

# LES SOLUTIONS





## APERÇU DU REGROUPEMENT

La plupart des réactions chimiques se produisent en milieu aqueux et non à l'état solide, liquide ou gazeux. Par conséquent, le présent regroupement importe beaucoup pour faire comprendre la chimie aux élèves. Les élèves auront l'occasion d'approfondir leurs connaissances sur les solutions en examinant le processus de dissolution. Les élèves vont aussi étudier la solubilité des substances pures, l'effet de la température et la pression sur la solubilité des gaz et les concepts de concentration et de dilution des solutions.

## CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 7<sup>e</sup> année, les élèves ont étudié la définition de « solubilité » ainsi que les facteurs influant sur la solubilité, par le biais d'une expérience. Toutefois, le concept des molécules polaires et non polaires est nouveau en 11<sup>e</sup> année. Les propriétés physiques des gaz ont été étudiées lors du premier regroupement en fonction de la théorie cinétique des molécules. Avant cela, il n'y a eu aucune discussion sur la solubilité des gaz dans les liquides.

S'assurer que les élèves comprennent que, quand une dilution se produit, le nombre de moles demeure constant. Beaucoup d'enseignants et de manuels préconisent la formule  $C_1V_1 = C_2V_2$  pour résoudre les problèmes de dilution. Nous recommandons à l'enseignant de n'utiliser cette formule qu'une fois que les élèves peuvent résoudre des problèmes sans elle. Beaucoup d'élèves parviendront d'eux-mêmes à déduire cette relation.



## 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<sup>e</sup> année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 11<sup>e</sup> 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 types de solutions	C11-4-01, C11-0-C1, C11-0-R1	1,5 h
Bloc B	La structure de l'eau	C11-4-02, C11-0-C1, C11-0-R1	0,5 h
Bloc C	La dissolution	C11-4-03, C11-4-04, C11-4-05, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S4, C11-0-S5, C11-0-R1	3 h
Bloc D	Les courbes de solubilité	C11-4-06, C11-4-07, C11-4-08, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S2, C11-0-S7, C11-0-S8, C11-0-S9	3 h
Bloc E	La solubilité des gaz	C11-4-09, C11-4-10, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-D1, C11-0-D2	1,5 h
Bloc F	Changements des points de congélation et d'ébullition	C11-4-11, C11-4-12, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S5, C11-0-S7, C11-0-S9	2,5 h
Bloc G	La concentration	C11-4-13, C11-4-14, C11-4-15, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S4, C11-0-S6	3 h
Bloc H	La dilution d'une solution	C11-4-16, C11-4-17, C11-0-C1, C11-0-C2	2,5 h
Bloc I	Les applications de la concentration	C11-4-18, C11-0-R1, C11-0-R2, C11-0-R3, C11-0-R5	1,5 h
Bloc J	Le traitement de l'eau	C11-4-19, C11-0-A1, C11-0-D1, C11-0-D2	2 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			<i>1 à 2 h</i>
<b>Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement</b>			<b>22 à 23 h</b>



## 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<sup>e</sup> édition – Chimie générale volume 1*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2009.

CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie des solutions, 3<sup>e</sup> édition*, 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 des solutions, 2<sup>e</sup> édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2003. (DREF 541.34 F577c)

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

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

HILL, John W. et al. *Chimie des solutions, 2<sup>e</sup> édition*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)



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

*Le concept de la mole 1*, TVOntario, 1986. (DREF 42952/V8008)

### SITES WEB

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

[R] *Animations, simulations de chimie*. <<http://www.physagreg.fr/animations.php>> (consulté le 15 avril 2013). [une des animations montre la dissolution d'un cristal de NaCl dans l'eau]

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

*La dilution*. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-transformations-de-la-matiere/les-changements-physiques/la-dilution.aspx>> (consulté le 5 avril 2013).

*La dissolution*. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-transformations-de-la-matiere/les-changements-physiques/la-dissolution.aspx>> (consulté le 5 avril 2013). [explications à l'aide de diagrammes de la différence entre la dissolution moléculaire et la dissolution ionique]



[R] *Dissolution d'un cristal ionique.* <[http://www.ostralo.net/3\\_animations/swf/dissolution.swf](http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf)> (consulté le 15 avril 2013). [animation]

[R] *Dissolution d'un solide cristallin.* <[http://home.scarlet.be/at\\_home/caloriflash.htm](http://home.scarlet.be/at_home/caloriflash.htm)> (consulté le 15 avril 2013). [animation de la dissolution du NaCl]

[R] *Dissolution du NaCl dans l'eau.* (consulté le 5 avril 2013). [animation eduMedia accessible à partir du site de la DREF]

*Les propriétés des solutions.* <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-proprietes-de-la-matiere/les-proprietes-des-solutions.aspx>> (consulté le 15 avril 2013).

[R] *Public Water System Data.* <[http://www.gov.mb.ca/waterstewardship/odw/public-info/general-info/water\\_system\\_data.html](http://www.gov.mb.ca/waterstewardship/odw/public-info/general-info/water_system_data.html)> (consulté le 15 avril 2013). [site en anglais]

*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]

*La solubilité.* <<http://bv.alloprof.qc.ca/s1018.aspx>> (consulté le 15 avril 2013).

[R] *Solution-concentration.* (consulté le 5 avril 2013). [expérience virtuelle eduMedia accessible à partir du site de la DREF]

[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 THÉMATIQUES

L'élève sera apte à :

---

- C11-4-01** nommer divers types de solutions et en donner un exemple, entre autres les neuf types de solutions possibles;  
RAG : D3
- C11-4-02** décrire la structure de l'eau par rapport à la polarité des liaisons chimiques et l'électronégativité;  
RAG : D3
- C11-4-03** expliquer, au moyen d'équations chimiques, de représentations visuelles et de représentations particulières, le processus de dissolution des composés ioniques simples et des composés covalents, entre autres la structure cristalline, l'hydratation, la dissociation;  
RAG : A2, D3
- C11-4-04** expliquer ce qu'est la chaleur de dissolution en citant des applications précises, *par exemple la compresse froide, la compresse chaude, la dilution d'acides et de bases concentrés*;  
RAG : A5, D3, E4
- C11-4-05** mener une expérience pour illustrer la formation de solutions en fonction de la nature polaire ou non polaire des substances, entre autres les substances solubles, insolubles, miscibles et immiscibles;  
RAG : C1, C2, C6, D3
- C11-4-06** tracer, à partir de données expérimentales, la courbe de solubilité d'une substance pure dissoute dans l'eau;  
RAG : A2, D3
- C11-4-07** distinguer entre les solutions saturées, insaturées et sursaturées;  
RAG : D3
- C11-4-08** résoudre des problèmes au moyen de courbes de solubilité;  
RAG : C7, C8
- C11-4-09** expliquer comment un changement de température influence la solubilité des gaz;  
RAG : D3, E4
- C11-4-10** expliquer comment un changement de pression influence la solubilité des gaz;  
RAG : D3, E4



## RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C11-4-11** mener une expérience pour démontrer une baisse du point de congélation et une hausse du point d'ébullition;  
RAG : C1, C2, C7, D3
- C11-4-12** expliquer, au moyen de représentations particulières, la baisse du point de congélation et la hausse du point d'ébullition,  
*par exemple l'antigel, le sel de voirie;*  
RAG : A5, D3
- C11-4-13** distinguer les diverses façons de représenter la concentration et donner un exemple de leur utilisation,  
entre autres g/L (gramme/litre), % m/m (pourcentage masse/masse), % m/v (pourcentage masse/volume), % v/v (pourcentage volume/volume), ppm (partie par million), ppM (partie par milliard), mol/L (molarité);  
RAG : C3, D3
- C11-4-14** résoudre des problèmes comportant le calcul de concentrations, de moles, de masses et de volumes;  
RAG : D3
- C11-4-15** préparer une solution à partir d'une quantité connue de soluté (en grammes) et d'un volume connu de solution (en mL), et trouver la molarité;  
RAG : C1, C2, C3
- C11-4-16** résoudre des problèmes comportant la dilution de solutions,  
entre autres la dilution d'une solution mère, le mélange de solutions communes de concentrations et de volumes différents;  
RAG : C3, D3
- C11-4-17** faire une dilution à partir d'une solution dont la concentration est connue;  
RAG : C2, D3
- C11-4-18** décrire des cas où il importe de connaître la concentration d'une solution,  
*par exemple la préparation de produits pharmaceutiques, l'administration de médicaments, l'entretien d'aquariums, l'application de désinfectants de piscine, la préparation de mélanges de gaz pour la plongée sous marine, l'utilisation d'antigel dans le radiateur;*  
RAG : A3, A5, B2, B4
- C11-4-19** décrire le processus servant à traiter l'approvisionnement en eau, et définir les concentrations admissibles de substances métalliques et de substances organiques dans l'eau potable.  
RAG : A5, B1, B3



## 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 reliées 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 types de solutions

L'élève sera apte à :

**C11-4-01** nommer divers types de solutions et en donner un exemple, entre autres les neuf types de solutions possibles;  
RAG : 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

### Stratégies d'enseignement suggérées

#### En tête

Inviter les élèves à compléter l'exercice de @ l'annexe 1. Ils pourront revisiter leurs réponses à la fin du regroupement.

