacon et le renverser. Placer un linge mouillé froid ou verser de l'eau froide sur le fond du flacon. Inviter les élèves à observer ce qui se passe et en discuter. Qu'est-ce qui se passe? (*En plaçant un linge mouillé froid ou en versant de l'eau froide sur le fond du flacon, la baisse de température crée un vide partiel dans le flacon, car les particules se rapprochent les unes des autres. Cette baisse de pression fait que les particules d'eau n'ont pas besoin d'autant d'énergie pour changer de l'état liquide à l'état gazeux et l'eau se met donc à bouillir à une température plus basse.*) Voir @ l'annexe 21 pour une description plus complète de cette démonstration. Si l'on dispose d'une pompe à vide, on peut faire la démonstration à des températures beaucoup plus basses. Souvenez-vous d'insérer un tube de séchage au CaCl_2 dans le système avant de faire démarrer la pompe à vide. ATTENTION : Veillez à ce que les élèves n'insèrent aucun thermomètre dans les bouchons à un trou.

À des températures basses et quand l'énergie cinétique est moyenne, seules les particules à la surface réussissent à s'évaporer et à passer à l'état gazeux. Toutefois, à mesure que la température du liquide monte, le nombre de particules ayant assez d'énergie pour vaincre les forces d'attraction intermoléculaires augmente, de sorte que des particules situées dans le liquide même se changent en gaz. Elles forment des micro bulles au sein du liquide. Si la pression de vapeur dans ces bulles est inférieure à la pression atmosphérique s'exerçant au-dessus du liquide, les bulles s'effondrent et les particules s'y trouvant retournent à l'état liquide. Cependant, si la pression de vapeur en question est égale ou supérieure à la pression atmosphérique au-dessus du liquide, les bulles deviennent plus grosses et s'élèvent à la surface à mesure que les forces intermoléculaires s'exerçant sur elles diminuent.

À mesure que la température du liquide augmente, plus de micro bulles se forment, car plus de particules ont assez d'énergie pour changer de phase. La température à laquelle la pression de vapeur du liquide est égale à la pression atmosphérique s'exerçant au-dessus de lui s'appelle **température (ou point) d'ébullition**. La **température d'ébullition normale** est atteinte quand la pression atmosphérique au-dessus du liquide est égale à la pression standard (une atmosphère, 101,3 kPa ou 760 mm de mercure).



2. Faire bouillir de l'eau dans une bouilloire et demander aux élèves d'observer le chemin que la vapeur suit. Placer une chandelle allumée juste sous le parcours de la vapeur. Inviter les élèves à observer les résultats et en discuter.
3. Si vous avez une pompe à vide, placer des guimauves dans la chambre et mettre la pompe en marche. Demander aux élèves d'observer et d'expliquer ce qui se passe. Il est possible de faire cette démonstration avec une grosse seringue de plastique à condition que l'extrémité de l'aiguille soit bouchée.

La pression de vapeur d'un liquide donné est inversement proportionnelle à la grandeur des forces d'attraction intermoléculaires. Elle est aussi fonction de l'énergie cinétique moyenne du liquide. Si la pression au-dessus du liquide est réduite pour être égale à la pression de vapeur de ce dernier, à la même température, le liquide bouillira, conformément à la définition pratique de l'ébullition. Les élèves devraient alors comprendre que les liquides bouilliront à presque n'importe quelle température pourvu que la pression atmosphérique au-dessus du liquide soit assez basse.

4. On peut faire une démonstration semblable en plaçant un liquide volatil chaud dans la seringue, puis en réduisant rapidement la pression. Le liquide commencera à bouillir jusqu'au retour de la pression à la normale. Inviter les élèves à donner une définition pratique de l'ébullition, à la lumière de leurs observations.
5. Présenter aux élèves la démonstration « Congélation par ébullition ». C'est un événement inattendu intrigant. Si l'on met du cyclohexane dans une seringue, le liquide bout, puis se solidifie (voir ☺ l'annexe 22)!

Activité de laboratoire

Inviter les élèves à mesurer l'effet d'une diminution de pression sur le point d'ébullition d'un liquide (voir ☺ l'annexe 23). Des renseignements pour l'enseignant figurent à ☺ l'annexe 24. Ce laboratoire est semblable au premier événement inattendu qui a été décrit, mais utilise des sondes pour recueillir les données.

Activité - interprétation d'un graphique de la pression en fonction de la température

Proposer aux élèves d'examiner le tableau des pressions de vapeur qui suit. De nombreux manuels fournissent des données semblables. Si l'enseignant préfère utiliser des données exprimées en kilopascals, il peut employer les facteurs de conversion suivants :

$$\text{mm Hg} \times 101,3 \text{ kPa} / 760 \text{ mm Hg} = \text{kPa}$$

$$\text{mm Hg} \times 1 \text{ atm} / 760 \text{ mm Hg} = \text{atm}$$



Pression de vapeur de quelques liquides

Temp. °C	Eau (mm de Hg)	Alcool éthylique (mm de Hg)	Méthoxyméthane (mm de Hg)	Éthylène glycol (mm de Hg)
0	5	12	175	
10	9	24	300	
20	18	43	450	
30	32	79	700	
40	55	135	1000	
50	93	222		
60	149	253		2
70	234	543		4
80	355	813		12
90	526	1187		24
100	760	1693		60

Source: Parry, Robert W. et al. *Chemistry: Experimental Foundations*. Englewood Cliffs, NJ : Prentice-Hall, Inc., 1975. 106.

Inviter les élèves à présenter les données du tableau sous forme de graphique de la pression en fonction de la température, et à répondre aux questions suivantes :

- Quelle est la pression (ou tension) de vapeur de l'alcool éthylique à 40 °C? (135 mm de Hg)
- Quelle substance s'évaporerait le plus lentement à 20 °C? Explique ton raisonnement. (l'éthylène glycol – la plus faible pression de vapeur, quelle que soit la température)
- Dans quelle substance les forces d'attraction intermoléculaires sont-elles les plus faibles? Explique ton raisonnement. (dans le méthoxyméthane – la plus grande pression de vapeur, quelle que soit la température)
- Énumère les substances d'après l'ordre grandissant des forces intermoléculaires s'y exerçant. (méthoxyméthane, éthanol, eau, éthylène glycol)
- Dans quelle substance la viscosité serait-elle la plus faible à 20 °C? Explique ton raisonnement. (dans le méthoxyméthane – le plus volatil, les forces les plus faibles)
- Quelle doit être la pression atmosphérique pour que le méthoxyméthane bouille à 20 °C? (450 mm de Hg)

En fin

1

Demander aux élèves de réfléchir à l'effet d'une réduction de la pression atmosphérique sur le processus d'ébullition. Des alpinistes pourraient-ils faire bouillir de l'eau au sommet du mont Everest? Comment la température se comparerait-elle à de l'eau qui bout au bas de mont Everest?



2

Inviter les élèves à employer la théorie cinétique des molécules pour formuler leurs explications dans le cadre de ces discussions :

- Comparer les taux d'évaporation de divers liquides et établir une relation entre ces taux et la pression de vapeur et la température d'ébullition normale.
- Parler de la cuisson de camping à des altitudes plus élevées que la normale.
- Parler du fonctionnement d'une cocotte-minute (autocuiseur).
- Prédire ce qui arrivera si l'on ajoute un soluté à un liquide quand il atteint la température d'ébullition (C11-4-11).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Les élèves pourraient présenter leurs idées sur le processus d'ébullition, avec des illustrations visuelles des particules, notamment avec :

- des affiches;
- des brochures;
- des tableaux d'information;
- des modèles ou des maquettes;
- des outils multimédias.

2

Demander aux élèves d'expliquer le processus d'ébullition en fonction de la théorie cinétique moléculaire.

3

Demander aux élèves comment l'ajout d'un soluté au liquide influencerait sur le processus d'ébullition, et d'expliquer le phénomène avec la théorie cinétique moléculaire.

4

Demander aux élèves comment la pression atmosphérique influera sur le processus d'ébullition et d'expliquer ses effets avec la théorie cinétique moléculaire.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière	1.42
ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière - Renseignements pour l'enseignant	1.46
ANNEXE 3 : Faire la démonstration de la diffusion sur le rétroprojecteur.....	1.51
ANNEXE 4 : Une véritable fontaine	1.52
ANNEXE 5 : Faire éclater le maïs - Modélisation des états de la matière	1.53
ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules - Renseignements pour l'enseignant.....	1.57
ANNEXE 7 : Expérience - Types de liaisons et conductivité	1.63
ANNEXE 8 : Types de liaisons et conductivité - Renseignements pour l'enseignant.....	1.65
ANNEXE 9 : Habiletés de l'élève en laboratoire - Renseignements pour l'enseignant.....	1.66
ANNEXE 10 : Liste de contrôle des habiletés en laboratoire - Habiletés générales.....	1.69
ANNEXE 11 : Liste de contrôle des habiletés en laboratoire - Capacité de raisonnement	1.70
ANNEXE 12 : Les changements d'état - Renseignements pour l'enseignant	1.71
ANNEXE 13 : Expérience - Empreintes digitales.....	1.73
ANNEXE 14 : Expérience - L'identification de points de fusion.....	1.74
ANNEXE 15 : L'identification de points de fusion - Renseignements pour l'enseignant..	1.77
ANNEXE 16 : Pression de vapeur et éclatement	1.79
ANNEXE 17 : Expérience - Mesurer la pression de vapeur d'un liquide	1.81
ANNEXE 18 : Mesurer la pression de vapeur d'un liquide - Renseignements pour l'enseignant.....	1.83
ANNEXE 19 : Expérience - Les forces entre les particules	1.84
ANNEXE 20 : Les forces entre les particules - Renseignements pour l'enseignant.....	1.86
ANNEXE 21 : Démonstration - L'effet d'une diminution de pression sur la température d'ébullition de l'eau.....	1.87
ANNEXE 22 : Démonstration - Congélation par ébullition	1.89
ANNEXE 23 : Expérience - Modification de la température et de la pression	1.90
ANNEXE 24 : Modification de la température et de la pression - Renseignements pour l'enseignant	1.92



ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière*

Introduction : L'activité vise à favoriser la **réflexion sur la composition et les propriétés de la matière**. Dans le cadre de cette activité, tu visiteras 10 stations aménagées dans le laboratoire en compagnie d'un ou de plusieurs partenaires. À chaque station, vous devrez effectuer une série de tâches et répondre à des questions. Faites de votre mieux pour donner des réponses complètes, particulièrement lorsqu'il s'agit de la **nature particulière de la matière**. **Faites des croquis pour illustrer vos observations sur le plan des molécules/particules et pour faciliter vos explications sur ce qui se produit dans chaque activité. Nettoyez chaque station avant de passer à la prochaine.**

Les termes suivants pourraient vous aider à fournir vos explications :

Solide	Évaporation	Condenser	Dilater
Liquide	Contraction	Particules	Molécules
Gaz	Sublimer	Dissoudre	Solidifier
Liaisons	Force d'attraction	Énergie thermique	Mouvement

Station 1 : À cette station, vous trouverez deux béchers. Un contient de l'eau et l'autre de l'alcool. Il y a aussi un compte-gouttes pour chaque bécher.

- 1) À l'aide du compte-gouttes, déposez une goutte d'eau sur le dos de la main de votre partenaire. Aussi rapidement que possible, déposez une goutte d'alcool sur le dos de l'autre main de votre partenaire en utilisant le deuxième compte-gouttes. Notez toutes les différences observées ou ressenties.
 - a) Que se produit-il à un rythme plus rapide pour l'alcool par rapport à l'eau?
 - b) Pourquoi ce phénomène se produit-il à un rythme plus rapide?
 - c) Pourquoi l'alcool provoque-t-il une sensation de froid sur la peau?

Station 2 : Vous trouverez à cette station un flacon vide, un ballon et deux béchers, un contenant de l'eau glacée et l'autre de l'eau très chaude. Si l'eau n'est plus très chaude, remplacez-la avec de l'eau chaude du robinet.

- 1) Placez le ballon par-dessus le goulot du flacon. Plongez le flacon dans l'eau chaude en évitant de faire déborder le bécher. Que se passe-t-il avec le ballon installé sur le flacon? Ensuite, placez le flacon dans l'eau glacée. Qu'arrive-t-il au ballon lorsque le flacon est placé dans l'eau glacée?



ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière* (suite)

- a) Qu'arrive-t-il au flacon dans l'eau chaude? Expliquez à l'aide de la théorie particulaire de la matière pourquoi cela se produit.
- b) Qu'arrive-t-il au flacon dans l'eau froide? Expliquez à l'aide de la théorie particulaire de la matière pourquoi cela se produit.

Station 3 : Vous trouverez à cette station une chandelle dans une assiette et des allumettes.

- 1) Allumez la chandelle avec une allumette en observant le temps qu'il faut à la chandelle pour s'enflammer.
- 2) Frottez une autre allumette, soufflez sur la chandelle et essayez immédiatement de rallumer la chandelle. La chandelle s'allume-t-elle plus rapidement que la première fois?
- 3) Frottez une autre allumette, soufflez sur la chandelle, mais cette fois, placez l'allumette dans la « traînée de fumée » blanche provenant de la chandelle éteinte.
 - a) Pourquoi la chandelle s'allume-t-elle plus rapidement à l'exercice 2) qu'à l'exercice 1)? Expliquez à l'aide de la théorie particulaire de la matière.
 - b) Pourquoi la chandelle s'allume-t-elle encore plus rapidement dans la « traînée de fumée »?

Station 4 : Vous trouverez à cette station un thermomètre, un bécher d'eau chaude et un bécher d'eau froide.

- 1) Placez le thermomètre dans l'eau chaude. Quelle est la température?
- 2) Placez le thermomètre dans l'eau froide. Quelle est la température?
 - a) Qu'arrive-t-il au liquide à l'intérieur du thermomètre lorsque la température monte ou descend?
 - b) Quel est le rôle joué par la chaleur lorsque le niveau du liquide monte?
 - c) Pourquoi, en ce qui concerne la chaleur, le niveau de liquide descend-il lorsque le thermomètre est placé dans l'eau froide?

Station 5 : Vous trouverez à cette station une seringue en plastique et un bouchon de caoutchouc. Le bouchon ne sert qu'à boucher l'extrémité de la seringue afin d'empêcher l'air de sortir.

- 1) Tirez le piston de la seringue à son maximum. Maintenant, repoussez-le vers l'intérieur. Observez l'air qui est expulsé de la seringue lorsque vous réinsérez le piston.



ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière* (suite)

- 2) Tirez de nouveau le piston de la seringue à son maximum. Maintenant, bouchez l'extrémité de la seringue avec le bouchon. Repoussez le piston à l'intérieur en observant le degré de facilité de l'exercice. Est-il plus facile de le faire au début de la compression qu'à la fin?
- 3) Enfin, avec le piston toujours à l'intérieur et en maintenant l'extrémité de la seringue fermée par le bouchon, commencez à tirer le piston à l'extérieur de la seringue à son maximum. Encore une fois, observez à quel moment l'exercice est le plus facile et le plus difficile à faire.
 - a) Pourquoi est-il difficile de faire sortir l'air de la seringue bouchée?
 - b) Pourquoi est-il initialement facile d'insérer le piston et que l'exercice devient progressivement difficile?
 - c) Serait-il possible de faire entrer le piston complètement? Expliquez.
 - d) Pourquoi est-il si difficile de faire ressortir le piston lorsque le bout de la seringue est bloqué?