OU

#### Événement inattendu

Cette démonstration ne cadre pas avec ce résultat d'apprentissage, mais c'est une bonne façon d'introduire les solutions. On appelle souvent cet événement « le truc du transfert impossible ».

Préparer une solution sursaturée d'environ 50 mL d'acétate de sodium dans un vase d'Erlenmeyer neuf de 100 mL. Si le vase est vieux et sale, il est plus que probable que la solution précipitera prématurément. Si tel est le cas, on peut chauffer la solution doucement dans un bain d'eau chaude pour dissoudre le  $\text{CH}_3\text{COONa}$  de nouveau.

En 7<sup>e</sup> année, les élèves ont analysé la relation entre les solutions et les mélanges. La discussion a alors porté sur les caractéristiques des solutions et sur des exemples de celles-ci trouvés dans la vie de tous les jours. Les élèves ont aussi parlé des solutions dans le contexte de la théorie particulière de la matière.

La plupart des réactions chimiques se produisent en milieu aqueux et non à l'état solide, liquide ou gazeux. Par conséquent, le présent regroupement importe beaucoup pour faire comprendre la chimie aux élèves. Ceux-ci doivent être familiers avec les neuf genres de solutions et pouvoir donner un exemple de chacun.



Une fois que la solution presque chaude est saturée, la laisser refroidir lentement à la température ambiante. Il faut essayer soigneusement le bec du vase avec une serviette humide pour enlever toute trace de  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Mettre un volume d'eau égal dans un vase de 100 mL semblable placé près du vase de  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

Demander aux élèves s'il est possible de verser toute l'eau dans un bécher de 25 mL. Proposer à un élève d'essayer : on se doute d'avance des résultats! Ensuite, déclarer qu'on peut le faire sans renverser une seule goutte. Employer un bécher propre et neuf, mais en mettant au fond un germe cristallin. Le cristal solide qui en résulte forme une haute colonne dans le bécher si l'on verse le liquide lentement. La colonne est fragile!

### En quête

#### Recherche - les types de solution

Inviter les élèves à trouver les différents types de solutions et de noter des exemples pour chaque type (voir *Chimie 11*, p. 285-286, *Chimie 11 STSE*, p. 354-355 ou *Chimie 11-12*, p. 192-193). Préciser que la petite quantité est d'habitude désignée comme étant le soluté et, la grande, comme étant le solvant. Les exemples de solution qui suivent sont donnés à titre indicatif, mais les élèves peuvent en donner d'autres.

Un solide dans un solide	du cuivre dans de l'argent (argent sterling) du zinc dans du cuivre (laiton)
Un solide dans un liquide	du sel dans l'eau (eau de mer) de l'iode dans de l'alcool (teinture)
Un solide dans un gaz	des particules microscopiques dans l'air de la boule-à-mites dans l'air
Un liquide dans un solide	du mercure dans un amalgame d'argent (obturations dentaires*)
Un liquide dans un liquide	de l'éthylène glycol dans l'eau (antigel pour moteurs) du méthanol dans l'eau (antigel pour canalisations d'essence)
Un liquide dans un gaz	la vapeur d'eau dans l'air
Un gaz dans un solide	l'hydrogène dans le palladium** (séparation et stockage de l'hydrogène) des gaz toxiques dans le carbone (filtre à charbon de bois)
Un gaz dans un liquide	le dioxyde de carbone dans les boissons (boissons gazeuses) l'oxygène dans l'eau (pour entretenir la vie aquatique)
Un gaz dans un gaz	l'oxygène dans l'azote (air)

\* Inviter les élèves à demander à leur dentiste de leur expliquer pourquoi il utilise une substance cancérogène connue dans un amalgame pour faire une obturation dentaire.

\*\* À la température de la pièce, le palladium peut absorber 900 fois son volume d'hydrogène.



## En fin

---

Demander aux élèves de décrire la démonstration de la section « En tête » dans leur journal scientifique personnel. Ils peuvent aussi y inscrire la réponse de leur dentiste, pour faire un suivi.

## Stratégies d'évaluation suggérées

### **1**

Les élèves peuvent créer une illustration dans leur cahier ou sur du papier d'affichage pour représenter les neuf genres de solutions et les exemples de ceux-ci. Leur demander d'indiquer où ils peuvent trouver des exemples dans leur vie de tous les jours. L'enseignant peut aussi demander aux élèves d'apporter des exemples de solutions de chez eux.



## Bloc B : La structure de l'eau

L'élève sera apte à :

**C11-4-02** décrire la structure de l'eau par rapport à la polarité des liaisons chimiques et à l'électronégativité;

RAG : 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

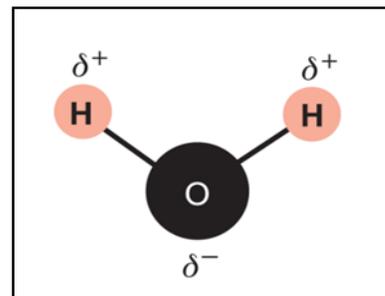
**En tête**

Afin de présenter la notion de polarité, faire une démonstration montrant qu'un jet d'eau peut être dévié par une force magnétique ou électrique. Pour cela, il convient d'utiliser une burette et une source d'électricité statique. Plus la force électrostatique est forte, plus mince est le jet d'eau et plus dramatique est l'effet. Inviter les élèves à expliquer ce qu'ils observent. Cela suscite une discussion sur la forme et la polarité de la molécule d'eau.

Le présent résultat d'apprentissage concerne expressément la polarité de la molécule d'eau dans le contexte du processus de dissolution. Ne pas, à ce stade-ci, amorcer une explication détaillée de la liaison polarisée. Cette question sera abordée en Chimie 12<sup>e</sup> année.

**En quête****Enseignement direct - la polarité d'une molécule d'eau**

En présentant le concept de l'électronégativité, c'est-à-dire une mesure de la capacité d'un atome dans une liaison chimique d'attirer des électrons, l'enseignant pourra plus facilement expliquer le processus de dissolution dans le cadre du prochain résultat d'apprentissage (C11-4-03). Dans le cas de la molécule d'eau, l'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène, de sorte que les électrons dans les liaisons chimiques s'orientent davantage autour de lui.



Cela rend l'hydrogène plus positif et l'oxygène, plus négatif, ce qui engendre des liaisons polaires et une molécule polaire (voir *Chimie 11 STSE*, p. 359).

Montrer aux élèves un tableau périodique indiquant les valeurs électronégatives, pour expliquer la polarité des atomes dans la molécule d'eau.

## **En fin**

---

Inviter les élèves à expliquer dans leur carnet scientifique, la démonstration présentée à la section « en tête ».

## **Stratégies d'évaluation suggérées**

**1**

Inviter les élèves à dessiner une molécule d'eau polaire.

**2**

Les élèves doivent pouvoir expliquer pourquoi une molécule d'eau est polaire, étant donné l'électronégativité d'une molécule semblable, par exemple, celle de H<sub>2</sub>S.