Station 6 : Vous trouverez à cette station des boules antimites, une source de chaleur, des pinces et un flacon d'eau glacée.

- 1) Prenez une boule antimite avec les pinces et chauffez-la doucement en la tenant près de la source de chaleur (pas directement dedans). Pendant que la boule se réchauffe, tenez le flacon quelques centimètres au-dessus de la boule antimite.
- 2) Observez le dessous du flacon pendant l'exercice.
 - a) Pourquoi les boules antimites dégagent-elles leur odeur lorsqu'elles sont chauffées?
 - b) Qu'arrive-t-il à la boule antimite lorsqu'elle est chauffée?
 - c) Expliquez ce qui se produit en dessous du flacon.

Station 7 : Vous trouverez à cette station une source de chaleur, une tige en métal et une tige en verre.

- 1) Placez la tige en métal dans la source de chaleur. Que ressentez-vous avec le temps? Maintenant, placez la tige en verre dans la source de chaleur. Que ressentez-vous?
 - a) Pourquoi sentez-vous plus rapidement la chaleur traverser la tige en métal que la tige en verre?
 - b) Quelle est la différence sur le plan des particules dans ces deux tiges lorsqu'elles sont chauffées?

Station 8 : Vous trouverez à cette station des béciers contenant du vinaigre chaud, du vinaigre froid et du bicarbonate de sodium, ainsi que plusieurs petits béciers vides.



ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière* (suite)

- 1) Versez 10 mL de vinaigre froid dans un petit bécher. Ajoutez une cuillerée de bicarbonate de sodium au vinaigre. Observez la vitesse de la réaction.
- 2) Maintenant, versez 10 mL de vinaigre chaud dans un autre petit bécher. Ajoutez une cuillerée de bicarbonate de sodium au vinaigre. Observez la vitesse de la réaction.
 - a) Dans quel vinaigre la réaction a-t-elle été la plus rapide?
 - b) Expliquez pourquoi sur le plan des particules la réaction a été plus rapide dans ce vinaigre.

Station 9 : Vous trouverez à cette station deux béchers et des compte-gouttes. Un contient de l'eau ordinaire et l'autre contient de l'eau et du détergent liquide. Il y a aussi des pièces de monnaie.

- 1) Prenez une pièce de monnaie et assurez-vous qu'elle soit propre et sèche. Remplissez un compte-gouttes d'eau ordinaire. Versez quelques gouttes d'eau sur la pièce. Comptez le nombre de gouttes nécessaires pour que l'eau déborde de la pièce de monnaie. Répétez la démarche avec une autre pièce de monnaie propre et sèche, mais en utilisant cette fois l'eau savonneuse.
 - a) Comparez le nombre de gouttes nécessaire pour que l'eau déborde de la pièce dans le cas de l'eau normale et de l'eau savonneuse.
 - b) Que vous indique cette activité concernant la relation entre les molécules d'eau dans un milieu non savonneux?
 - c) Quel effet a selon vous le savon sur les particules d'eau?

Station 10 : Vous trouverez à cette station un bécher avec de la glace sèche concassée (dioxyde de carbone gelé), de la glace ordinaire (eau), des flacons, des ballons et des cuillères.

Ne touchez pas la glace sèche directement avec vos mains.

- 1) Mettez une cuillerée de glace ordinaire dans un flacon et placez un ballon sur ce flacon. Observez.
- 2) Répétez la démarche, mais en utilisant cette fois une cuillerée de glace sèche. Observez.
 - a) Que se passe-t-il sur le plan des particules avec la glace ordinaire dans le premier flacon? Quel est le nom de ce processus?
 - b) Que se passe-t-il sur le plan des particules avec la glace sèche dans le deuxième flacon? Quel est le nom de ce processus?

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Physical Properties of Matter - C11-1-01: Introductory Activity Student Copy », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant*

Introduction : L'activité vise à favoriser la **réflexion sur la composition et les propriétés de la matière**. Dans le cadre de cette activité, tu visiteras 10 stations aménagées dans le laboratoire en compagnie d'un ou de plusieurs partenaires. À chaque station, vous devrez effectuer une série de tâches et répondre à des questions. Faites de votre mieux pour donner des réponses complètes, particulièrement lorsqu'il s'agit de la **nature particulière de la matière**. **Faites des croquis pour illustrer vos observations sur le plan des molécules/particules et pour faciliter vos explications sur ce qui se produit dans chaque activité. Nettoyez chaque station avant de passer à la prochaine.**

Les termes suivants pourraient vous aider à fournir vos explications :

Solide	Évaporation	Condenser	Dilater
Liquide	Contraction	Particules	Molécules
Gaz	Sublimer	Dissoudre	Solidifier
Liaisons	Force d'attraction	Énergie thermique	Mouvement

Station 1 : À cette station, vous trouverez deux béchers. Un contient de l'eau et l'autre de l'alcool. Il y a aussi un compte-gouttes pour chaque bécher.

- 1) À l'aide du compte-gouttes, déposez une goutte d'eau sur le dos de la main de votre partenaire. Aussi rapidement que possible, déposez une goutte d'alcool sur le dos de l'autre main de votre partenaire en utilisant le deuxième compte-gouttes. Notez toutes les différences observées ou ressenties.
 - a) Que se produit-il à un rythme plus rapide pour l'alcool par rapport à l'eau? *L'évaporation est plus rapide.*
 - b) Pourquoi ce phénomène se produit-il à un rythme plus rapide? *Les forces d'attraction entre les particules d'alcool sont plus faibles que pour l'eau.*
 - c) Pourquoi l'alcool provoque-t-il une sensation de froid sur la peau? *Il tire de l'énergie de votre peau en s'évaporant.*

Station 2 : Vous trouverez à cette station un flacon vide, un ballon et deux béchers, un contenant de l'eau glacée et l'autre de l'eau très chaude. Si l'eau n'est plus très chaude, remplacez-la avec de l'eau chaude du robinet.

- 1) Placez le ballon par-dessus le goulot du flacon. Plongez le flacon dans l'eau chaude en évitant de faire déborder le bécher. Que se passe-t-il avec le ballon installé sur le flacon? Ensuite, placez le flacon dans l'eau glacée. Qu'arrive-t-il au ballon lorsque le flacon est placé dans l'eau glacée?



ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

- a) Qu'arrive-t-il au flacon dans l'eau chaude? Pourquoi cela se produit-il? *Il y a dilatation du ballon. Lorsque l'air se réchauffe, les particules gagnent de l'énergie et exercent plus de pression, occupent plus d'espace et prennent de l'expansion.*
- b) Qu'arrive-t-il au flacon dans l'eau froide? Pourquoi cela se produit-il? *Il y a contraction du ballon. Lorsque l'air se refroidit, les particules perdent de l'énergie et exercent moins de pression, occupent moins d'espace et entraînent une contraction.*

Station 3 : Vous trouverez à cette station une chandelle dans une assiette et des allumettes.

- 1) Allumez la chandelle avec une allumette en observant le temps qu'il faut à la chandelle pour s'enflammer.
- 2) Frottez une autre allumette, soufflez sur la chandelle et essayez immédiatement de rallumer la chandelle. La chandelle s'allume-t-elle plus rapidement que la première fois?
- 3) Frottez une autre allumette, soufflez sur la chandelle, mais cette fois, placez l'allumette dans la « traînée de fumée » blanche provenant de la chandelle éteinte.
 - a) Pourquoi la chandelle s'allume-t-elle plus rapidement à l'exercice 2) qu'à l'exercice 1)? *Il y a de la cire liquide sur la mèche de la chandelle ou autour de celle-ci. Elle s'enflamme donc plus facilement, car les particules peuvent se volatiliser plus facilement que lorsqu'elles sont à l'état solide.*
 - b) Pourquoi la chandelle s'allume-t-elle encore plus rapidement dans la « traînée de fumée »? *La traînée est constituée de cire volatilisée ou évaporée. Elle s'enflamme donc immédiatement.*

Station 4 : Vous trouverez à cette station un thermomètre, un bécher d'eau chaude et un bécher d'eau froide.

- 1) Placez le thermomètre dans l'eau chaude. Quelle est la température?
- 2) Placez le thermomètre dans l'eau froide. Quelle est la température?
 - a) Qu'arrive-t-il au liquide à l'intérieur du thermomètre lorsque la température monte ou descend? *En chauffant, le liquide se dilate, car les particules sont plus actives. En refroidissant, l'inverse s'applique.*
 - b) Quel est le rôle joué par la chaleur lorsque le niveau du liquide monte? *L'énergie thermique fait augmenter l'énergie des particules.*
 - c) Pourquoi, en ce qui concerne la chaleur, le niveau de liquide descend-il lorsque le thermomètre est placé dans l'eau froide? *Les particules perdent de l'énergie parce que la chaleur passe d'un endroit chaud à un endroit qu'il ne l'est pas.*



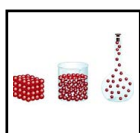
ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

Station 5 : Vous trouverez à cette station une seringue en plastique et un bouchon de caoutchouc. Le bouchon ne sert qu'à boucher l'extrémité de la seringue afin d'empêcher l'air de sortir.

- 1) Tirez le piston de la seringue à son maximum. Maintenant, repoussez-le vers l'intérieur. Observez l'air qui est expulsé de la seringue lorsque vous réinsérez le piston.
- 2) Tirez de nouveau le piston de la seringue à son maximum. Maintenant, bouchez l'extrémité de la seringue avec le bouchon. Repoussez le piston à l'intérieur en observant le degré de facilité de l'exercice. Est-il plus facile de le faire au début de la compression qu'à la fin?
- 3) Enfin, avec le piston toujours à l'intérieur et en maintenant l'extrémité de la seringue fermée par le bouchon, commencez à tirer le piston à l'extérieur de la seringue à son maximum. Encore une fois, observez à quel moment l'exercice est le plus facile et le plus difficile à faire.
 - a) Pourquoi est-il difficile de faire sortir l'air de la seringue bouchée? *L'air occupe de l'espace. Il n'y a pas de place pour le mouvement de l'air. Il y a donc une résistance à la compression.*
 - b) Pourquoi est-il initialement facile d'insérer le piston et que l'exercice devient progressivement difficile? *Il y a moins de place pour les particules. Elles sont entassées dans un espace de plus en plus petit.*
 - c) Serait-il possible de faire entrer le piston complètement? Expliquez. *Non, il n'y aurait pas assez de place pour compresser les particules.*
 - d) Pourquoi est-il si difficile de faire ressortir le piston lorsque le bout de la seringue est bloqué? *L'air a été comprimé, il y a donc peu d'espace entre les particules. En retirant le piston, l'air doit rentrer pour occuper l'espace.*

Station 6 : Vous trouverez à cette station des boules antimites, une source de chaleur, des pinces et un flacon d'eau glacée.

- 1) Prenez une boule antimite avec les pinces et chauffez-la doucement en la tenant près de la source de chaleur (pas directement dedans). Pendant que la boule se réchauffe, tenez le flacon quelques centimètres au-dessus de la boule antimite.
- 2) Observez le dessous du flacon pendant l'exercice.
 - a) Pourquoi les boules antimites dégagent-elles leur odeur lorsqu'elles sont chauffées? *Elles sont facilement sublimées.*
 - b) Qu'arrive-t-il à la boule antimite lorsqu'elle est chauffée? *Elle est sublimée encore plus rapidement.*
 - c) Expliquez ce qui se produit en dessous du flacon. *Il y a un dépôt ou une resolidification, car les particules perdent de l'énergie.*



ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

Station 7 : Vous trouverez à cette station une source de chaleur, une tige en métal et une tige en verre.

- 1) Placez la tige en métal dans la source de chaleur. Que ressentez-vous avec le temps? Maintenant, placez la tige en verre dans la source de chaleur. Que ressentez-vous?
 - a) Pourquoi sentez-vous plus rapidement la chaleur traverser la tige en métal que la tige en verre? *Les métaux conduisent la chaleur thermique rapidement.*
 - b) Quelle est la différence sur le plan des particules dans ces deux tiges lorsqu'elles sont chauffées? *Le verre est un isolant, car ses particules ne se déplacent pas aussi librement lorsqu'il est chauffé.*

Station 8 : Vous trouverez à cette station des béchers contenant du vinaigre chaud, du vinaigre froid et du bicarbonate de sodium, ainsi que plusieurs petits béchers vides.

- 1) Versez 10 mL de vinaigre froid dans un petit bécher. Ajoutez une cuillerée de bicarbonate de sodium au vinaigre. Observez la vitesse de la réaction.
- 2) Maintenant, versez 10 mL de vinaigre chaud dans un autre petit bécher. Ajoutez une cuillerée de bicarbonate de sodium au vinaigre. Observez la vitesse de la réaction.
 - a) Dans quel vinaigre la réaction a-t-elle été la plus rapide? *La réaction a été plus rapide dans le vinaigre chaud.*
 - b) Expliquez pourquoi sur le plan des particules la réaction a été plus rapide dans ce vinaigre. *Les particules de vinaigre ont plus d'énergie et entrent plus vigoureusement en collision avec le bicarbonate de sodium.*

Station 9 : Vous trouverez à cette station deux béchers et des compte-gouttes. Un contient de l'eau ordinaire et l'autre contient de l'eau et du détergent liquide. Il y a aussi des pièces de monnaie.

- 1) Prenez une pièce de monnaie et assurez-vous qu'elle soit propre et sèche. Remplissez un compte-gouttes d'eau ordinaire. Versez quelques gouttes d'eau sur la pièce. Comptez le nombre de gouttes nécessaires pour que l'eau déborde de la pièce de monnaie. Répétez la démarche avec une autre pièce de monnaie propre et sèche, mais en utilisant cette fois l'eau savonneuse.
 - a) Comparez le nombre de gouttes nécessaire pour que l'eau déborde de la pièce dans le cas de l'eau normale et de l'eau savonneuse. *On peut placer beaucoup plus de gouttes d'eau normale que d'eau savonneuse sur la pièce de monnaie.*
 - b) Que vous indique cette activité concernant la relation entre les molécules d'eau dans un milieu non savonneux? *Il y a des forces d'attraction entre les molécules d'eau.*
 - c) Quel effet a selon vous le savon sur les particules d'eau? *Il perturbe ces forces.*



ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

Station 10 : Vous trouverez à cette station un bécher avec de la glace sèche concassée (dioxyde de carbone gelé), de la glace ordinaire (eau), des flacons, des ballons et des cuillères.

Ne touchez pas la glace sèche directement avec vos mains.

- 1) Mettez une cuillerée de glace ordinaire dans un flacon et placez un ballon sur ce flacon. Observez.
- 2) Répétez la démarche, mais en utilisant cette fois une cuillerée de glace sèche. Observez.
 - a) Que se passe-t-il sur le plan des particules avec la glace ordinaire dans le premier flacon? Quel est le nom de ce processus? *Les particules se déplacent plus librement. Le processus se nomme la fusion.*
 - b) Que se passe-t-il sur le plan des particules avec la glace sèche dans le deuxième flacon? Quel est le nom de ce processus? *Les particules se déplacent beaucoup plus librement. Le processus se nomme la sublimation.*

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Physical Properties of Matter - C11-1-01: Introductory Activity Teacher Copy », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 3 : Faire la démonstration de la diffusion sur le rétroprojecteur***Introduction**

Une petite quantité d'un liquide est mise dans un quadrant d'une boîte de Pétri compartimentée, et deux solides sont saupoudrés dans les deux quadrants adjacents. Après environ une minute, une partie du liquide a mouillé les solides, et un des solides a coloré le liquide.

Concepts de chimie

- pression de vapeur
- sublimation
- loi de Raoult
- diffusion
- équilibre

Matériel

- boîte de Pétri en verre à quatre quadrants, avec couvercle
- rétroprojecteur et écran
- acétone
- paradichlorobenzène ou autre solide à pression de vapeur relativement élevée
- iode

Démarche

Saupoudrer quelques petits cristaux de paradichlorobenzène dans un compartiment d'une boîte de Pétri à quatre quadrants, et quelques cristaux d'iode dans le compartiment opposé. Ajouter un ou deux millilitres d'acétone dans un des autres quadrants de la boîte et couvrir.

Demander aux élèves d'observer la boîte de Pétri sur le rétroprojecteur. Après une minute environ, on peut voir de petites gouttelettes de liquide se former autour des cristaux de paradichlorobenzène, mais nulle part ailleurs dans la boîte. Après quelques minutes, les cristaux de paradichlorobenzène se sont entièrement dissous dans l'acétone, et seules quelques gouttelettes sont visibles. Une partie de l'iode a migré à la limite de l'acétone, qui la mouille.

Discussion

Quand la boîte est scellée, les molécules d'acétone qui migrent finissent par entrer en collision avec la surface du paradichlorobenzène et forment des liaisons, puis une solution. Comme la pression de vapeur du paradichlorobenzène est plus faible que celle de l'acétone pure (2 Torr plutôt que 230 Torr à 25 °C), la solution résultant du phénomène aura une pression de vapeur inférieure elle aussi à celle de l'acétone pure (loi de Raoult), ce qui empêchera l'établissement de l'équilibre. Par conséquent, des molécules d'acétone à plus forte pression de vapeur continuent d'être poussées dans la solution à pression de vapeur inférieure, pour que l'équilibre se produise, mais sans que celui-ci se produise. Si la démonstration se poursuit, le phénomène continuera jusqu'à ce que toute l'acétone soit passée dans les compartiments du paradichlorobenzène et de l'iode. En fin de compte, on pourra voir l'iode décolorer l'acétone à l'extrémité la plus proche de son quadrant, et l'acétone mouiller l'iode.

*Walter ROHR, *Demonstrating diffusion on an overhead projector*. Traduction autorisée par Walter Rohr.



ANNEXE 4 : Une véritable fontaine*

Introduction

On chauffe une petite quantité d'eau dans un flacon d'un litre pour y remplacer tout l'air. Quand le flacon est rempli de vapeur d'eau, on cesse de chauffer. La vapeur se condense, et la pression à l'intérieur du flacon baisse; de l'eau froide du bécher coule rapidement dans le flacon évacué.

Matériel

- tube de verre (courbé) de 7 mm
- un bouchon de caoutchouc n° 8 à un trou
- un ballon de Florence d'un litre
- un bécher d'un litre

Démarche

1. Remplir le bécher d'eau.
2. Mettre 20 mL d'eau dans le ballon. Boucher le ballon et utiliser le tube pour unir le ballon au bécher rempli d'eau.
3. Chauffer le ballon. Le gaz du ballon réchauffé commence à passer dans le bécher. Les bulles indiquent que l'air est chassé du ballon.
4. Continuer à chauffer jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de bulles dans le bécher. Cela se produit quand l'eau dans le ballon est en pleine ébullition. On ne voit plus de bulles dans le bécher si la vapeur d'eau quittant le ballon et entrant dans le bécher se condense.
5. Enlever la source de chaleur sous le ballon. À mesure que celui-ci se refroidit, l'eau du bécher commence à couler de celui-ci vers le ballon en passant par le tube. Ce peut être quelque chose de spectaculaire!

Sécurité : Si l'on emploie de l'eau, la démonstration est relativement sécuritaire, à condition que le tube soit bien formé et exempt d'obstructions.

Discussion

La vapeur issue de l'eau chauffée chasse l'air du ballon. À mesure que celui-ci se refroidit, la vapeur se condense, et la pression à l'intérieur du ballon baisse rapidement. La pression de l'air pousse alors l'eau du bécher vers le ballon. Observer le puissant jet d'eau venant du tube de verre, et voir aussi comment toute eau restant dans le ballon recommence à bouillir, tandis que la pression intérieure baisse. L'ébullition commence presque en même temps que l'eau se précipite dans le ballon.

*Penney SCONZO, A "real" water fountain. Traduction autorisée par Penney Sconzo.



ANNEXE 5 : Faire éclater le maïs – Modélisation des états de la matière

Note :

En raison de droits d'auteur, nous sommes dans l'impossibilité d'afficher le contenu suivant :

Chimie, 11^e année – Programme d'études : document de mise en œuvre
LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE LA MATIÈRE
ANNEXE 5 : Faire éclater le maïs – Modélisation des états de la
matière (aux pages 1.53-1.56).

Prière de vous référer au document imprimé. On peut se procurer ce document au Centre des manuels scolaires du Manitoba.

Centre des manuels scolaires du Manitoba

Site Web : <http://www.mtbb.mb.ca/catalogue/fr/>

Courriel : mtbb@gov.mb.ca

Téléphone : 1-204-483-5040

Téléphone sans frais : 1-866-771-6822

Télécopieur : 1-204-483-5041

No du catalogue : 98803

ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant

Dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, on commence à expliquer l'existence des particules et à élaborer un modèle particulaire plus complet. La théorie cinétique des molécules a été proposée pour expliquer les propriétés observables ou macroscopiques des gaz. Les manuels de chimie semblent présenter la théorie de différentes façons et exposer un nombre variable de postulats, par exemple :

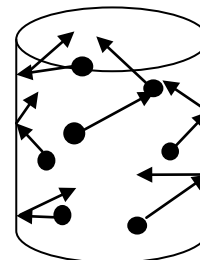
- Un gaz est formé de molécules qui sont constamment en mouvement dans toutes les directions.
- Le volume occupé par les molécules de gaz est beaucoup plus petit que le volume du contenant qui contient le gaz. La majorité du volume est un vide dans lequel se déplacent les molécules de gaz. Les gaz sont donc faciles à comprimer.
- Les molécules de gaz n'exercent aucune force d'attraction ou de répulsion entre elles.
- Les collisions entre les molécules de gaz sont parfaitement élastiques. L'énergie cinétique peut être transférée d'une molécule à l'autre pendant la collision, mais l'énergie cinétique totale du gaz dans un contenant est conservée. Il n'y a aucune perte d'énergie.
- L'énergie cinétique moyenne des molécules de gaz est directement proportionnelle à la température du gaz en kelvins.

Mouvement aléatoire

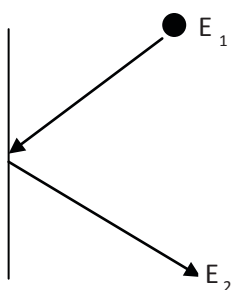
Selon la théorie cinétique moléculaire, les molécules de gaz sont constamment en mouvement aléatoire. Ce mouvement aléatoire permet à des molécules de gaz différents de se mélanger jusqu'à ce qu'elles soient également distribuées. Cela permet aussi aux molécules de s'étendre et d'occuper tout l'espace disponible.

Collisions

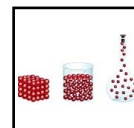
Si les particules d'un gaz sont maintenues à une température constante dans un contenant et qu'elles sont en mouvement perpétuel, elles finissent par entrer en collision les unes avec les autres et avec les parois du contenant. Elles exercent une pression quand elles heurtent les parois du contenant. La pression est définie comme étant une force exercée sur une unité de surface. Faire faire la démarche logique suivante aux élèves :



Paroi du contenant



Une particule heurte la paroi du contenant. Son énergie initiale est E_1 ; après la collision, l'énergie est E_2 .



ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

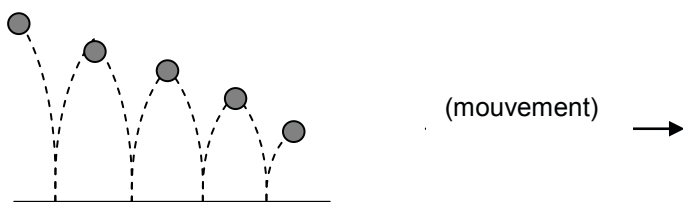
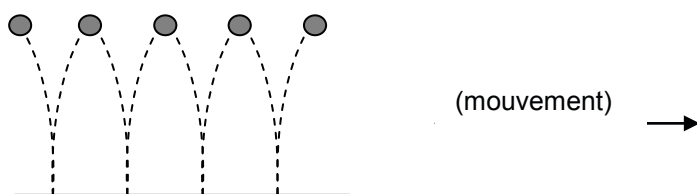
Lorsqu'une particule entre en collision avec une autre particule ou avec les parois de son contenant, il y a trois résultats possibles :

1. Si $E_1 > E_2$, la perte totale d'énergie due à toutes les collisions dans le contenant entraînera une baisse de la pression avec le temps.
2. Si $E_1 < E_2$, le gain total d'énergie issu de toutes les collisions entraînera une hausse de la pression.
3. Si $E_1 = E_2$, il n'y aura aucune perte d'énergie; l'énergie totale de toutes les collisions ne changera pas, et la pression du gaz présent dans le contenant, à température constante, ne variera pas.

Un réservoir de propane pour barbecue illustre bien ce phénomène. Si l'on ne se sert pas du barbecue, la pression demeure constante dans le réservoir, à condition que la température ne change pas et que le montant de gaz dans le réservoir demeure constant (s'il n'y a pas de fuite). Si l'énergie des particules augmentait après chaque collision, la pression augmenterait aussi, ce qui finirait par faire éclater le réservoir. Si l'énergie des particules diminuait après chaque collision, la pression diminuerait aussi et le réservoir risquerait de ne pas fonctionner la prochaine fois qu'on voudra faire un barbecue.

Selon la théorie cinétique moléculaire, les collisions entre des particules et entre des particules et les parois de leur contenant sont parfaitement élastiques. Il n'y a aucune perte et aucun gain d'énergie.

L'énergie de la balle de la figure 1 diminue chaque fois que la balle frappe le sol, tandis que la particule de la figure 2 conserve exactement la même énergie après chaque collision. C'est ce que l'on appelle des collisions *parfaitement élastiques* ou *élastiques*.

Collisions inélastiques (perte d'énergie)Collisions élastiques (aucune perte d'énergie)

ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Forces intermoléculaires

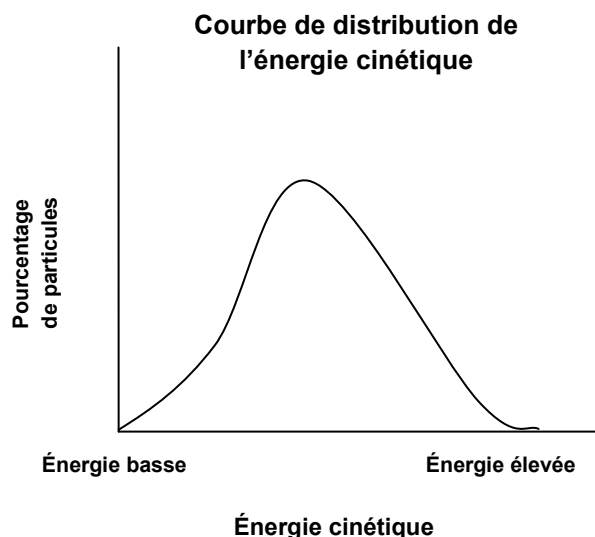
Dans le cours de chimie 11^e, on peut présenter les forces intermoléculaires comme étant des forces générales. Il n'est pas nécessaire de faire la distinction entre les forces dipôle-dipôle, les forces de Van der Waals, et la liaison hydrogène. On reviendra sur les forces intermoléculaires dans le cadre des résultats d'apprentissage qui portent sur les changements de phase ou d'état : C11-1-04, C11-1-05.

Les forces intermoléculaires maintiennent les particules ensemble. Si ces forces sont grandes, elles ne permettront pas aux particules de se déplacer librement. Puisque les particules de gaz se déplacent facilement, on peut conclure que les forces intermoléculaires sont très faibles.

Les solides et les liquides ne se déplacent pas aussi librement et ont généralement une forme et un volume défini, ce qui indique que les forces intermoléculaires sont plus grandes. Puisque les particules des liquides et des solides sont plus rapprochées, les forces intermoléculaires entre elles sont plus grandes.

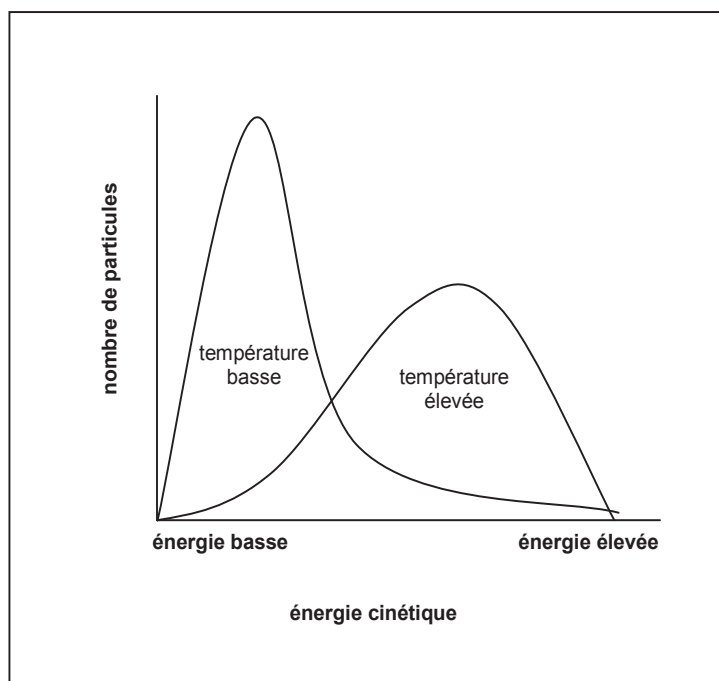
Énergie cinétique et température

En 1866, James Clerk Maxwell et Ludwig Boltzman ont effectué des expériences de laboratoire afin d'étudier l'énergie cinétique des gaz. Ils ont trouvé que, à une température donnée, toutes les particules n'ont pas le même montant d'énergie. Certaines particules ont très peu d'énergie et certaines en ont beaucoup, mais la plupart des particules ont une énergie entre les deux. On dit que c'est l'**énergie cinétique moyenne**. Le diagramme qui suit représente une courbe de distribution d'énergie cinétique. On peut voir que certaines particules ont une énergie cinétique très élevée tandis que d'autres ont une énergie cinétique très basse, mais la plupart des particules ont une énergie cinétique de niveau intermédiaire, c'est-à-dire entre les deux extrêmes. L'énergie cinétique moyenne est représentée par le sommet de la courbe.



ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Le diagramme qui suit démontre la relation entre la température et l'énergie cinétique. La première courbe démontre la distribution d'énergie cinétique pour des particules à une température basse. La deuxième courbe démontre la distribution d'énergie cinétique pour les mêmes particules à une température plus élevée. La plupart des particules ont une énergie cinétique de niveau intermédiaire. Cependant, l'étendue des valeurs d'énergie est plus grande à une température élevée, ce qui donne une courbe plus aplatie et avec un pic moins prononcé. Ceci indique qu'une augmentation de la température cause une augmentation de l'énergie cinétique moyenne des particules, ce qui donne une courbe qui s'aplatit vers la droite du diagramme. À des températures plus basses, l'énergie cinétique moyenne diminue, ce qui donne une courbe avec un pic plus élevé situé plus près du côté gauche du diagramme.



Les figures 1, 2 et 3 montrent comment les scientifiques pourraient établir que les particules d'un échantillon de vapeur auraient diverses vitesses. Le mouvement de la vapeur d'étain fondu est accéléré, et celle-ci va vers un collimateur qui produit un étroit faisceau de particules. Le faisceau est interrompu par un disque D1 qui tourne. Chaque fois que la fente dans le disque passe devant l'ouverture du four, des particules de vapeur d'étain la traversent et se déplacent vers le disque D2. Les molécules qui voyagent plus rapidement atteignent le disque D2 plus vite. Parce que D2 tourne, les molécules qui se déplacent plus rapidement atteignent les sections C, D et E. Les molécules qui se déplacent plus lentement atteignent plutôt les sections I, J et K.



ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Note :

En raison de droits d'auteur, nous sommes dans l'impossibilité d'afficher le contenu suivant :

Figure 1* : disques en rotation servant à la mesure des vitesses moléculaires

Prière de vous référer au document imprimé. On peut se procurer ce document au Centre des manuels scolaires du Manitoba.

Centre des manuels scolaires du Manitoba
Site Web : <http://www.mtbb.mb.ca/catalogue/fr/>
Courriel : mtbb@gov.mb.ca
Téléphone : 1-204-483-5040
Téléphone sans frais : 1-866-771-6822
Télécopieur : 1-204-483-5041

No du catalogue : 98803

Après que les disques ont tourné bien des fois, on retire le papier fixé à D2 et on le coupe en sections (figure 2). On mesure soigneusement la masse des sections, qui indique le nombre de particules ayant atterri sur chacune. Les particules les plus rapides auraient atterri sur les sections les plus proches de la fente (sections C, D et E).

* Jacques LECLERC, *La Chimie : Expériences et principes*, Montréal, Centre éducatif et culturel Inc., 1974, p. 62. Reproduit conformément aux dispositions du Tarif des gouvernements provinciaux et territoriaux d'Access Copyright (attestation du Tarif en instance).



ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Note :

En raison de droits d'auteur, nous sommes dans l'impossibilité d'afficher le contenu suivant :

Figure 2* : disque D2 après plusieurs révolutions

Figure 3* : distribution des vitesses
l'expérience des disques en rotation

Prière de vous référer au document imprimé. On peut se procurer ce document au Centre des manuels scolaires du Manitoba.

Centre des manuels scolaires du Manitoba

Site Web : <http://www.mtbb.mb.ca/catalogue/fr/>

Courriel : mtbb@gov.mb.ca

Téléphone : 1-204-483-5040

Téléphone sans frais : 1-866-771-6822

Télécopieur : 1-204-483-5041

No du catalogue : 98803

Un tube Stoekle constitue un excellent outil pour démontrer l'effet de la température sur l'énergie cinétique des molécules de gaz. Il s'agit d'un tube de verre qui contient une petite quantité de mercure ainsi que des billes de verre. En chauffant doucement le tube à l'aide d'un brûleur, la vapeur de mercure fait déplacer rapidement les billes de verre dans le tube. Il fait voir comment les particules accélèrent quand on augmente la température. Le tube peut aussi servir dans le cadre du prochain résultat d'apprentissage, pour montrer comment le taux d'évaporation monte en même temps que la température.

ATTENTION : Un tube Stoekle contient de petites quantités de mercure, donc s'assurer de prendre les précautions nécessaires pour éviter de le casser. Il s'agit d'un appareil pour démonstration seulement.

* Jacques LECLERC, *La Chimie : Expériences et principes*, Montréal, Centre éducatif et culturel Inc., 1974, p. 63. Reproduit conformément aux dispositions du Tarif des gouvernements provinciaux et territoriaux d'Access Copyright (attestation du Tarif en instance).



ANNEXE 7 : Expérience – Types de liaisons et conductivité

Question

Quels types de liquides ou solutions conduisent l'électricité et lesquels ne conduisent pas l'électricité?

Hypothèse

Est-ce qu'un test de conductivité permet de déterminer quel type de liaison est présente dans une substance? Explique ta réponse.

Matériel

- ordinateur avec une sonde de conductivité
- eau distillée
- eau du robinet
- alcool éthylique
- solutions 0,05 M de sucre, de sel de table, de NaI, de KCl et de KI
- 8 béchers de 100 mL

Démarche

1. Prépare un tableau de résultats tel que le suivant :

Essai	Liquide ou solution	Prédiction du type de liaison	Conductivité (μS)	Type de liaison
1	sucre			
2	NaCl			
3	NaI			
4	KCl			
5	KI			
6	eau distillée			
7	eau du robinet			
8	alcool éthylique			

- Place environ 30 mL d'une solution de sucre dans un bécher et étiquète-le.
- Répète l'étape 2 avec la solution de NaCl, de NaI, de KCl et de KI.
- Prépare 3 béchers, le premier contenant 30 mL d'eau distillée, le deuxième 30 mL d'eau du robinet et le troisième 30 mL d'alcool éthylique. Étiquète les 3 béchers.
- Prépare l'ordinateur avec la sonde de conductivité.
- Calibre la sonde de conductivité.
- Démarre la collecte de données à l'aide de la sonde.
- Mets la sonde dans le bécher qui contient la solution de sucre.



ANNEXE 7 : Expérience – Types de liaisons et conductivité (suite)

9. Une fois que la lecture s'est stabilisée, note la mesure de conductivité dans le tableau.
10. Retire la sonde du bécher, rince-la avec de l'eau distillée et sèche-la.
11. Répète les étapes 8 à 10 avec les autres liquides et solutions.

Analyse

1. Quelles solutions ou quels liquides étaient des électrolytes forts? Lesquels étaient des électrolytes faibles ou des non-électrolytes?
2. Explique toute différence obtenue avec l'eau distillée et l'eau du robinet.

Conclusion

3. En général, quels types de liaisons conduisent l'électricité?
4. En général, quels types de liaisons ne conduisent pas l'électricité?

Extension

5. Comment la conductivité changerait-elle si le montant de soluté (qui conduit l'électricité) dissout dans le solvant est augmenté jusqu'au point de saturation?
6. Les solutions avec substances ioniques conduisent l'électricité à cause du mouvement d'ions dans la solution. Les cations (ions positifs) se déplacent vers l'électrode négative. Les anions (ions négatifs) se déplacent vers l'électrode positive. Ce mouvement d'ions crée un courant électrique. Pourquoi les cations se déplacent-ils vers la cathode et non l'anode?
7. Recueille de l'eau du robinet de ta maison et détermine sa conductivité. Comment celle-ci se compare-t-elle à la conductivité de l'eau venant de l'école ou d'une autre maison?



ANNEXE 8 : Types de liaisons et conductivité – Renseignements pour l'enseignant

Résultats possibles :

Essai	Liquide ou solution	Prédiction du type de liaison	Conductivité (µS)	Type de liaison
1	sucré		0,0	covalente
2	NaCl		111,1	ionique
3	NaI		112,8	ionique
4	KCl		133,4	ionique
5	KI		115,9	ionique
6	eau distillée		0,0	covalente
7	eau du robinet		42,3	ionique
8	alcool éthylique		0,0	covalente

Analyse

- Quelles solutions ou quels liquides étaient des électrolytes forts? (NaCl, NaI, KCl et KI) Lesquels étaient des électrolytes faibles ou des non-électrolytes? (*électrolytes faibles : eau du robinet, dépendant de la source; non-électrolytes : eau distillée, sucre, alcool éthylique*)
- Explique toute différence obtenue avec l'eau distillée et l'eau du robinet. (*L'eau du robinet peut contenir des ions tels que Fe^{3+} , Ca^{2+} , CO_3^{2-} , Cl^- et autres. La plupart de ces ions sont éliminés lors du processus de distillation.*)

Conclusion

- En général, quels types de liaisons conduisent l'électricité? (*Les liaisons ioniques conduisent l'électricité.*)
- En général, quels types de liaisons ne conduisent pas l'électricité? (*Les liaisons covalentes ne conduisent pas l'électricité.*)

Extension

- Comment la conductivité changerait-elle si le montant de soluté (qui conduit l'électricité) dissout dans le solvant est augmenté jusqu'au point de saturation? (*Une solution va habituellement conduire plus d'électricité à mesure qu'on y ajoute du soluté. À une certaine concentration, la conduction atteindra un seuil maximum et l'ajout de soluté va réduire la conduction électrique de la solution.*)
- Les solutions avec substances ioniques conduisent l'électricité à cause du mouvement d'ions dans la solution. Les cations (ions positifs) se déplacent vers l'électrode négative. Les anions (ions négatifs) se déplacent vers l'électrode positive. Ce mouvement d'ions crée un courant électrique. Pourquoi les cations se déplacent-ils vers la cathode et non l'anode? (*Les charges opposées s'attirent donc les ions positifs seront attirés par l'électrode à charge négative tandis que les ions négatifs seront attirés par l'électrode à charge positive.*)
- Recueille de l'eau du robinet de ta maison et détermine sa conductivité. Comment celle-ci se compare-t-elle à la conductivité de l'eau venant de l'école ou d'une autre maison? (*Les résultats vont varier.*)



ANNEXE 9 : Habiletés de l'élève en laboratoire – Renseignements pour l'enseignant

Les habiletés de l'élève en laboratoire portent sur deux aspects : leurs activités dans le laboratoire et le rapport qu'ils écrivent. Trop souvent, les enseignants consacrent plus d'énergie à évaluer le rapport plutôt que d'évaluer le processus de réflexion et le travail durant le laboratoire. Les élèves comprennent-ils pourquoi ils font ce laboratoire? Obtiennent-ils les résultats attendus? Ont-ils confiance en leur technique de laboratoire lorsqu'ils voient les autres obtenir des résultats différents? Prenez en considération les suggestions qui suivent avant de concevoir votre approche d'évaluation du travail en laboratoire des élèves.

Avant le laboratoire

Habituellement, les enseignants soulignent le but, la démarche, les méthodes de collecte des données et les mesures de sécurité durant la discussion qui précède le laboratoire. Ils posent aussi des questions au groupe pour vérifier leur compréhension. Les élèves savent-ils ce qu'ils ont à faire et pourquoi cette approche est privilégiée? Le fait de s'adresser à tout le groupe continue d'être l'approche la plus appropriée pour une introduction.

Durant le laboratoire

À ce point, vous avez l'occasion d'assigner à chaque élève une tâche individuelle. Les aptitudes générales en laboratoire comme le relevé des observations ou l'utilisation de l'équipement approprié peuvent être portées sur une liste de contrôle.

Vous pouvez également interviewer les élèves entre les étapes afin de vérifier la profondeur de leur compréhension. Cela peut se faire en posant une série de questions à chacun. En quoi ce laboratoire est-il relié à ce que vous avez appris en classe? Quelle était la logique derrière votre hypothèse? Obtenez-vous les résultats attendus? Avez-vous éprouvé des difficultés avec la démarche?

Ce type d'évaluation peut paraître prendre du temps, mais il peut être allégé en utilisant une liste de contrôle et en rencontrant un nombre limité d'élèves à chaque laboratoire. En utilisant la même liste de contrôle pour chaque élève durant tout le cours, vous pouvez noter les progrès chaque fois que vous procédez à une évaluation.

Après le laboratoire

Vous dirigerez votre activité post-laboratoire habituelle. Le gros des analyses fera l'objet d'une discussion par le groupe élargi avant que les élèves rédigent leurs rapports individuels. Vous dirigerez le groupe vers une compréhension des grandes lignes que vous appuierez avec des détails à partir de l'expérience du groupe.



ANNEXE 9 : Habiletés de l'élève en laboratoire – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Après cela, vous voudrez peut-être poser des questions à certains élèves pour vérifier leur compréhension. Que pouvez-vous conclure à partir de vos résultats? Donnez-moi une preuve précise pour appuyer votre conclusion. Quelles sources d'erreurs sont intervenues dans votre cas? Que feriez-vous de différent une prochaine fois?

Même si ces questions peuvent être écrites dans le rapport de laboratoire, le fait de prendre du temps pour en discuter avec certains élèves vous permet de sonder et de tirer plus de compréhension. Encore une fois, il suffit peut-être de questionner certains élèves sur une base rotative.

Refaire le laboratoire

On demande souvent aux élèves d'identifier les sources d'erreur possibles. Ils ont rarement la chance de resserrer les variables de contrôle et de répéter le laboratoire. Peut-être veulent-ils changer complètement d'approche pour résoudre le problème et tester à nouveau. Considérez la possibilité que vos élèves fassent un nouveau laboratoire de moins durant le cours afin de refaire un laboratoire déjà fait. Les élèves ont besoin de tester leurs habiletés analytiques en essayant plus d'une fois. Ne leur disons-nous pas toujours qu'un échantillon plus large est plus précis?

Des produits variés

Les élèves peuvent résumer leur expérience dans un rapport de laboratoire. Vous pourriez aussi vous servir de protocoles de laboratoire ou de carnet de laboratoire. Les protocoles de laboratoire permettent à l'enseignant de tirer des réponses très spécifiques. Le carnet de laboratoire permet aux élèves de noter leur travail au fur et à mesure qu'ils réalisent le laboratoire – ce qui reflète davantage le processus que le produit. Vous pouvez faire les analyses, répondre aux questions et tirer les conclusions après le laboratoire.

Le tableau qui suit propose un cadre général pour un rapport de laboratoire. Il existe plusieurs autres formats qui peuvent être utilisés. Référez-vous à *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.26-11.29 et 14.11-14.12 ou à d'autres ressources pour plus d'idées.