## Bloc C : La dissolution

L'élève sera apte à :

- C11-4-03** expliquer, au moyen d'équations chimiques, de représentations visuelles et de représentations particulières, le processus de dissolution des composés ioniques simples et des composés covalents,  
entre autres la structure cristalline, l'hydratation et la dissociation;  
RAG : A2, D3
- C11-4-04** expliquer ce qu'est la chaleur de dissolution en citant des applications précises,  
*par exemple la compresse froide, la compresse chaude, la dilution d'acides et de bases concentrés;*  
RAG : A5, D3, E4
- C11-4-05** mener une expérience pour illustrer la formation de solutions en fonction de la nature polaire ou non polaire des substances,  
entre autres les substances solubles, insolubles, miscibles et immiscibles;  
RAG : C1, C2, C6, 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 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-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-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines.  
RAG : C2, C4, C6

## Stratégies d'enseignement suggérées

### En tête

Inviter les élèves à faire l'activité suivante, ou la présenter comme démonstration :

Mettre une petite quantité de chlorure de calcium et de nitrate d'ammonium dans deux éprouvettes distinctes. Remplir les deux éprouvettes à moitié d'eau à la température ambiante. Ensuite, agiter gentiment tout en observant le changement de température dans chaque éprouvette (*Dans le cas du nitrate d'ammonium, la réaction est endothermique quand il se dissout dans l'eau, tandis que, dans celui du chlorure de calcium, elle est exothermique. Ce sont les substances que l'on trouve habituellement dans les compresses froides et chaudes, respectivement*).

En 7<sup>e</sup> année, les élèves ont étudié certaines propriétés des solutions et, même s'ils se sont penchés sur le processus de dissolution, ils n'ont pas abordé la différence entre les réactions exothermiques et endothermiques se produisant pendant la dissolution.

En 10<sup>e</sup> année, les élèves ont expliqué comment et pourquoi les éléments se combinent en vertu de ratios spécifiques pour former des composés ioniques et covalents. Ils ont construit des modèles de Bohr et des structures de Lewis au sujet de ces genres de composés et ont nommé et rédigé les formules correspondantes.

Dans le contexte du résultat d'apprentissage C11-1-03, les élèves ont appris ce qu'étaient les cristaux et les structures cristallines.

## OU

Cette démonstration nécessite un peu de préparation, mais cela en vaut la peine. Il est possible de fixer solidement par congélation un bécher à une feuille de 40 cm<sup>2</sup> de contreplaqué d'un quart de pouce! Vaporiser d'abord environ 5 mL d'eau sur le centre de la feuille de contreplaqué. Vous pouvez faire cela avant l'arrivée des élèves. Après avoir mis le contreplaqué sur la table, placer le bécher de 400 mL dans l'accumulation d'eau et ajouter 20 g d'hydroxyde de baryum octahydraté [Ba(OH)<sub>2</sub>·8 H<sub>2</sub>O], puis 10 g de thiocyanate d'ammonium (NH<sub>4</sub>SCN). Mélanger le tout avec une longue tige pendant environ deux minutes jusqu'à ce que le mélange commence à se liquéfier. Soulever le bécher et vous verrez qu'il est collé au contreplaqué par la congélation. **Attention!** La réaction dégagera du gaz ammoniac; il faut donc une pièce bien ventilée. Le bécher doit être placé sous la hotte de laboratoire, une fois la démonstration terminée.



## En quête

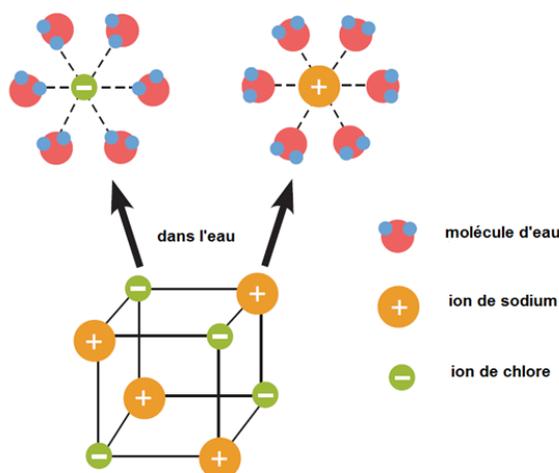
**Enseignement direct – le processus de dissolution**

On emploie un cristal de chlorure de sodium pour faire l'explication. Encourager les élèves à utiliser d'autres exemples pour expliquer ce processus.

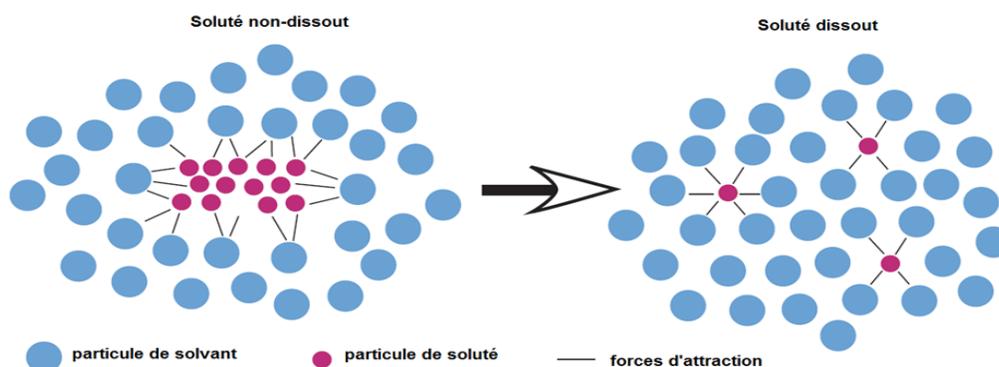
Une explication détaillée du processus de solvatation serait complexe et dépasserait le cadre du cours. De nombreuses forces intermoléculaires sont à l'œuvre : solvant-solvant; soluté-soluté; soluté-solvant. Tout dépendant des caractéristiques du soluté et du solvant, chacune des interactions peut être soit exothermique, soit endothermique. Un autre facteur entre en ligne de compte : il s'agit du hasard. Selon les principes de la thermodynamique, la matière tend à l'accroissement du désordre. Par suite de l'interaction de ces facteurs, la solubilité du soluté peut varier considérablement d'un solvant à l'autre (voir *Chimie fondamentale : principes et problèmes 2<sup>e</sup> édition, volume 2, chimie des solutions*, p. 38-40 pour une explication plus complète).

Le principe disant que « des substances semblables se dissolvent mutuellement » est utile pour prédire la solubilité d'une substance dans un solvant donné. Cela signifie que deux substances dont les forces intermoléculaires sont semblables peuvent fort probablement se mêler ensemble. Si un soluté et un solvant peuvent se dissoudre mutuellement en toutes proportions, on dit qu'ils sont **miscibles**.

Quand un soluté est placé dans un solvant, les particules de solvant entourent complètement la surface des particules du soluté. Comme on le voit dans le diagramme, dans le cas de l'eau et du NaCl, les molécules d'eau polarisées s'orientent sur chaque ion exposé du solide : l'extrémité positive de la molécule d'eau vers l'ion négatif de chlore (Cl<sup>-</sup>) et l'extrémité négative, vers l'ion positif de sodium (Na<sup>+</sup>).

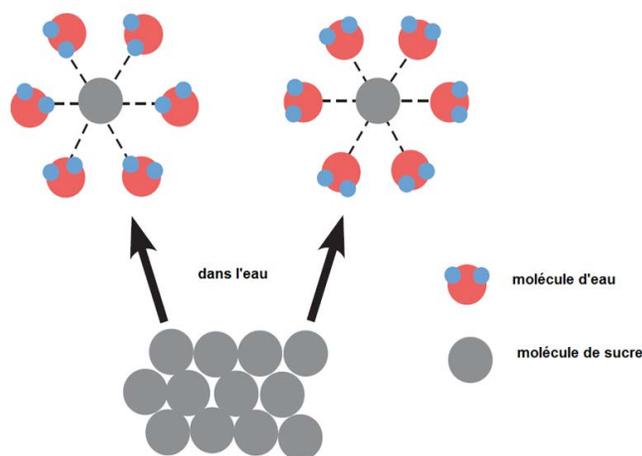


Une lutte électrostatique s'engage entre les molécules d'eau et les forces d'attraction dans le cristal de soluté. Si celui-ci est soluble, l'attraction entre les molécules de solvant et les ions de soluté augmente peu à peu jusqu'à ce qu'elle vainque les forces retenant les ions à la structure cristalline. Les ions de soluté sont donc amenés dans le solvant et deviennent complètement entourés par les molécules de solvant (le diagramme qui suit démontre le concept de solvatation). On peut voir une animation de ce processus sur le site *Animations, applications de physique chimie*, <http://www.physagreg.fr/animations.php>, *Dissolution d'un solide cristallin*, [http://home.scarlet.be/at\\_home/caloriflash.htm](http://home.scarlet.be/at_home/caloriflash.htm), *Dissolution d'un cristal ionique*, [http://www.ostralo.net/3\\_animations/swf/dissolution.swf](http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf) ou sur le site de *eduMedia* (accessible gratuitement à partir du site de la DREF).



La séparation des ions s'appelle **dissociation**, tandis que le processus par lequel les molécules de solvant entourent les ions de soluté s'appelle solvatation. Si le solvant est de l'eau, ce processus s'appelle **hydratation** (voir *Chimie 11 STSE*, p. 360). On dit alors que les ions de soluté sont hydratés.

Préciser que lorsqu'un solide covalent se dissout, la molécule entière est extraite de la structure solide (voir *Chimie 11 STSE*, p. 360-361).



**Équations chimiques – processus de dissolution**

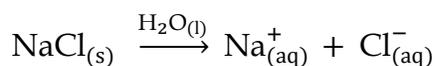
Inviter les élèves à démontrer le processus de dissolution de composés ioniques et covalents à l'aide d'équations chimiques. Pour les composés ioniques, les ions se dissocient. Pour les composés covalents, la molécule demeure intacte.

Exemples de problèmes

1. Écris l'équation de dissolution pour le chlorure de sodium.

Étape 1 : déterminer si le composé est ionique ou covalent. Les composés covalents ne se dissocient pas. Le chlorure de sodium est formé d'atomes métalliques (Na) et non-métalliques (Cl). Puisque les métaux et non-métaux forment habituellement un composé ionique donc on peut conclure qu'il y a une dissociation.

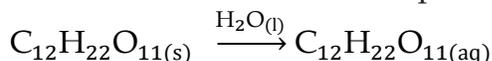
Étape 2 : écrire les ions qui seront formés dans la dissociation, balancer l'équation et noter l'état des espèces.



2. Écris l'équation de dissolution pour le sucre,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

Étape 1 : déterminer si le composé est ionique ou covalent. Le sucre est un composé covalent, donc ne se dissocie pas durant le processus de dissolution.

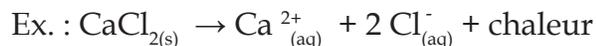
Étape 2 : écrire l'équation, la balancer et noter l'état des espèces.

**Enseignement direct – la chaleur de dissolution**

Expliquer aux élèves le concept de chaleur de dissolution. Afin de vaincre les forces d'attraction, il faut de l'énergie. Donc, la séparation de particules de soluté les unes des autres et la séparation de particules de solvant les unes des autres sont des processus endothermiques. L'attraction entre les particules de soluté et de solvant, pendant la solvatation, est un processus exothermique. La question de savoir si une quantité d'énergie est absorbée ou dégagée dans l'ensemble du processus de dissolution net dépend de l'équilibre entre ces deux processus. Le résultat net du changement d'énergie s'appelle chaleur de dissolution. Si la quantité d'énergie absorbée est plus grande que la quantité dégagée, toute la solution devient endothermique.



Si la quantité d'énergie absorbée est inférieure à la quantité dégagée, toute la solution devient exothermique.



### Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de mener une expérience afin de déterminer que « des substances semblables se dissolvent mutuellement ». Voir ☺ l'annexe 2 où l'on décrit un laboratoire avec du  $\text{CuSO}_4$ , de l'eau, du kérosène, de l'iode, de l'huile végétale et du vinaigre (des renseignements pour l'enseignant figurent à ☺ l'annexe 3). Chaque substance sera mélangée à chacune des autres. Les définitions seront établies de façon pratique, à la faveur des découvertes faites pendant le laboratoire.

En 7<sup>e</sup> année, les élèves apprennent la définition de « solubilité » et les facteurs influant sur la solubilité, par le biais d'une expérience. Toutefois, le concept des molécules polaires et non polaires est nouveau ici.

### Démonstrations

Choisir la démonstration qui convient le mieux à sa classe, en fonction du matériel dont on dispose. Des élèves supervisés peuvent également faire ces démonstrations.

- « Pourquoi l'eau et l'huile ne se mêlent-elles pas? »  
☺ L'annexe 4 présente une démonstration avec rétroprojecteur : des agitateurs sont mélangés à des acétates qui représentent des molécules non polaires. La démonstration simule le mélange de molécules semblables et dissemblables de soluté et de solvant.
- Démonstration avec disques polarisés.  
De petits disques de papier sont mis dans un flacon contenant deux liquides. Quand on agite le flacon, les disques s'orientent toujours la face noire tournée vers le fond! Utiliser un crayon à mine douce pour bien noircir un morceau de papier. Utiliser une perceuse pour y faire environ 20 disques. Ajouter 100 mL de trichlorotrifluoroéthane (TTE) dans un flacon de 250 mL contenant un volume égal d'eau. Boucher solidement le flacon et l'agiter.
- Alcool et eau  
La solution suivante montre ce que sont les liquides immiscibles. Verser 500 mL d'eau dans une bouteille de plastique d'un litre, puis 50 mL d'éthanol. Ensuite, finir de remplir la bouteille avec un diluant pour peintures. Ajouter quelques gouttes de colorant alimentaire bleu et mettre le bouchon sur la bouteille. Agiter lentement la bouteille et observer les liquides immiscibles faire des vagues.



## En fin

---

Inviter les élèves à comparer le processus de dissolution d'un composé ionique et d'un composé covalent à l'aide d'un cadre de comparaison (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18).

## En plus

---

Présenter aux élèves les concepts de décrépitation et d'efflorescence, propriétés associées à l'eau de cristallisation.

La **décépitation** est le processus par lequel l'eau de cristallisation liée mécaniquement à la structure cristalline se dégage vigoureusement de certains cristaux lorsqu'on les chauffe (ex. : le nitrate de plomb).

L'**efflorescence** est le processus par lequel l'eau de cristallisation à peine retenue est perdue quand les cristaux sont exposés à l'air (ex. :  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ).

## Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'expliquer le processus de dissolution d'un solide ionique ou covalent à l'aide de diagrammes et d'équations. Les élèves devraient aussi être en mesure de décrire ce qu'ils voient au niveau macroscopique lorsqu'une substance est dissoute dans l'eau.

2

Inviter les élèves à expliquer l'interaction des particules au niveau moléculaire et montrer comment cette interaction se rapporte à l'absorption ou au dégagement d'énergie.

3

Se référer aux annexes 10 et 11 de regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

4

Inviter les élèves à compléter un rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.28 et 11.29).

5

Inviter les élèves à compléter un cadre de comparaison pour les substances polaires et non polaires (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18).



## Bloc D : Les courbes de solubilité

L'élève sera apte à :

- C11-4-06** tracer, à partir de données expérimentales, la courbe de solubilité d'une substance pure dissoute dans l'eau;  
RAG : A2, D3
- C11-4-07** distinguer entre les solutions saturées, insaturées et sursaturées;  
RAG; D3
- C11-4-08** résoudre des problèmes au moyen de courbes de solubilité;  
RAG : C7, C8
- 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
- C11-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;  
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

### Stratégies d'enseignement suggérées

#### En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les solutions saturées et insaturées à l'aide de la stratégie LIEN (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 9.17).

#### En quête

#### Activité de laboratoire - courbe de solubilité

La plupart des manuels proposent au moins une activité de laboratoire portant sur la solubilité d'un sel ionique (voir *Chimie 11*, p. 296-297, *Chimie 11 STSE*, p. 393-394 ou *Chimie 11-12*, p. 229). ¶ L'annexe 5 (des renseignements pour l'enseignant figurent à ¶ l'annexe 6) et ¶ l'annexe 7 fournissent aussi des laboratoires dans le cadre desquels les élèves construisent une courbe de solubilité.

Au lieu que chaque élève de la classe établisse tous les points de la courbe, on propose que chaque groupe faisant le laboratoire reçoive une certaine quantité de soluté à dissoudre dans l'eau pour produire un volume donné de solution. Les élèves font ensuite l'activité de laboratoire pour trouver un des points de la courbe de solubilité propre au solide en question. Chaque groupe partagera ses données avec le reste de la classe pour tracer ainsi la courbe de solubilité complète.

#### Événements inattendus

- Dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-4-01, il se peut que les élèves aient assisté au « truc du transfert impossible ». L'enseignant peut refaire ici les démonstrations pour renforcer la compréhension du concept de sursaturation. Les élèves peuvent vérifier la température de l'acétate de sodium solide et découvrir qu'elle est assez élevée. La précipitation est exothermique.