ANNEXE 9 : Habiletés de l'élève en laboratoire – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Introduction	<ul style="list-style-type: none"> • l'objectif ou la question • l'hypothèse* ou la prédiction <p>*doit être appuyée d'éléments rationnels (Que va-t-on trouver et pourquoi?)</p>
Méthodologie	<ul style="list-style-type: none"> • matériel • méthode - démarche <p>Note : dans beaucoup de laboratoires, cette information sera fournie. Dans les laboratoires conçus par l'élève, cette partie augmente en importance et est développée par l'élève.</p>
Résultats	<p>Observations générales; peut comprendre :</p> <ul style="list-style-type: none"> • des tableaux de données • des graphiques et des calculs
Analyse	<p>Cette partie devrait comprendre n'importe lequel des éléments suivants qui sont pertinents au laboratoire :</p> <ul style="list-style-type: none"> • interprétation - discussions autour des résultats • l'hypothèse a-t-elle été corroborée • implication des résultats • liens entre les résultats et des connaissances antérieures • réponses aux questions • analyse d'erreur - sources d'erreur • résumé

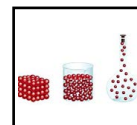


ANNEXE 10 : Liste de contrôle des habiletés en laboratoire – Habiletés générales

Nom : _____

Dates d'évaluation : _____

Habiletés générales	Attentes	Attentes pas encore satisfaites	Attentes satisfaites
- est préparé à réaliser le laboratoire	- a lu d'avance le sommaire du labo, fait des tableaux, pose les questions qui précisent la tâche plutôt que demander « Qu'est-ce que je fais maintenant? »		
- prépare et utilise l'équipement correctement	- choisit le bon équipement, se prépare bien (ex., hauteur de l'anneau sur le trépied à anneau) et utilise correctement l'équipement (ex., allumer un bec Bunsen ou anesthésier les mouches des cerises)		
- suit des procédures sécuritaires	- fait la démonstration de procédures générales sécuritaires aussi bien que de faits précis indiqués dans le pré laboratoire		
- note les observations	- note ses observations personnelles au cours de l'action, utilise des approches quantitative et qualitative comme demandé, note de façon organisée (ex., utilise un tableau ou une clé)		
- travaille de façon indépendante (labo individuel) ou travaille en collaboration (labo de groupe)	- connaît les tâches et se met tout de suite au travail OU partage les tâches et observations, sait écouter et est réceptif au point de vue des autres élèves		
- gère le temps efficacement	- divise les tâches et les ordonne afin de respecter les échéances		
- nettoie convenablement	- laisse la table et l'évier propres, range l'équipement, lave la surface de la table, se lave les mains		



ANNEXE 11 : Liste de contrôle des habiletés en laboratoire – Capacité de raisonnement

Compréhension du laboratoire

Capacité de raisonnement	Questions	Limitée	Générale	Approfondie
Connaissance – compréhension	<ul style="list-style-type: none"> - Quel est le but de ce laboratoire? - Comment est-il relié à ce que vous étudiez en classe? - Quels sont les fondements de votre hypothèse? - Pourquoi avez-vous besoin de consignes spéciales relatives à la sécurité pour ce laboratoire? - Quels conseils pour disposer des produits chimiques avez-vous reçus? 			
Mise en application – analyse	<ul style="list-style-type: none"> - Comment avez-vous décidé de la démarche? - Cette démarche présente-t-elle des difficultés? - Obtenez-vous les résultats attendus? - Quel graphique, diagramme ou tableau concevriez-vous pour illustrer ces résultats? - Voyez-vous une tendance dans vos données? - Y a-t-il des points de données qui ne suivent pas la tendance? 			
Synthèse – évaluation	<ul style="list-style-type: none"> - Que pouvez-vous conclure à partir de vos résultats? - Donnez une preuve précise pour appuyer votre conclusion. - Quelles étaient les sources d'erreur pour cet essai? - Que feriez-vous de différent dans un second essai? Que feriez-vous de la même façon? - Comment vos deux essais se comparent-ils? 			



ANNEXE 12 : Les changements d'état – Renseignements pour l'enseignant

Dans le contexte du résultat d'apprentissage précédent, les élèves ont découvert qu'il faut une quantité minimale d'énergie pour vaincre les forces d'attraction intermoléculaires retenant ensemble les particules d'une structure cristalline. Si ce seuil est dépassé, les particules tendent à se dégager de la structure cristalline existante et à passer à la phase liquide, nécessitant plus d'énergie. À mesure que la température monte, l'énergie cinétique moyenne de la substance solide augmente aussi, et plus de particules ont assez d'énergie pour « s'échapper » et devenir des particules à l'état liquide. Le même raisonnement peut s'appliquer aux particules liquides passant à l'état gazeux.

La fusion

Un solide se transforme en liquide lorsqu'on ajoute de la chaleur. Ce changement se nomme la fusion. L'énergie est nécessaire afin de surmonter les forces intermoléculaires du solide et de permettre aux particules de s'éloigner les unes des autres. Cet ajout d'énergie augmente les vibrations des particules, jusqu'à ce que les forces d'attraction intermoléculaires soient surmontées et l'agencement rigide des particules commence à se défaire. À mesure que le nombre de particules pouvant se déplacer librement augmente, la substance fond. Puisqu'un apport d'énergie est nécessaire pour effectuer ce changement d'état, il s'agit d'une réaction endothermique. La température à laquelle un solide se transforme en liquide se nomme le point de fusion. La plupart des substances ont des points de fusion uniques.

La congélation

La congélation ou la solidification est la transformation d'un liquide en un solide. Pour ce type de changement d'état, la chaleur est retirée de la substance et l'énergie cinétique des particules diminue. À mesure que les particules ralentissent et se rapprochent, de l'énergie potentielle est libérée. Lorsque la substance gèle (libération d'énergie), les particules continuent à ralentir et les forces d'attraction entre les particules augmentent, permettant ainsi habituellement la formation d'une structure ordonnée. Ces forces d'attraction fortes font qu'un solide conserve sa forme, indépendamment de la forme de son contenant. Puisqu'une substance qui se solidifie libère de l'énergie, il s'agit d'une réaction exothermique. La température à laquelle un liquide se transforme en solide se nomme le point de congélation. La plupart des substances ont des points de congélation uniques.

La sublimation

Lorsqu'un solide se transforme directement en gaz, sans passer par l'état liquide, on dit qu'il y a sublimation. Les boules antimites, les désodorisants en forme de bâton et la glace sèche en sont des exemples. Puisque ce passage direct de l'état solide à l'état gazeux nécessite de l'énergie, il s'agit d'un processus endothermique. Le processus inverse, c'est-à-dire le passage direct d'un gaz à l'état solide, sans passer par l'état liquide se nomme aussi la sublimation ou la cristallisation. En hiver, il fait trop froid pour la formation d'un liquide, mais de la glace se forme parfois sur les arbres et les fenêtres de voitures à partir de la vapeur d'eau dans l'air.



ANNEXE 12 : Les changements d'état – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Lorsque la vapeur d'eau dans l'atmosphère passe directement à l'état solide, il y a formation de flocons de neige. Puisque ce processus libère de l'énergie, on dit qu'il s'agit d'un changement exothermique.

La vaporisation

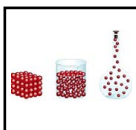
La vaporisation est le processus par lequel un liquide passe à l'état de gaz ou de vapeur. Un apport d'énergie est nécessaire pour que ce changement d'état se produise. Puisque les particules d'un gaz sont beaucoup plus éloignées que celles d'un liquide, les forces intermoléculaires doivent être surmontées afin de permettre aux particules de se déplacer plus librement. L'apport d'énergie est nécessaire afin d'augmenter l'énergie cinétique des particules du liquide.

Quand la vaporisation ne se produit qu'à la surface d'un liquide, on parle d'**évaporation**. Ce processus nécessite un apport graduel d'énergie. Si une quantité de liquide est laissée à l'air libre, des particules à la surface peuvent entrer en collision avec d'autres particules, absorber assez d'énergie cinétique pour surmonter les forces d'attraction et passer à l'état gazeux.

Les substances qui s'évaporent rapidement sont dites volatiles. Ces substances, par exemple l'alcool à friction et les diluants à peinture, ont des forces d'attraction intermoléculaire faibles, qui peuvent facilement être surmontées. Ces substances diffusent aussi rapidement dans l'air, donc leur odeur est détectée rapidement. Puisque l'évaporation nécessite un apport d'énergie, il s'agit d'un processus endothermique.

La condensation

La transformation d'un gaz en un liquide est appelée la condensation ou liquéfaction. Ce changement a lieu lorsque la température d'un gaz diminue et l'énergie cinétique des particules diminue donc aussi. Les particules ralentissent et sont retenues par les forces intermoléculaires et donc se rapprochent les unes des autres. L'énergie potentielle des particules est libérée, donc on dit qu'il s'agit d'un processus exothermique. Un bon exemple de condensation est l'eau qui se forme sur un miroir d'une salle de bain lorsqu'on prend une douche chaude.



ANNEXE 13 : Expérience – Empreintes digitales

Lorsque nous touchons des objets, les crêtes sur nos doigts laissent souvent des empreintes. Souvent, on ne se rend pas compte que nous avons laissé des empreintes sur une surface et parfois ces surfaces doivent être traitées de façon chimique afin de rendre les empreintes digitales visibles.

Matériel

- fiche de carton ou morceau de papier blanc
- cristaux d'iode
- fioles d'Erlenmeyer de 250 ou 125 mL
- brûleur Bunsen
- pinces
- ciseaux

Démarche

1. Découpe des bandes de papier assez minces pour être placées dans le cou de la fiole d'Erlenmeyer.
2. Presse fermement le bout d'un doigt à une extrémité de la bande de papier.
3. Place des cristaux d'iode (d'environ la taille d'une efface de crayon) dans la fiole d'Erlenmeyer.
4. Fais chauffer à feu doux à l'aide d'un brûleur ou d'une plaque chauffante jusqu'à ce que l'iode commence à se sublimer. Ne respire pas les vapeurs d'iode. **Fais les manipulations sous la hotte.**
5. Place la bande de papier dans la fiole d'Erlenmeyer afin de l'exposer aux vapeurs d'iode.

Questions

1. La température de fusion de l'iode est 113,5 °C. Qu'est-ce qui arrive si l'on chauffe l'iode à une température plus élevée? (Demande à l'enseignant pour une démonstration.)
2. Compare le volume de la vapeur d'iode au volume de la même masse d'iode solide.
3. Quels changements d'état se sont déroulés durant cette expérience?



ANNEXE 14 : Expérience – L'identification de points de fusion

Question

Comment peut-on trouver le point de fusion de différents composés organiques?

Hypothèse

Le point de fusion d'un composé est la température à laquelle les phases solide et liquide sont en état d'équilibre. Il s'agit d'une propriété physique souvent utilisée afin d'identifier des composés ou de vérifier leur pureté.

Prédis quel sera le point de fusion de différentes substances organiques.

Matériel

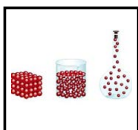
- système informatique et interface
- sonde de température
- tubes capillaires pour point de fusion (fermés à une extrémité)
- papiers filtres
- échantillons de 1 gramme des éléments suivants : naphthalène, résorcinol, acétanilide, acide benzoïque, urée, acide maléique, acide citrique, acide salicylique, salicylate de phényle, glucose, thymol.
- chiffon propre
- tube de Thiele rempli d'huile minérale à un niveau d'au plus 2 cm au-dessus de l'orifice d'entrée supérieur du tube latéral coudé
- bouchon à deux trous pouvant être inséré dans l'extrémité supérieure du tube de Thiele
- tube en caoutchouc de 3 cm (de 3 mm de diamètre extérieur)
- ciseaux
- brûleur Bunsen

Mesures de sécurité

- S'assurer que la pièce est bien aérée.
- **On doit faire attention lors de cette expérience afin d'éviter les risques de brûlure et de verre cassé.**

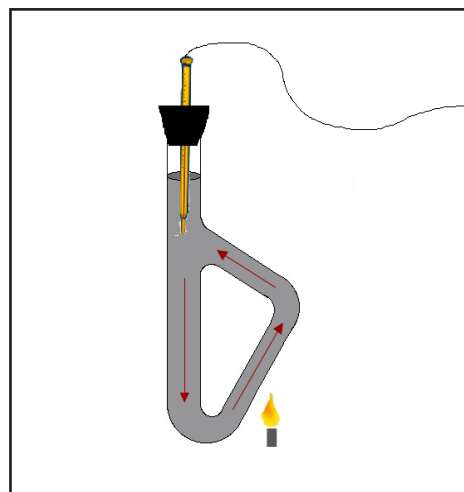
Démarche

1. Branche la sonde de température au système informatique afin d'enregistrer les données toutes les secondes.
2. Choisis un graphique (température par rapport au temps) et un tableau de données comme affichage des données recueillies par la sonde.
3. Prends un tube capillaire pour point de fusion et un échantillon du composé connu.
4. Pour remplir le tube capillaire, place une petite quantité du composé sur un papier filtre propre. Pousse l'extrémité ouverte du tube dans le milieu du tas de composé. Des solides devraient se retrouver dans le tube. Utilises-en la plus petite quantité visible.



ANNEXE 14 : Expérience – L'identification de points de fusion (suite)

5. Retourne le tube capillaire, l'extrémité fermée vers le bas. Utilise un chiffon propre pour enlever tout composé collé à l'extérieur du tube.
6. En gardant le tube à la verticale, fais-le tomber à plusieurs reprises d'une hauteur de 2 cm perpendiculairement sur une surface solide. Le composé est tassé lorsque toute la quantité a atteint le fond du tube capillaire.
7. Attache le tube de Thiele à la pince tout usage placée au milieu du support vertical, juste sous l'orifice d'entrée du tube.
8. Insère la sonde de température dans le bouchon à deux trous afin que, lorsque ce dernier est placé dans le tube de Thiele, l'embout de la sonde soit immergé à côté de l'orifice d'entrée supérieur du tube latéral coudé.
9. À l'aide des ciseaux, coupe une partie longue de 2 mm du tube en caoutchouc, qui servira de petit élastique.
10. Place l'extrémité fermée du tube capillaire pour point de fusion rempli près de l'extrémité de la sonde de température. Place l'élastique autour de la sonde et du tube capillaire afin qu'il soit à 1 cm de l'extrémité supérieure du tube capillaire.
11. En gardant la sonde à la verticale, place le bouchon préparé dans le tube de Thiele.
12. Allume la sonde afin de surveiller la température.
13. Chauffe l'huile minérale avec une flamme moyenne, en dirigeant cette dernière sur le tube latéral coudé du tube de Thiele.
14. Laisse la température augmenter rapidement jusqu'à ce qu'elle atteigne de 15 à 20 °C sous le point de fusion prévu du composé.
15. Ajuste la taille de la flamme pour que la température n'augmente pas de plus de 2 ou 3 °C par minute juste avant, pendant et juste après la fusion du composé.
16. Enregistre l'écart de température entre la première preuve visible de liquide (lorsque l'échantillon semble humide, ou lorsqu'on observe une minuscule goutte de liquide) et la liquéfaction complète de l'échantillon.
17. Après la fusion de l'échantillon, soulève avec soin le thermomètre et le tube d'échantillon joint (cela peut être chaud), jusqu'à ce qu'ils soient à peine hors de l'huile. Attends que la température du thermomètre retombe à la température ambiante avant de le retirer complètement du tube.
18. Retire le tube capillaire et enlève l'huile du thermomètre à l'aide du chiffon.
19. Remplis un nouveau tube capillaire (n'essaie jamais de faire fondre des échantillons déjà fusionnés), et répète les étapes 3 à 18 pour chacun des autres échantillons fournis.
20. Cesse d'enregistrer les données.
21. Nettoie ou jette le matériel, comme indiqué par ton enseignant. Ne verse rien dans l'évier.