En 7<sup>e</sup> année, dans le cadre du résultat d'apprentissage 7-02-22, les élèves ont appris ce que signifiaient les termes saturé et insaturé. Ils auront aussi appris que la température influe sur la quantité de solide qui peut être dissoute dans un solvant donné. Dans le cadre du résultat C11-04-04, la classe a abordé le concept de la chaleur de dissolution, et les élèves ont appris que le processus de dissolution peut être soit exothermique, soit endothermique, tout dépendant du soluté et du solvant.

Cependant, il est peu probable qu'ils auront été informés du fait qu'avec certains solides, la quantité qui se dissout à une température donnée diminue à mesure que la température monte. Il importe donc de bien préciser qu'avec certains solides, ce renversement de situation se produit. Certains manuels contiennent un graphique de solubilité où figure le sulfate de cérium qui illustre cette « anomalie ».



- On peut faire une démonstration beaucoup plus simple en sursaturant une solution de thiosulfate de sodium. Si l'école dispose d'un projecteur à lamelles de microscope (utilisées en biologie), on peut verser l'une ou l'autre de ces deux solutions sursaturées dans une boîte de Pétri déjà placée sur la platine du projecteur. Si on laisse la solution reposer, elle précipite, et les élèves peuvent voir clairement la croissance rapide et la forme des cristaux.

## Enseignement direct – solutions saturées, insaturées et sursaturées

L'expérience de laboratoire que les élèves viennent de mener ou l'événement inattendu présenté constituent un bon moyen d'amorcer l'étude des genres de solutions possibles.

Une **solution insaturée** en est une qui contient moins que la quantité maximale possible de soluté dissout à la température donnée (voir *Chimie 11*, p. 286 ou *Chimie 11 STSE*, p. 356).

Une **solution saturée** en est une qui contient la quantité maximale possible de soluté dissout à la température donnée (voir *Chimie 11*, p. 286, *Chimie 11 STSE*, p. 356 ou *Chimie 11-12*, p. 221).

Il y a trois façons de saturer une solution :

- en ajoutant du soluté;
- en réduisant la température (dans le cas de la plupart des solides);
- en faisant évaporer le solvant.

Une **solution sursaturée** en est une qui contient plus que la quantité maximale possible de soluté dissout à la température donnée (voir *Chimie 11 STSE*, p. 356).

On peut créer une solution sursaturée en saturant une solution à température élevée, puis en la refroidissant très lentement. Dans ce cas, la solution contient plus de soluté dissout qu'elle ne le devrait à la température en question. Ces solutions précipitent souvent prématurément, parce que le contenant est sale et que les particules contaminantes amorcent la précipitation, ou parce que la solution est refroidie trop rapidement. Il est possible que certaines solutions soient tellement sursaturées que même une légère agitation suffira à entraîner une précipitation rapide.

## Activité de laboratoire – les solutions saturées, insaturées et sursaturées

Proposer aux élèves de mener une activité de laboratoire au cours de laquelle les élèves peuvent créer les trois genres de solutions (saturées, insaturées et sursaturées) (voir ① l'annexe 8 ou *Chimie 11 STSE*, p. 357). Des renseignements pour l'enseignant figurent à ① l'annexe 9. Une autre expérience est décrite dans ① l'annexe 10; elle permet aux élèves d'utiliser leurs connaissances pour former des cristaux.



### Résolution de problèmes - la solubilité

Il convient d'utiliser un graphique des données sur la solubilité montrant les solides dont la solubilité augmente quand la température augmente, ainsi que ceux dont la solubilité diminue quand la température monte. Il pourrait aussi être utile d'inclure un gaz dans le graphique, car on discutera de la solubilité des gaz plus loin, dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-4-09.

Un certain nombre de questions ont été fournies pour guider la discussion; elles reposent sur les données concernant la solubilité, tirées du graphique à l'annexe 11.

1. Quelle est la solubilité du nitrate de potassium à 44 °C?

Réponse : 72 g de soluté / 100 g d'eau.

2. On dissout 18 g de chlorure de potassium dans 50 g d'eau à 30 °C. Dis s'il s'agit d'une solution saturée. Dans le cas de l'affirmative, explique pourquoi.

Réponse :  $18 \text{ g} / 50 \text{ g d'eau} = 36 \text{ g} / 100 \text{ g d'eau}$ .

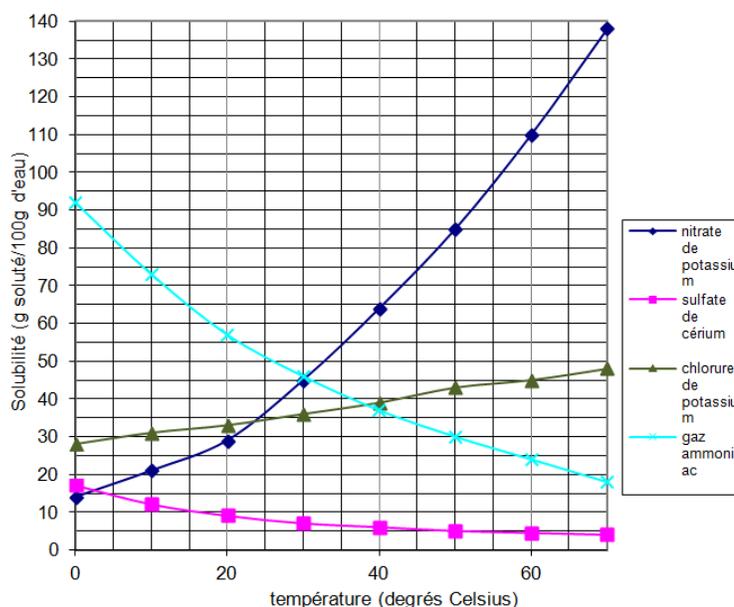
Si l'on reporte cette valeur sur le graphique, le point se situe exactement sur la courbe, ce qui signifie que la solution doit être saturée à 30 °C.

3. Une solution contient 5,2 g de nitrate de potassium dissout dans 10 g d'eau à 40 °C. Quelle quantité de  $\text{KNO}_3$  faudrait-il pour saturer cette solution?

Réponse :  $5,2 \text{ g} / 10 \text{ g d'eau} = 52 \text{ g} / 100 \text{ g d'eau}$ . Voilà qui situe le point sous la courbe de saturation. Il faudrait 12 g/100 g d'eau pour faire passer la solution sur la courbe, ou encore 1,2 g/10 g d'eau.

4. Une solution contient 33 g de  $\text{KNO}_3$  / 30 g d'eau à 72 °C. De combien de degrés faut-il refroidir cette solution pour la saturer?

la solubilité en fonction de la température



Réponse :  $33 \text{ g}/30 \text{ g d'eau} = 110 \text{ g}/100 \text{ g d'eau}$ . Si cette donnée est reportée sur le graphique de solubilité, on voit que le point se trouve à la droite de la courbe de saturation. Afin de saturer cette solution, il faudrait refroidir la solution de  $12 \text{ }^\circ\text{C}$  et, donc, la faire passer à  $60 \text{ }^\circ\text{C}$ .

## En fin

---

Inviter les élèves à compléter un cadre de comparaison des solutions insaturées et saturées (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.19).

## En plus

---

1

L'évaporation du solvant s'accompagne de problèmes risquant d'être plus complexes que dans le cas des deux autres méthodes. On pourrait considérer que ces problèmes enrichissent la matière propre à ce résultat d'apprentissage ou qu'ils ajoutent à son contenu.

2

Le cours de chimie 11<sup>e</sup> année n'aborde pas tout de suite les réactions en solutions aqueuses qui produisent un précipité. Toutefois, comme activité d'enrichissement, l'enseignant peut élaborer des règles de solubilité maintenant que les élèves comprennent clairement le concept de solubilité.

### Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de compléter un rapport de laboratoire.

2

Demander aux élèves d'expliquer le genre de solution que l'on obtient quand un échantillon ne se situe pas sur la courbe de solubilité, mais plutôt sous elle ou au-dessus d'elle (ex. : solutions insaturées et sursaturées). Les élèves doivent aussi pouvoir utiliser ce graphique et d'autres encore pour trouver la solubilité de quantités de soluté dissoutes dans un volume donné de solvant. Les questions simples et la discussion qui vont de pair avec ce résultat d'apprentissage font complément et servent d'introduction aux deux résultats suivants qui portent sur les solutions saturées et sur la résolution de problèmes avec des courbes de solubilité.

3

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes à l'aide de courbes de solubilité, telles que ceux décrits dans la section « en tête ».