ANNEXE 14 : Expérience – L'identification de points de fusion (suite)

Questions

Analyse et conclusions

1. Pourquoi doit-on bien tasser l'échantillon dans le tube capillaire pour point de fusion?
2. Pourquoi doit-on placer la partie remplie du tube capillaire juste à côté du réservoir à alcool du thermomètre?
3. Quelles étaient les températures de fusion des composés analysés?

Applications

4. Indique deux raisons pour lesquelles le point de fusion d'un composé organique solide pourrait être utile aux organiciens?
5. Quel est l'effet d'une petite quantité d'impureté sur le point de fusion d'un composé organique?
6. Le point de congélation d'une substance a la même valeur numérique que son point de fusion, cependant on mesure régulièrement le point de fusion, mais pas le point de congélation. Pourquoi?
7. Pourquoi n'utilise-t-on pas cette méthode pour trouver le point de fusion des composés minéraux?



ANNEXE 15 : L'identification de points de fusion – Renseignements pour l'enseignant

Notes

1. Si nécessaire, utiliser une spatule pour réduire le composé en poudre fine afin de le faire entrer dans le tube capillaire pour point de fusion. Tasser le composé dans les tubes capillaires. S'il n'est pas tassé, le composé chauffera de manière inégale. On peut utiliser un compte-gouttes pour aider à tasser le composé dans les tubes capillaires.
2. On utilise de l'huile chaude dans le tube de Thiele afin de transférer la chaleur de manière égale à l'échantillon placé dans le tube capillaire. L'huile contenue dans le tube latéral coudé est chauffée et se dilate pour devenir moins dense. L'huile chaude monte dans le tube latéral coudé et chauffe l'échantillon et le thermomètre au contact. Elle se refroidit ensuite, devient plus dense et tombe au fond du tube où elle est à nouveau chauffée. Ce cycle continue automatiquement pendant le test du point de fusion dans le tube de Thiele. Il faut absolument éviter que de l'eau entre dans le tube de Thiele. Si cela arrive, l'eau peut bouillir et vous asperger d'huile chaude.
3. S'assurer que l'élastique qui maintient ensemble le tube capillaire et la sonde de température reste au-dessus de l'huile minérale tout au long de l'expérience.
4. Ne jamais faire fondre à nouveau un échantillon déjà fusionné. Il peut avoir subi des modifications chimiques comme une oxydation, un réarrangement ou une décomposition.
5. On définit le point de fusion comme étant l'écart de température dans lequel on peut constater qu'une petite quantité de solide placée dans un tube capillaire à parois minces se ramollit (première goutte de liquide) et celui où il se liquéfie complètement. Le point de fusion est donc en fait un écart de fusion.
6. Les points de fusion enregistrés dans les revues de chimie sont des points de fusion capillaires, sauf indication contraire.

Analyse et conclusions

1. L'échantillon doit être bien tassé afin de pouvoir observer la liquéfaction à l'endroit où la température est surveillée.
2. Cela permet une surveillance précise de la température de fusion.



ANNEXE 15 : L'identification de points de fusion – Renseignements pour l'enseignant (suite)

3. Les réponses vont varier. Voici des résultats suggérés :

Composé	Point de fusion en degrés Celsius
salicylate de phényle	41-43
thymol	48-51
naphtalène	79-80
résorcinol	109-110
acétanilide	113-114
acide benzoïque	121-122
urée	132-133
acide maléique	136-137
glucose	146
acide citrique	150-153
acide salicylique	156-158

Applications

- 4.
- Détermination de la pureté. Les impuretés ont généralement deux effets : elles abaissent le point de fusion par rapport à ce qu'il serait pour un composé pur, et elles entraînent un agrandissement de l'écart du point de fusion.
 - On peut aussi trouver le point de fusion d'un échantillon inconnu en demandant aux élèves de répéter l'expérience et de comparer leurs résultats à une liste de points de fusion connus de différents composés organiques. De nombreux ouvrages contiennent des tableaux de points de fusion et des listes de composés pouvant avoir des points de fusion particuliers. L'un d'entre eux pourrait être le composé inconnu. Si vous ne trouvez aucun renseignement sur votre composé inconnu, vous connaîtrez au moins son point de fusion.
5. L'écart de température du point de fusion sera supérieur à 2° Celsius.
6. Dans la pratique, on mesure rarement le point de congélation, car il est beaucoup plus difficile à déterminer. L'une des raisons est que la solidification peut ne pas se faire à la bonne température à cause du phénomène de surfusion.
7. Les composés minéraux ont des points de fusion extrêmement élevés.



ANNEXE 16 : Pression de vapeur et éclatement*

Le concept de pression de vapeur présente souvent des difficultés pour les élèves. Afin de mieux le comprendre, il faut l'examiner au niveau moléculaire afin de faire des liens entre nos observations macroscopiques, ce qui se déroule au niveau moléculaire et comment cela est défini de façon théorique. Les élèves voient souvent les concepts de pression atmosphérique et de pression de vapeur comme étant identiques et ne se rendent pas compte que les particules de liquide qui se transforment en vapeur exercent une pression. Plus cette pression est élevée, moins les forces intermoléculaires entre les particules de liquide sont grandes. Le liquide est donc plus volatil, s'évapore plus rapidement et a un point d'ébullition moins élevé.

Matériel

- liquides incolores (eau, éthanol, éther de pétrole ou pentane)
- deux ou trois contenants de film, de café ou de balles de tennis (Les contenants en métal semblent mieux fonctionner parce que les élèves peuvent ressentir leur refroidissement à mesure que les liquides absorbent de la chaleur afin de s'évaporer.)
- pipette en polyéthylène ou compte-gouttes

Consignes de sécurité : L'éther de pétrole et le pentane forment avec l'air des mélanges explosifs. Ne faites pas cette démonstration près d'une flamme ou d'une machine en marche. Faites en sorte que la bouche du contenant soit tournée vers un espace libre pour éviter de frapper quelqu'un avec le couvercle quand il saute violemment.

Démarche

1. S'assurer que la vitre de projection du rétroprojecteur est bien propre et allumer ce dernier. Placer trois ou quatre gouttes d'eau sur le rétroprojecteur pour que les élèves soient en mesure de bien observer la goutte et noter qu'elle maintient bien sa forme à cause des forces intermoléculaires fortes entre les molécules d'eau.
2. Inviter les élèves à expliquer ce qui se déroule au niveau moléculaire à la surface de la goutte, compte tenu du fait que le rétroprojecteur est une source de chaleur. (*La chaleur augmente l'énergie cinétique des molécules d'eau, leur permettant de vaincre les forces d'attraction intermoléculaires et passer de l'état liquide à l'état gazeux.*)
3. Répéter les étapes 1 et 2 avec un liquide plus volatil tel que l'éthanol. Les élèves devraient remarquer que ce liquide est moins visqueux et que sa tension de surface est moins élevée à cause des forces intermoléculaires moins fortes. L'évaporation des molécules d'éthanol est plus rapide que celles d'eau à cause des forces intermoléculaires plus faibles. Répéter une troisième fois avec un liquide encore plus volatil tel que le pentane.
4. Revoir avec les élèves le concept de pression de vapeur. La pression de vapeur est un indicateur du taux d'évaporation d'un liquide, de la tendance qu'ont les molécules ou les atomes de s'échapper d'un solide ou d'un liquide. On dit qu'une substance avec une pression de vapeur élevée à température normale est volatile. Plus la pression de vapeur d'une substance est élevée, plus son point d'ébullition est bas. Dans cette démonstration, les molécules d'eau ont moins tendance à s'évaporer, donc ont la pression de vapeur la



ANNEXE 16 : Pression de vapeur et éclatement* (suite)

- moins élevée. Le pentane s'évapore le plus rapidement et donc possède la pression de vapeur la plus élevée. Afin d'expliquer ce concept aux élèves, on peut imaginer qu'une plaque en verre est placée par-dessus les liquides. Le nombre de collisions entre les molécules et la plaque de verre serait moins élevé par-dessus l'eau, et plus élevé par-dessus le pentane.
5. Verser de trois à quatre millilitres d'eau dans un contenant de film. Fermer le contenant avec son bouchon et le rouler dans un sens et dans l'autre pour en enduire les parois d'eau. Les élèves devraient remarquer un manque d'activité et expliquer ceci à un niveau moléculaire. Leur demander comment on pourrait augmenter le taux d'évaporation. (*Il faudrait ajouter de la chaleur, soit à l'aide du rétroprojecteur ou avec les mains.*)
 6. Répéter l'étape 5 avec un deuxième contenant. Cette fois, y verser de l'éthanol. Les élèves devraient remarquer que le couvercle saute après un certain temps. Les inviter à toucher le contenant et à constater que la température a baissé. Expliquer que le processus d'évaporation nécessite de l'énergie (c'est un processus endothermique). Puisque les forces intermoléculaires de l'alcool sont plus faibles que celles de l'eau, sa pression de vapeur est plus élevée et l'évaporation se déroule plus rapidement. La pression exercée par l'air et la vapeur d'alcool fait sauter le couvercle du contenant.
 7. Répéter une troisième fois, avec soit de l'éther de pétrole ou du pentane. Fermer rapidement le contenant avec son bouchon et le rouler dans un sens et dans l'autre pour en enduire les parois d'hydrocarbure. Les élèves devraient remarquer que le couvercle saute plus rapidement que celui contenant de l'alcool. À nouveau, la température du contenant baisse, à cause du processus d'évaporation.

Analyse

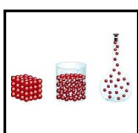
Inviter les élèves à dessiner les trois contenants et à nommer le liquide qui est placé dans chacun des contenants. Sous chaque dessin, leur demander d'expliquer ce qui arrive lorsqu'on ajoute le liquide et qu'on ferme le contenant.

Inviter les élèves à placer chacun des bouts de phrase qui suivent sous le dessin approprié :

<i>liquide très volatil</i>	<i>pression de vapeur basse</i>	<i>pression de vapeur élevée</i>
<i>liquide non volatil</i>	<i>forces intermoléculaires élevées</i>	<i>forces intermoléculaires faibles</i>
<i>s'évapore facilement</i>	<i>s'évapore lentement</i>	<i>pression de vapeur de 11 mm Hg</i>
<i>contenant refroidit rapidement</i>	<i>pression de vapeur de 35 mm Hg</i>	<i>pression de vapeur de 74 mm Hg</i>
<i>contenant refroidit lentement</i>	<i>taux d'évaporation élevé</i>	<i>taux d'évaporation lent</i>

Élimination : Versez l'excès d'éther de pétrole ou de pentane dans un récipient peu profond ou dans une assiette de verre et laissez-le s'évaporer dans une hotte mise en marche.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Vapour Pressure with Pop C11-1-06 », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

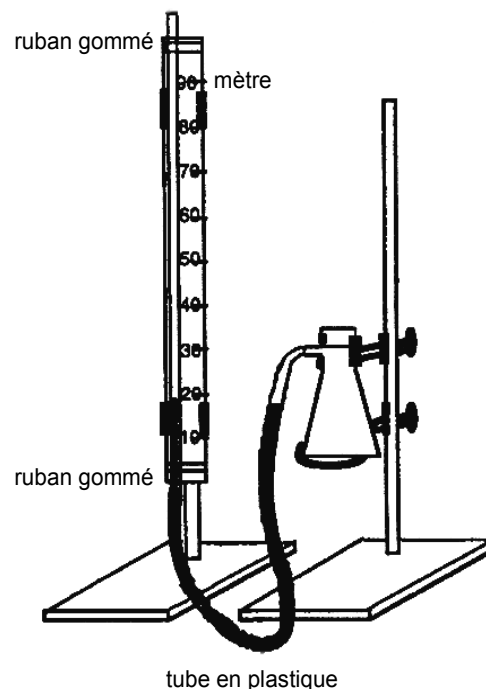


ANNEXE 17 : Expérience – Mesurer la pression de vapeur d'un liquide

Objectif : Mesurer la pression de vapeur d'un liquide

Matériel

- deux supports universels
- un anneau de support
- trois pinces pour support
- un mètre
- ruban gommé transparent
- cylindre gradué
- fiole à vide de 250 mL
- environ 1 mètre de tube en verre
- un thermomètre
- échantillons de plusieurs liquides
- un bouchon en caoutchouc pour la fiole à vide
- environ 1 mètre de tube en plastique flexible pouvant s'adapter au tube en verre



Démarche

1. Installe le dispositif tel qu'illustré dans le schéma.
REMARQUE : Remplis le tube en plastique d'eau avant de le fixer à la fiole à vide et au tube en verre.
2. Ajuste le dispositif de telle sorte que le niveau d'eau soit équivalent dans les deux embranchements et qu'il soit possible de lire le niveau sur le mètre. Lis et note le niveau d'eau.
3. Mesure et note la température ambiante de la pièce.
4. Choisis un liquide. Ajoute ___ mL du liquide. Verse le liquide dans la fiole à vide et bouche celle-ci rapidement à l'aide du bouchon en caoutchouc.
5. Décris ce qu'il advient de l'eau dans les tubulures. Attends qu'il n'y ait plus aucun changement apparent.
6. Ajuste le dispositif de telle sorte que le niveau d'eau puisse être lu dans les deux embranchements de la tubulure. Lis et note le niveau d'eau dans les deux embranchements de la tubulure.
7. Quelle est la pression de vapeur du liquide? Comment le savoir?
8. Refroidis l'extérieur de la fiole à vide en y plaçant un cube de glace, ou la réchauffer avec les mains. Consigne tes observations.



ANNEXE 17 : Expérience – Mesurer la pression de vapeur d'un liquide (suite)

Questions

1. Est-ce que la pression de vapeur du liquide est la même à toutes les températures? Comment le savoir? Comment peux-tu trouver la réponse? Peut-on concevoir une méthode permettant de mesurer la pression de vapeur du liquide à 0 °C?
2. Convertis la pression de vapeur mesurée en unités de pression de vapeur suivantes : mm Hg, Torr, atmosphère, pascal.
3. Pourquoi était-il nécessaire de boucher la fiole?



ANNEXE 18 : Mesurer la pression de vapeur d'un liquide — Renseignements pour l'enseignant

L'expérience décrite à l'annexe 17 est simple et rapide. Pour de meilleurs résultats, donner à plusieurs élèves différentes quantités d'un même liquide (par exemple 2 mL, 5 mL et 10 mL de cyclohexane). À partir de leurs résultats, les élèves devraient être en mesure de déduire ce qui suit :

1. Il faut un certain temps pour rétablir l'équilibre de la vapeur — le niveau d'eau change pendant une période de 2 à 5 minutes. Il se peut que l'élève n'emploie pas le terme « équilibre » dans ses explications, il dira peut-être qu'il faut du temps pour que le dispositif se stabilise à mesure que le liquide s'évapore et se mélange avec l'air de la fiole.
2. La pression de vapeur est indépendante de la quantité de liquide, pour autant qu'il y ait du liquide dans le contenant.
3. La pression de vapeur ne peut être mesurée que dans un système fermé.
4. La pression de vapeur diffère selon le liquide.
5. La pression de vapeur varie selon la température.