Bloc E : La solubilité des gaz

L'élève sera apte à :

- C11-4-09** expliquer comment un changement de température influence la solubilité des gaz;  
RAG : D3, E4
- C11-4-10** expliquer comment un changement de pression influence la solubilité des gaz;  
RAG : D3, E4
- 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
- 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 reliées à un enjeu,  
*par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position, les dilemmes moraux.*  
RAG : B1, C4, C5, C6, C716



## Stratégies d'enseignement suggérées

### En tête

Inviter les élèves à discuter de la question suivante :

- Si vous laissez une bouteille de boisson gazeuse dans une voiture chaude, qu'arrivera-t-il lorsque vous dévissez le bouchon? Expliquez votre réponse.
- Est-ce qu'on observerait le même phénomène avec une bouteille froide?

La classe a abordé les propriétés physiques des gaz dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-1-01. L'enseignant les a expliquées avec la théorie cinétique des molécules dans le contexte du résultat C11-1-02. Avant cela, il n'y a eu aucune discussion sur la solubilité des gaz dans les liquides.

### En quête

#### Enseignement direct - température et solubilité des gaz

Afin d'expliquer ce phénomène, il faut d'abord passer en revue le concept de la chaleur de dissolution (C11-4-04). La solubilité des solides est très variable parce qu'une bonne partie de l'énergie de solvation est nécessaire pour séparer les particules solides les unes des autres soit dans la structure cristalline, soit dans la structure moléculaire du solide. Cette absorption énergétique n'est pas nécessaire dans le cas d'un gaz, car toutes les particules sont déjà séparées. Par conséquent, le processus global net devient exothermique, de sorte que la solubilité est inversement proportionnelle à la température. L'énergie cinétique plus élevée des particules de gaz leur permet de se libérer plus facilement de la solution. La solubilité des gaz diminue donc si la température augmente (voir *Chimie 11*, p. 295, *Chimie 11 STSE*, p. 366 ou *Chimie 11-12*, p. 222).

#### Activité de laboratoire - température et solubilité des gaz

Proposer aux élèves une activité pour voir comment une variation de température affecte la solubilité d'un gaz (voir *Chimie 11*, p. 298 ou *Chimie 11 STSE*, p. 366).

#### Enjeux STSE

La relation entre la solubilité d'un gaz et la température est importante pour la vie aquatique dépendant de l'oxygène. Si les organismes vivant dans un environnement aquatique stable sont soudainement stressés par un changement de la température de l'eau, leur santé risque d'être menacée s'ils ne peuvent se déplacer vers un milieu plus favorable. Il existe bien des cas où la pollution thermique devient source de préoccupations à proximité des centrales électriques et des grands complexes industriels dont l'élément de refroidissement est l'eau.

Ce contexte offre aux élèves une occasion de se sensibiliser davantage aux enjeux STSE.



Demander aux élèves de se renseigner sur un cas local de contamination thermique et de l'examiner à fond. Les inviter à étudier le pour et le contre de la question, puis de prendre des décisions relatives à l'environnement. Les élèves pourraient aussi se renseigner sur des entreprises ou industries qui libèrent de l'énergie thermique dans les rivières et les cours d'eau de leur région.

### Enseignement direct - pression et solubilité des gaz

Ce sujet peut être abordé en ouvrant une bouteille de boisson gazeuse et en posant une série de questions telles que les suivantes :

(Avant d'ouvrir le contenant)

- 1) Est-ce une solution? (*Oui*)
- 2) Quel(s) est/sont le(s) soluté(s)? (*Dioxyde de carbone, sucre, acide citrique, etc.*) Le solvant? (*Eau*)
- 3) De quel genre de solution s'agit-il? (*Gaz-Solide-Liquide*)
- 4) Les solutés et le solvant sont-ils polaires ou non polaires? (*Comme l'eau est polaire, la majorité des solutés le seront aussi. Toutefois, le dioxyde de carbone ne l'est pas et il est intégré dans la solution aqueuse sous pression.*)

(Après avoir ouvert le contenant)

- 5) Pourquoi entend-on ce bruit d'éclatement ou ce sifflement quand on ouvre le contenant? (*Quand le bouchon est enlevé, la pression est relâchée, ce qui réduit la solubilité du gaz dans le liquide, et le gaz s'échappe.*)

Les élèves savent ce qui se passe quand on ouvre un contenant de boisson gazeuse et que l'on entend le gaz s'échapper en faisant un « woosh », une fois la pression libérée, mais ils ne seront sans doute pas capables d'expliquer le phénomène.

Cette discussion doit mettre en évidence les réalités suivantes : la pression n'influe en rien sur la solubilité des solides et des liquides, mais elle influe grandement sur celle d'un gaz dans un liquide (voir *Chimie 11*, p. 299 ou *Chimie 11 STSE*, p. 367-368).

Dans une solution gaz-liquide établie, il existe un équilibre dynamique entre le taux auquel les particules de gaz entrent dans la phase liquide et le nombre de particules quittant la phase liquide. Si l'on augmente la pression exercée sur la solution, plus de particules de gaz heurteront la surface, de sorte que le taux de dissolution sera supérieur au taux auquel les particules quittent la phase liquide, et la solubilité du gaz dans le liquide augmentera. Avec le temps, l'équilibre est rétabli à un taux plus rapide, mais plus de gaz aura été dissout dans la solution.

Il existe une relation mathématique entre la pression partielle d'un gaz au contact d'une solution et la solubilité du gaz à une température donnée. Il n'est pas nécessaire que les élèves se rappellent cette relation, mais il s'agit de la loi de Henry.

$$C = kP$$



Dans l'équation,  $C$  désigne la concentration du gaz dissout,  $k$  est une constante caractéristique d'une solution particulière, et  $P$  est la pression partielle du gaz au contact du liquide. Cette loi est particulièrement précise dans le cas des gaz qui ne se dissocient pas du liquide ou qui ne réagissent pas avec lui (p. ex., la loi de Henry est précise dans le cas de l'oxygène dissout, mais non dans celui du HCl, qui se dissocie facilement en solution).

Cette relation est très importante pour les plongeurs autonomes sur qui la pression de l'eau s'exerce à mesure qu'ils descendent en profondeur. Tandis que le plongeur descend, la pression ambiante augmente considérablement. À 132 pieds (40 m) dans l'eau salée, elle est égale à cinq atmosphères. L'air se dissout alors dans les liquides corporels, tandis que la solubilité s'accroît. Le danger réside dans le fait qu'au moment où le plongeur remonte, la solubilité diminue et les gaz dissous s'extrait de la solution. Il est amplifié par le fait que le volume des bulles de gaz augmente lui aussi parce que la pression diminue autour du plongeur (Loi de Boyle, C11-2-05). Les bulles de gaz risquent de causer des lésions graves aux tissus du corps si la remontée se fait trop rapidement. Afin de garantir leur sécurité au maximum, les plongeurs doivent remonter plus lentement que les plus petites bulles s'échappant de leur régulateur, soit à environ 20 m à la minute. Plus la remontée est lente, mieux c'est. Presque tous les organismes de certification des plongeurs autonomes ont dressé des tables de plongée pour permettre aux plongeurs de planifier une excursion sûre, en fonction d'une physiologie type. Si un plongeur a dépassé la durée maximale d'immersion, soit en allant en eau trop profonde, soit en restant trop longtemps en plongée, ou les deux, d'après ces tables, il lui faudra faire des arrêts de sécurité en remontant pour permettre aux bulles de gaz de s'échapper lentement des tissus de son corps.

Si l'enseignant veut d'autres renseignements sur la plongée en scaphandre autonome, il peut communiquer avec l'organisme de certification le plus près. Le site Web suivant contient une liste des boutiques de matériel de plongée au Manitoba [www.padi.com](http://www.padi.com), [www.acuc.ca](http://www.acuc.ca). Il y a d'autres organismes, mais ceux-ci sont les plus connus dans la province.

### **En fin**

---

Demander aux élèves de rédiger un commentaire personnel sur l'ampleur de la pollution thermique dans leur localité. La question a-t-elle un lien avec le développement économique de la collectivité?



## Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves de réfléchir à la question et de présenter un compte rendu individuellement ou en petits groupes. Ils pourront ensuite, avec les renseignements recueillis :

- rédiger un compte rendu;
- faire un exposé oral;
- dresser un tableau d'affichage;
- faire une présentation multimédia.

Évaluer les travaux au moyen d'une rubrique appropriée développée avec les élèves.