On devrait encourager les élèves à installer leur propre dispositif. Un bouchon en caoutchouc numéro 6 s'adapte à une fiole à succion de 250 mL. Un tube Nalgene^{MC} ou Tygon^{MC} de 5/16 de pouce s'adapte à la branche latérale de la fiole à succion de 250 mL. Il peut être difficile de remplir le tube d'eau — le remplir en y ajoutant lentement de l'eau et en permettant aux bulles d'air de s'échapper.

Parmi les résultats obtenus à l'aide de ce dispositif, on compte :

Liquide	Température	« hauteur » dans le tube de verre	« hauteur » dans le tube de plastique	Pression de vapeur
acétone	22 °C	62,2 cm	6,7 cm	55,5 cm d'eau (40,8 mm Hg)
éthanol (95 %)	20 °C	26,4 cm	4,8 cm	21,6 cm d'eau (15,9 mm Hg)
cyclohexane	20 °C	39,5 cm	3,7 cm	35,8 cm d'eau (26,3 mm Hg)

Remarque : L'acétone et l'éthanol sont très solubles dans l'eau. De plus, leurs vapeurs se dissolvent et ont tendance à donner des résultats plutôt faibles. On obtient de meilleurs résultats par l'utilisation de liquides non polaires comme le cyclohexane ou l'hexane.

On peut renforcer cette expérience facilement et mesurer le temps nécessaire pour atteindre l'équilibre et, par conséquent, le taux de vaporisation.

On peut aussi recourir à d'autres méthodes.



ANNEXE 19 : Expérience – Les forces entre les particules

Question

Quelle est la relation entre la pression et la température d'un gaz?

Hypothèse

Une fois que la courbe de vapeur de pression d'un des liquides est déterminée, prédis comment elle se comparera à celle d'un autre liquide.

Matériel

- système informatique avec sondes de température et de pression
- 2 flacons de 250 mL
- bouchons à deux trous (pour placer sur les flacons)
- compte-gouttes (seulement la partie en verre)
- bain d'eau chaude (80 °C) dans un bécher de 800 mL
- plaque chauffante
- 10 mL d'acétone (CH_3COCH_3)
- 10 mL d'alcool éthylique ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)

ATTENTION : L'acétone est un liquide extrêmement inflammable. Ses vapeurs irritent les yeux, la peau et les poumons. L'alcool éthylique est un liquide très inflammable. Porter un sarrau et des lunettes de sécurité.

Démarche

1. Prépare le système informatique avec les sondes de température et de pression.
2. Assure-toi que les données pour la sonde de pression et la sonde de température soient affichées sur un même graphique, avec la température sur l'axe horizontal et la pression sur l'axe vertical.
3. Insère la sonde de température dans un des trous du bouchon pour que son extrémité soit au centre du flacon lorsqu'on y place le bouchon.
4. Insère le bout plus large du compte-gouttes dans le deuxième trou du bouchon.
5. Fixe la sonde de pression à l'extrémité mince du compte-gouttes.
6. Prépare le bain d'eau chaude dans le bécher rempli aux $\frac{3}{4}$.
7. Place 10 mL d'acétone dans un flacon.
8. Insère le bouchon à deux trous avec les sondes de pression et de température sur le flacon.
9. Place le flacon dans l'eau chaude pour 5 minutes en vérifiant la température et la pression.
11. Enlève le flacon du bain d'eau chaude.
12. Une fois que la température et la pression se stabilisent, commence à enregistrer les données.
13. Cesse la collection de données lorsque la température atteint 30 °C.
14. Nettoie le matériel.
15. Répète les étapes 7 à 13 avec de l'alcool éthylique au lieu de l'acétone.



ANNEXE 19 : Expérience – Les forces entre les particules (suite)

Analyse

1. Quelles variables sont demeurées constantes durant l'expérience?
2. Quelles sont les ressemblances entre les courbes de pression en fonction de la température pour l'acétone et l'alcool éthylique?
3. Quelles sont les différences entre les courbes de pression en fonction de la température pour l'acétone et l'alcool éthylique?

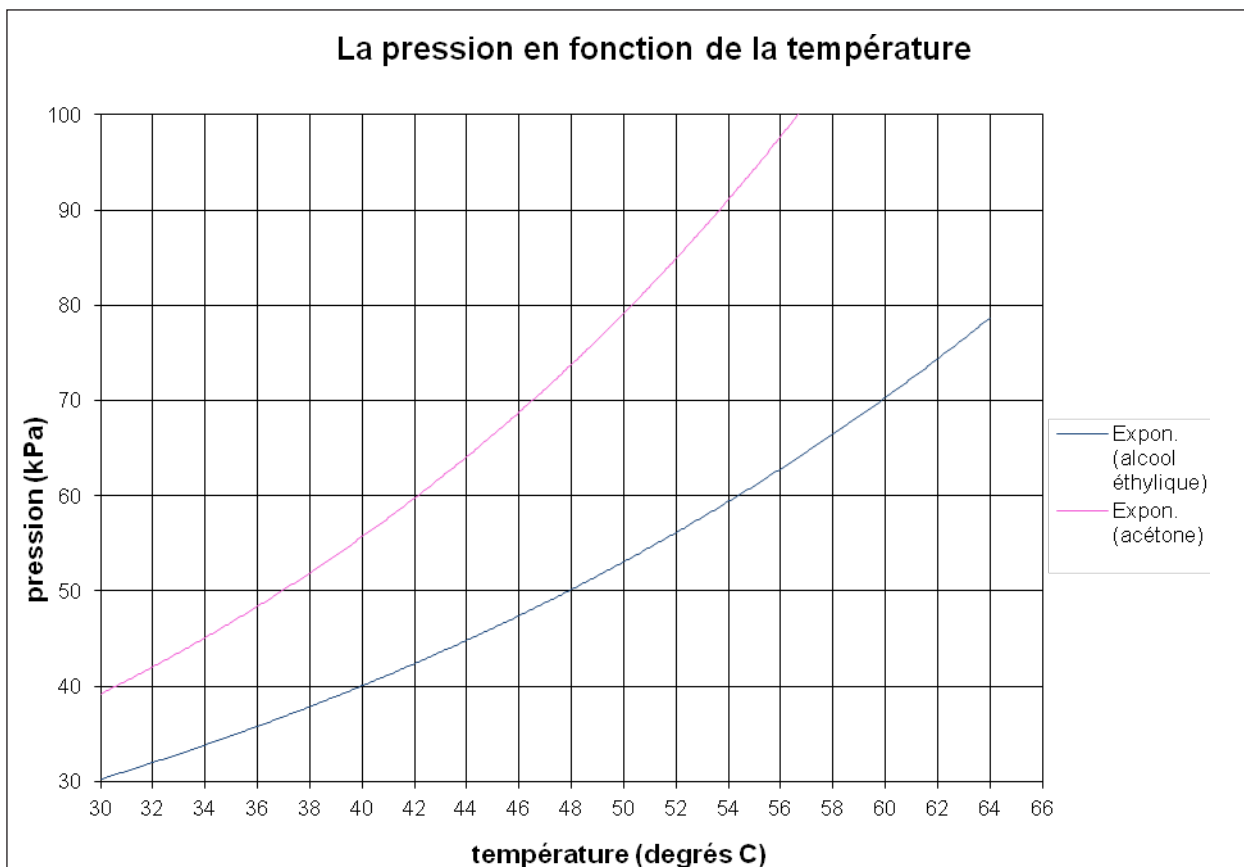
Conclusion

4. En fonction des données recueillies, quelle est la relation entre la pression et la température?
5. En fonction de la mesure de pression de vapeur recueillie à la température ambiante, quel composé aurait des forces intermoléculaires plus élevées? Explique ta réponse.
6. Définis le terme volatil. Quel liquide serait le moins volatil? Explique ta réponse.
7. Pourquoi la plupart des cannettes sous pression ont-elles des avertissements de ne pas les jeter dans un feu?



ANNEXE 20 : Les forces entre les particules – Renseignements pour l'enseignant

Exemple de données :



Analyse

1. Les variables constantes sont le volume du flacon et la pureté de l'acétone et de l'alcool éthylique.
2. Les deux courbes ont une forme semblable.
3. La courbe pour l'acétone a une pente plus aiguë.

Conclusion

4. À mesure que la température du gaz baisse, la pression baisse aussi. À mesure que la température du gaz augmente, sa pression augmente aussi. Il s'agit d'une relation directement proportionnelle.
5. L'alcool éthylique a des forces intermoléculaires plus élevées. Un plus grand montant d'énergie est nécessaire pour surmonter ces forces.
6. Le terme volatile signifie une substance qui se vaporise facilement à une température peu élevée. L'acétone est plus volatile que l'alcool éthylique.
7. À des températures très élevées, la pression du contenu de la cannette devient aussi très élevée, causant un risque d'explosion.



ANNEXE 21 : Démonstration – L'effet d'une diminution de pression sur la température d'ébullition de l'eau

Au cours de cette démonstration, la pression à la surface de l'eau est réduite en retirant la vapeur qui se dégage. Inviter les élèves à prédire l'effet de cette baisse de pression sur la température d'ébullition.

Matériel

- ballon à fond plat
- thermomètre
- eau distillée
- brûleur Bunsen
- support universel avec anneau, toile métallique et pince à support
- bouchon de caoutchouc à un trou
- gants résistants à la chaleur
- lunettes de sécurité

Démarche

1. Verser de l'eau distillée dans le ballon pour le remplir à un tiers. Placer un bouchon sur le ballon et inviter les élèves à dessiner le montage et illustrer au niveau moléculaire la composition du liquide et de l'air à la surface de l'eau.
2. Enlever le bouchon, placer le ballon sur le support universel et faire bouillir l'eau. Inviter les élèves à expliquer ce qui se déroule au niveau moléculaire. (*L'ajout d'énergie augmente le taux d'évaporation des molécules à la surface de l'eau, qui ont assez d'énergie pour vaincre les forces intermoléculaires et passer de l'état liquide à l'état gazeux. Lorsque l'eau bout, la pression exercée par le liquide qui se vaporise est maintenant plus élevée que la pression atmosphérique, donc l'eau se met à bouillir.*)
3. Insérer le thermomètre dans le bouchon de caoutchouc. Le thermomètre doit être situé juste à l'intérieur du ballon lorsque le bouchon est mis en place.
4. Quand l'eau se met à bouillir, retirer le ballon du support à l'aide des gants résistants à la chaleur et le fermer à l'aide du bouchon lorsque l'ébullition cesse. La mise en place du bouchon lorsque l'eau est toujours en ébullition peut causer une augmentation rapide de pression et le bouchon peut être projeté hors du ballon.
5. Enlever la toile métallique de l'anneau et placer le ballon sur le support, tête en bas. Noter la température. Inviter les élèves à prédire ce qui arrivera au niveau moléculaire lorsque de l'eau froide ou un linge froid est placé sur le ballon. (*L'air contenant de la vapeur d'eau se contracte à cause de la baisse de température, parce que les molécules ont moins d'énergie et les collisions entre les molécules diminuent. Ceci cause une baisse de pression dans le ballon et puisque la pression de vapeur est maintenant plus élevée que la pression d'air dans le ballon, l'eau se met à bouillir à nouveau, même si la température est plus basse.*)
6. Laisser couler de l'eau froide sur le ballon ou placer un linge contenant de la neige ou de la glace sur le fond du ballon. Continuer à noter la température jusqu'à ce que l'ébullition cesse.



ANNEXE 21 : Démonstration – L'effet d'une diminution de pression
sur la température d'ébullition de l'eau (suite)

Questions

1. Qu'est-ce que vos observations vous ont indiqué au sujet de la température d'ébullition de l'eau? Peut-elle varier? Si oui, pourquoi? *(L'eau peut avoir différents points d'ébullition, en fonction de la pression atmosphérique. Le point d'ébullition est défini comme étant la température à laquelle la pression de vapeur d'un liquide est égale à la pression atmosphérique s'exerçant au-dessus de lui. Si la pression atmosphérique est plus basse, la température nécessaire pour l'égaliser est plus basse.)*
2. Si tu vivais au sommet d'une montagne, serait-il facile ou difficile de préparer un œuf à la coque? *(La pression atmosphérique au sommet d'une montagne est plus basse qu'au bas de la montagne. La température d'ébullition de l'eau va donc être plus basse. L'eau va atteindre son point d'ébullition plus rapidement, mais cela pourrait être difficile de préparer l'œuf à la coque parce que la température de l'eau n'est pas assez élevée pour bien cuire l'œuf.)*
3. Si le bouchon avait été placé sur le ballon avant de le chauffer, le point d'ébullition de l'eau serait plus bas, plus élevé ou égal à 100 °C? *(La pression dans le ballon serait plus élevée, à cause de l'environnement fermé. Le point d'ébullition de l'eau serait donc plus élevé que 100, °C car la pression de vapeur de l'eau doit être plus élevée afin d'égaliser la pression de l'air dans le ballon.)*



ANNEXE 22 : Démonstration – Congélation par ébullition

Quand on verse une petite quantité de liquide dans un flacon et qu'on l'évacue à pression réduite, le liquide bout. Après une minute environ, le liquide gèle pendant qu'il bout.

Concepts de chimie :

- pression de vapeur, température (point) d'ébullition, point triple, chaleur de vaporisation

Matériel

- cyclohexane
- fiole d'Erlenmeyer de 125 mL ou grande éprouvette
- bouchon à un trou pour fermer la fiole ou l'éprouvette
- compte-gouttes pour médicaments
- aspirateur avec pare-éclaboussures
- tube à vide d'un diamètre intérieur de 3/16 po (trois à quatre pieds)
- copeaux d'ébullition

Démarche

Mettre de 30 à 40 millilitres de cyclohexane et un copeau d'ébullition dans une fiole d'Erlenmeyer de 125 mL ou dans une grande éprouvette. Sceller la fiole ou l'éprouvette avec un bouchon de caoutchouc attaché à un aspirateur. La partie en verre d'un compte-gouttes pour médicaments convient parfaitement pour relier le bouchon au tube à vide.

Ouvrir le robinet complètement et observer ce qui se passe. Mettre un élève au défi de toucher l'éprouvette pendant que le liquide bout. Les élèves pensent que l'éprouvette va devenir chaude. Continuer d'évacuer le système jusqu'à ce que le cyclohexane soit complètement gelé et qu'aucun autre changement ne se produise. Faire circuler la fiole contenant le cyclohexane gelé parmi les élèves pour qu'ils constatent quelle est la température de la fiole. On peut amener à nouveau à ébullition le même échantillon de cyclohexane et répéter la démonstration en mettant un autre copeau d'ébullition dans la fiole.