2

Demander aux élèves de compléter un rapport de laboratoire.

3

Inviter les élèves à expliquer la relation entre la pression extérieure d'un gaz au-dessus d'une solution et la solubilité du gaz et la relation entre la température et la solubilité d'un gaz à l'aide d'un cadre de concept (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23).



## Bloc F : Changements des points de congélation et d'ébullition

L'élève sera apte à :

- C11-4-11** mener une expérience pour démontrer une baisse du point de congélation et une hausse du point d'ébullition;  
RAG : C1, C2, C7, D3
- C11-4-12** expliquer, au moyen de représentations particulières, la baisse du point de congélation et la hausse du point d'ébullition,  
*par exemple l'antigel, le sel de voirie;*  
RAG : A5, 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 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-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-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;  
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



## Stratégies d'enseignement suggérées

## En tête

Inviter les élèves à discuter de la question suivante :

- Pourquoi place-t-on du sel sur les routes en hiver?

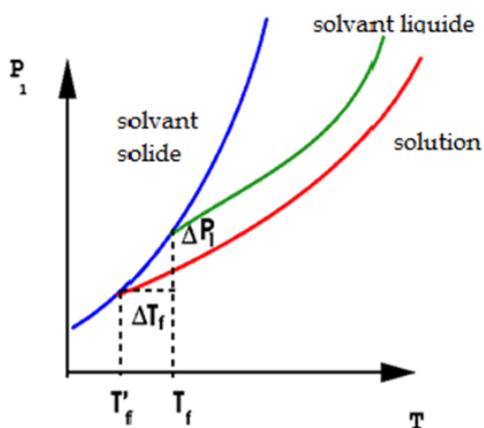
## En quête

## Activités de laboratoire

Les activités de laboratoire décrites dans le présent document sont censées être qualitatives. Comme elles exigent beaucoup de temps, différents groupes d'élèves peuvent mener des expériences différentes et partager leurs résultats avec la classe.

- Effet du sel sur le point de fusion de la glace  
Une démarche de laboratoire complète est décrite à ① l'annexe 12 et à ① l'annexe 15 (des renseignements pour l'enseignant figurent à ① l'annexe 16). Si les élèves n'ont jamais fait l'expérience du calcul du point de fusion/point de congélation de l'eau, il faut qu'ils le fassent d'abord. Les élèves ajoutent petit à petit des quantités de gros sel à un mélange d'eau et de glace. Ils mesurent la température de la solution régulièrement pour réunir des données montrant la relation entre la quantité de sel ajoutée et la température du mélange.
- Effet de l'antigel sur le point d'ébullition de l'eau  
La démarche complète est décrite dans ① l'annexe 13. Comme l'élévation du point d'ébullition de l'eau est relativement petite (0,52 °C dans une solution d'une mole), les élèves doivent d'abord trouver le point d'ébullition (PE) réel de l'eau dans leur laboratoire pour se donner une valeur de référence. Le PE de l'eau sera fort probablement de 100 °C ± 2 degrés. Une fois que les élèves ont établi le point d'ébullition normal de l'eau, ils font une expérience semblable en ajoutant des aliquotes d'éthylène glycol pour évaluer l'effet que l'ajout de soluté a sur le point d'ébullition.

La plupart des manuels contiennent un diagramme du point triple soit pour la baisse du point de congélation, soit pour l'élévation du point d'ébullition. Il se pourrait que les élèves aient du mal à comprendre ces diagrammes.



- Transfert de chaleur : « Je veux, tu veux, nous voulons tous de la crème glacée! »  
Une activité novatrice à faire en laboratoire consiste à fabriquer de la crème glacée. C'est une activité qualitative amusante que l'on peut exécuter pendant une période de laboratoire, avec un minimum d'équipement. En outre, le résultat est délicieux! Voir la description de l'activité dans ☺ l'annexe 14.

### Enseignement direct – élévation du point d'ébullition

Si nous ajoutons un soluté à un solvant, la pression de vapeur de la solution baisse. La relation mathématique qui établit une dépendance entre la pression de vapeur et la pression partielle du gaz dissous s'appelle loi de Raoult.

Nous pouvons expliquer cette relation avec les observations suivantes :

- À la surface de la solution, là où l'évaporation se produit, il y a moins de particules de solvant à cause de la présence de particules de soluté : réduction de la pression de vapeur.
- Les particules de soluté absorbent l'énergie et elles réduisent donc l'énergie disponible pour causer l'évaporation des particules de solvant : réduction de la pression de vapeur.
- Il faut de l'énergie pour vaincre les forces intermoléculaires entre les particules de soluté et de solvant : réduction de la pression de vapeur.

Étant donné que l'on peut définir le point d'ébullition comme étant la température à laquelle la pression de vapeur est égale à la pression au-dessus du liquide, on peut tout de suite voir que, si la pression de vapeur est réduite, il faudra une énergie supplémentaire pour élever la température jusqu'au point où la pression de vapeur sera égale à la pression existant au-dessus de la solution. D'où l'élévation du point d'ébullition.

### Enseignement direct – baisse du point de congélation

Pour qu'un liquide gèle, il doit parvenir à un état très ordonné qui entraîne la formation de cristaux. S'il y a des impuretés dans le liquide (p. ex., un soluté), il se trouvera intrinsèquement dans un état moins ordonné. Par conséquent, une telle solution sera plus difficile à faire geler que le solvant pur, et une température plus basse sera nécessaire pour la faire geler.

Une autre façon d'expliquer ce phénomène consiste à dire que, pendant le refroidissement d'une solution, les molécules de solvant perdent une partie de leur énergie cinétique moyenne de manière à pouvoir se stabiliser dans la structure cristalline du solvant pur. À mesure que cette structure prend de l'ampleur, les molécules de soluté en gênent la croissance. Afin de compenser cette tendance, il faut extraire plus d'énergie cinétique de la solution, ce qui fait baisser le point de congélation.



On peut s'inspirer des exemples donnés dans le contexte du résultat d'apprentissage, pour décrire une situation réelle où cette relation est utile.

Il faut signaler aux élèves que, logiquement, tout soluté qui libère plus qu'une particule dans la solution quand il subit la solvatation, aura un effet encore plus grand : ce serait le cas d'un solide ionique tel que le  $\text{CaCl}_2$  qui libère trois ions par molécule de chlorure de calcium.

## **En fin**

---

Inviter les élèves à décrire le pour et le contre de l'ajout de sel au sable répandu sur les routes en hiver. Les élèves peuvent aussi comparer le coût de cette opération à celui des dommages causés aux automobiles par la corrosion due au sel.

## **En plus**

---

Un des groupes d'élèves peut trouver la température maximale possible si l'on ajoute du sel de nombreuses fois au mélange d'eau et de glace. Il faudra pour cela une grande quantité de sel.

## **Stratégies d'évaluation suggérées**

### **1**

Se reporter aux renseignements pour l'enseignement sur l'évaluation du travail de laboratoire à l'annexe 9 du regroupement 1. Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des annexes 10 et 11 du regroupement 1.

### **2**

Inviter les élèves à expliquer la baisse du point de congélation et la baisse du point d'ébullition à l'aide de diagrammes.



## Bloc G : La concentration

L'élève sera apte à :

- C11-4-13** distinguer les diverses façons de représenter la concentration, et donner un exemple de leur utilisation,  
entre autre g/L (grammes/litre), % m/m (pourcentage masse/masse), % m/v (pourcentage masse/volume), % v/v (pourcentage volume/volume), ppm (parties par million), ppM (parties par milliard), mol/L (molarité);  
RAG : C3, D3
- C11-4-14** résoudre des problèmes comportant le calcul de concentrations, de moles, de masses et de volumes;  
RAG : D3
- C11-4-15** préparer une solution à partir d'une quantité connue de soluté (en grammes) et d'un volume connu de solution (en mL) et trouver la molarité;  
RAG : C1, C2, C3
- 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
- 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-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



## Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Poser la question suivante aux élèves :

- Avez-vous déjà vu les symboles ppm ou g/L?
- Selon vous, que représentent-ils?