Discussion

L'aspirateur fait baisser la pression qui s'exerce sur le cyclohexane, jusqu'à ce que la pression de vapeur du liquide soit égale à la pression appliquée; à ce stade, le liquide bout. Comme l'ébullition est un processus endothermique, la chaleur de vaporisation est absorbée à même l'énergie cinétique du cyclohexane, ce qui fait baisser la température de celui-ci jusqu'à son point de congélation de 6,6 °C. Le cyclohexane continue de bouillir tout en se solidifiant à son point triple.



ANNEXE 23 : Expérience – Modification de la température et de la pression

Question

Comment une baisse de la pression au-dessus d'un liquide affecte-t-elle son point d'ébullition?

Hypothèse

Prédis si une baisse de la pression atmosphérique au-dessus d'un liquide fera augmenter ou diminuer son point d'ébullition. Explique ton raisonnement.

Matériel

- système informatique, sonde de température et capteur de pression
- ballon d'ébullition de 250 mL (à parois épaisses)
- bouchon à deux trous (pouvant être inséré dans le ballon d'ébullition)
- compte-gouttes en verre (partie en verre seulement)
- eau distillée
- copeaux d'ébullition
- plaque chauffante
- gants ou chiffon isolant
- support universel
- pince pour support
- grand seau d'eau froide
- cuvette tout usage (assez grande pour contenir toute l'eau du seau)

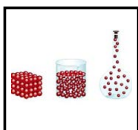
Mesures de sécurité

Porte une blouse de laboratoire et des lunettes de sécurité.

On doit faire attention lors de cette expérience afin d'éviter les risques de brûlure et de verre cassé.

Démarche

1. Branche la sonde de température et le capteur de pression au système informatique.
2. Représente la sonde par un premier graphique (température par rapport au temps) et le capteur par un deuxième graphique (pression par rapport au temps).
3. Place 10 copeaux d'ébullition dans le ballon d'ébullition et le remplir au 1/3 d'eau distillée.
4. Insère la sonde de température dans l'un des deux trous du bouchon afin que son extrémité soit immergée dans l'eau du ballon d'ébullition lorsque le bouchon est placé sur le ballon.
5. Insère la plus grosse extrémité du compte-gouttes dans le trou extérieur du bouchon.
6. Raccorde le tube du capteur de pression à la petite extrémité du compte-gouttes.
7. Installe le support vertical dans la cuvette tout usage et attache la pince pour support à 30 cm de la base du support.
8. Fais chauffer le ballon d'ébullition (sans le bouchon) sur la plaque chauffante jusqu'au moment où l'eau bout.



ANNEXE 23 : Expérience – Modification de la température et de la pression (suite)

9. Commence à enregistrer les données.
10. Retire le ballon d'ébullition de la plaque chauffante et insère immédiatement le bouchon, juste avant que l'eau ne cesse de bouillir. Si l'on met le bouchon trop tôt, la pression de la vapeur le fera sauter. Si on le met trop tard après que l'eau a fini de bouillir, de l'air aura pénétré dans le ballon d'ébullition et l'on devra recommencer l'expérience.
11. Attache le ballon à la pince pour support.
12. Verse lentement l'eau froide du seau sur le ballon et observe l'ébullition.
13. Continue jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'eau dans le seau ou jusqu'à ce que l'eau contenue dans le ballon cesse de bouillir.
14. Cesse d'enregistrer les données.
15. Nettoie le matériel comme indiqué par ton enseignant.

Analyse

1. Qu'y avait-il au-dessus de l'eau dans le ballon d'ébullition juste avant de placer le bouchon?
2. Qu'est-il arrivé à cette substance lorsqu'on a versé de l'eau froide sur le ballon?
3. Comment l'eau froide versée sur le ballon a-t-elle créé une pression plus basse dans le ballon?
4. Juste après avoir commencé à verser de l'eau froide sur le ballon, quelle était la température de l'eau à l'intérieur du ballon?
5. À quelle température as-tu arrêté de verser de l'eau, ou l'ébullition a-t-elle cessé?
6. Que peux-tu conclure de l'effet d'un abaissement de la pression sur l'ébullition?

Applications

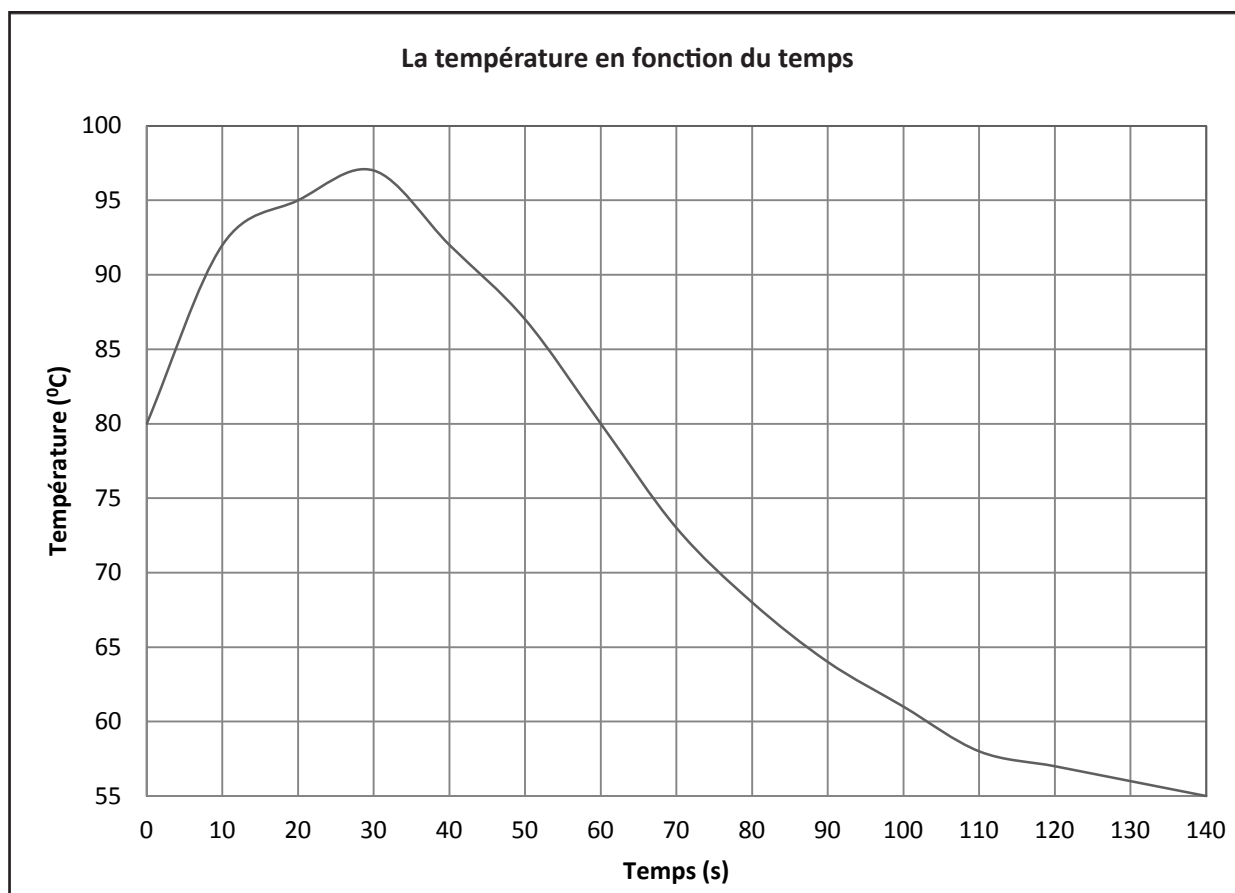
7. La relation entre la pression et la température est-elle directe ou indirecte?
8. À des altitudes de plus en plus hautes, la pression diminue. Pourquoi ne peut-on pas faire cuire des pommes de terre dans une casserole ouverte à haute altitude?
9. Suggère une méthode pratique pour faire bouillir et cuire des pommes de terre à haute altitude.



ANNEXE 24 : Modification de la température et de la pression –
Renseignements pour l'enseignant

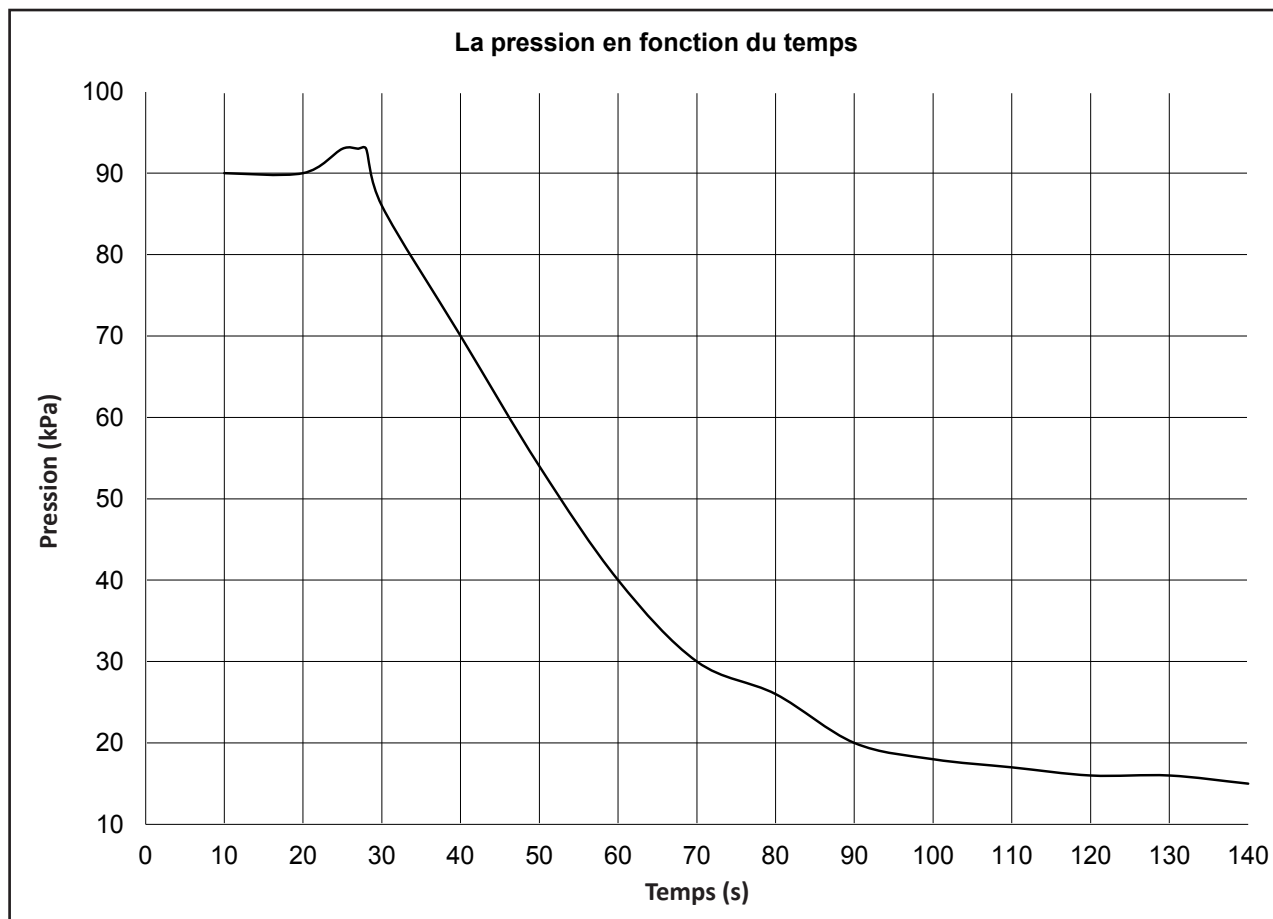
Résultats possibles :

Graphique 1 : La température en fonction du temps



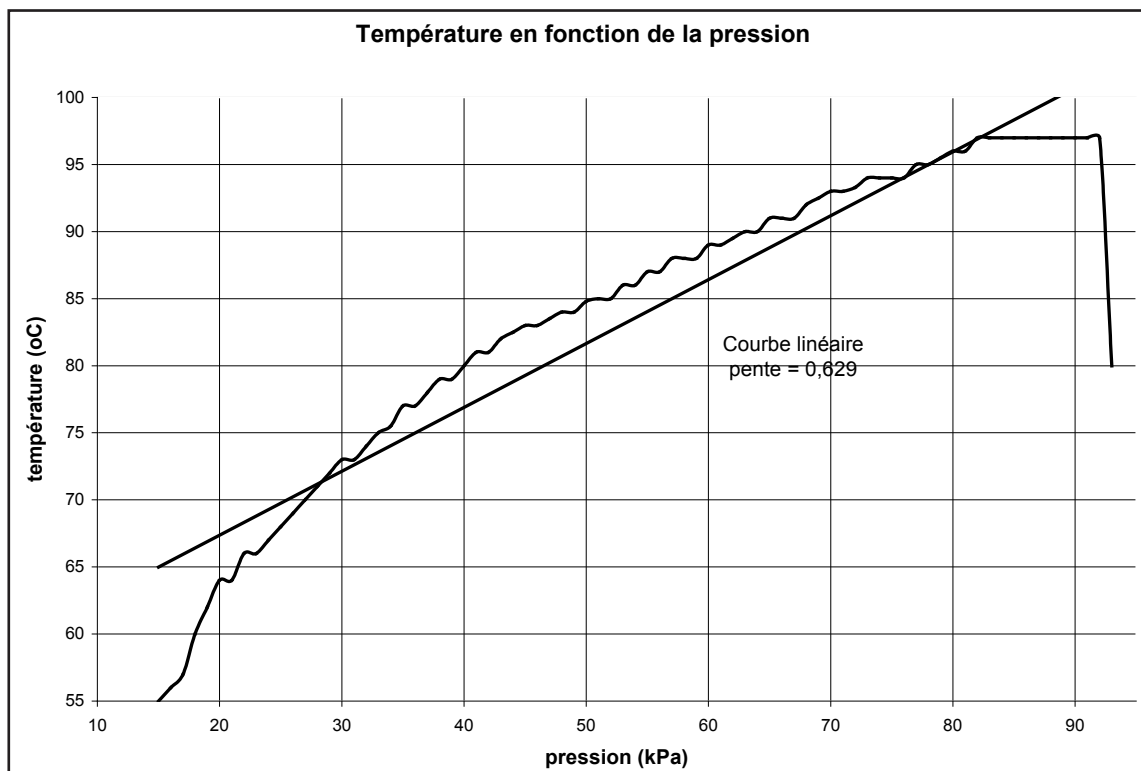
ANNEXE 24 : Modification de la température et de la pression – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Graphique 2 : La pression en fonction du temps



ANNEXE 24 : Modification de la température et de la pression –
Renseignements pour l'enseignant (suite)

Graphique 3 : La température en fonction de la pression



Analyse

1. De la vapeur.
2. Elle se condense à l'intérieur du ballon.
3. Les particules de vapeur doivent se comprimer pour créer de la condensation, ce qui crée un vide partiel.
4. Environ 99 °C.
5. Environ 60 °C (selon la température et la quantité d'eau dans le seau).

Application

6. Abaisser la pression abaisse le point d'ébullition d'un liquide.
7. Directe.
8. La température d'ébullition ne serait pas assez chaude pour cuire les pommes de terre.
9. En utilisant un autocuiseur.