En quête**Enseignement direct – les unités de concentration**

Présenter aux élèves les différentes façons de représenter la concentration (voir *Chimie 11*, p. 302-312, *Chimie 11 STSE*, p. 371-382 ou *Chimie 11-12*, p. 203-206). Il ne s'agit pas ici d'enseigner aux élèves à convertir les unités entre elles.

g/L = grammes de soluté dans un litre de solution

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masse de soluté (g)} \times 100 \%}{100 \text{ g de solution}}$$

$$\% \text{ m/V} = \frac{\text{masse de soluté (g)} \times 100 \%}{100 \text{ mL de solution}}$$

$$\% \text{ V/V} = \frac{\text{volume de soluté (mL)} \times 100 \%}{100 \text{ mL de solution}}$$

ppm = parties par million

Les pourcentages sont d'habitude utilisés dans les installations de recherche qui se préoccupent de faire des solutions rapidement plutôt que de calculer le nombre de moles, plus la concentration.

Exemples

1. 10 ppm d'ions de sodium dans l'eau = 10 ions de sodium dans un million de particules d'eau  
ppM = parties par milliard
2. 10 ppM de fer dans l'eau = 10 particules de fer dans un milliard de particules d'eau.

La molarité n'est pas une unité du système métrique même si on l'emploie couramment pour exprimer la concentration. Comme nous vivons dans une société axée sur le SI, il est préférable d'utiliser autant que possible le ratio mol/L, bien que les élèves doivent savoir ce que l'on entend par « molarité ».



$$\text{molarité (M)} = \frac{\text{moles de soluté}}{\text{litre de solution}}$$

$$\text{Concentration} = \frac{\text{moles de soluté}}{\text{litre de solution}} = \frac{n}{V}$$

(Il se peut que des enseignants utilisent le symbole C pour désigner la concentration.)

### Recherche dans Internet

Proposer aux élèves de compléter l'activité décrite dans @ l'annexe 17.

### Résolution de problèmes

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes relatifs à la concentration.

### Exemples de problèmes

1. Trouve la quantité de nitrate de sodium nécessaire pour préparer 50 mL d'une solution de 0,40 mol/L.

La masse molaire du  $\text{NaNO}_3$  est de 85,0 g / mol.

Avec la relation indiquée ci-dessus, trouve le nombre de moles de soluté et la masse nécessaire :

$$C = \frac{n}{V}$$

$$n = C \times V$$

$$n = 0,40 \text{ moles/litre} \times 0,50 \text{ litres}$$

$$n = 0,20 \text{ mole de } \text{NaNO}_3$$

Ensuite, tu dois convertir le nombre de moles en masse

$$\text{Masse de } \text{NaNO}_3 = 0,20 \text{ mol} \times 85,0 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masse de } \text{NaNO}_3 = 1,7 \text{ g}$$

2. Combien faudrait-il de KOH pour faire 200 mL de solution dont la concentration serait de 2,6 moles/L?

$$n = C \times V$$

$$n = 2,6 \text{ moles/litre} \times 0,200 \text{ litres}$$

$$n = 0,52 \text{ mole de KOH}$$

$$\text{Masse de KOH} = 0,52 \text{ mole} \times 56,1 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masse de KOH} = 29,172 \text{ g ou } 29 \text{ g (2 chiffres significatifs)}$$



3. Trouve la concentration de 5,0 L de solution contenant 2,5 moles de soluté dissous.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{2,5 \text{ moles}}{5,0 \text{ litres}} = 0,50 \text{ mol/L}$$

4. Quel volume de solution faudrait-il pour faire une solution dont la concentration serait de 0,40 mol/L et dans laquelle 0,10 mole de soluté serait dissoute?

$$V = \frac{n}{C}$$

$$V = \frac{0,10 \text{ mol}}{0,40 \text{ mol/L}}$$

Les moles s'annulent, ce qui donne une réponse en litres.

$$V = 0,25 \text{ L (2 chiffres significatifs)}$$

5. Calcule la masse d'hydroxyde d'ammonium ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) nécessaire pour faire 0,30 L d'une solution dont la concentration serait de 0,25 mol/L.

$$n = C \times V$$

$$n = 0,25 \text{ mol/L} \times 0,30 \text{ L}$$

$$n = 0,075 \text{ mol}$$

$$\text{Masse de } \text{NH}_4\text{OH} = 0,075 \text{ mole} \times 35,0 \text{ g/mole}$$

$$\text{Masse de } \text{NH}_4\text{OH} = 2,6 \text{ g (2 chiffres significatifs)}$$

6. Calcule la concentration de 0,400 L de solution si 44,0 g de  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  y sont dissous.

$$n = \frac{m}{\text{masse molaire}}$$

$$n = \frac{44,0 \text{ g}}{109,98 \text{ g/mol}} = 0,400 \text{ mol}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,400 \text{ mol}}{0,400 \text{ L}} = 1,00 \text{ mol / L (3 chiffres significatifs)}$$



7. Quel volume faudrait-il pour faire une solution dont la concentration serait de 0,400 mol/L et qui contiendrait 51,01 g de nitrate de sodium?

$$n = \frac{m}{\text{masse molaire}}$$

$$n = \frac{51,01 \text{ g}}{85,01 \text{ g/mol}} = 0,600 \text{ mol}$$

$$V = \frac{n}{C}$$

$$V = \frac{0,600 \text{ mol}}{0,400 \text{ mol/L}} = 1,50 \text{ L (3 chiffres significatifs)}$$

### Activité - préparation de solutions

Cette activité met l'accent sur la sécurité en laboratoire et sur la précision. Autant que possible, les élèves doivent utiliser des fioles jaugées pour faire les solutions (voir *Chimie 11 STSE*, p. 383-384). La procédure pourrait être la suivante :

Mesurer la masse d'une certaine quantité de soluté sur un morceau de papier doux pesé d'avance. Verser ensuite tout le solide dans la fiole jaugée qui convient, en utilisant un entonnoir de verre et une burette remplie d'eau distillée ou désionisée. On se sert de l'eau pour s'assurer que tout le soluté est transféré dans la fiole.

Laver ensuite les parois de l'entonnoir avec l'eau, et remplir la fiole aux deux tiers environ. En agitant soigneusement la fiole, faire dissoudre le soluté complètement. Enfin, accroître délicatement le niveau de la solution avec de l'eau jusqu'à ce que le seuil voulu soit atteint. *Au début, il vaut mieux que les élèves utilisent le compte-gouttes pour ajouter la dernière quantité d'eau. Une fois qu'ils sont plus habiles, ils peuvent se servir de la burette pour ce faire.* Une fois ajoutée la bonne quantité d'eau, on peut mettre un bouchon dans le goulot de la fiole. On peut alors agiter le contenu pour garantir l'homogénéité de la solution obtenue.

On peut préparer des solutions que l'on pourrait utiliser aux fins du résultat d'apprentissage C11-4-17, dans le cadre duquel les élèves prépareront une dilution à partir d'une solution dont ils connaîtront la concentration, p. ex. des solutions de  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{CoCl}_2$  et de  $\text{NaCl}$  dont la concentration est de 0,10 mol/L.

### Exemple

Prépare 100,0 mL d'une solution contenant 5,85 g de chlorure de sodium. Quelle serait la concentration de ta solution?



Calculs :

$$\text{moles de NaCl} = \frac{5,85 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,100 \text{ mol}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,100 \text{ mol}}{0,1000 \text{ L}} = 1,00 \text{ mol/L (3 chiffres significatifs)}$$

Démarche :

1. Mets un petit morceau de papier doux dans la balance et pèse-le précisément. Enregistre la masse du papier.
2. Ensuite, tapote doucement et tourne le contenant de NaCl pour en extraire 2,34 g. Si tu en ajoute une trop grande quantité, rappelle-toi d'éteindre la balance, ou d'immobiliser le plateau, puis retire une plus grande quantité de sel que nécessaire. NE REMETS PAS la quantité excédentaire de NaCl dans son contenant original pour éviter la contamination. Allume la balance et continue d'ajouter le NaCl jusqu'à ce que tu obtiens la masse exacte.
3. Insère délicatement dans le goulot d'une fiole jaugée de 100 mL un entonnoir-filtre de verre propre, en veillant à ce que tout l'appareil ne se renverse pas. Verse soigneusement dans l'entonnoir le NaCl mis sur le papier. Lessive doucement le solide mis dans l'entonnoir avec une burette contenant de l'eau distillée ou désionisée. Lave les parois de l'entonnoir avec la même eau.
4. Retire l'entonnoir et remplis la fiole aux deux tiers environ de son volume. Obstrue le goulot de la fiole avec un bouchon, un « parafilm » ou un autre moyen.
5. Agite la fiole doucement jusqu'à ce que tout le solide se soit dissous. Il est essentiel de s'assurer que tout le solide est bel et bien passé dans la fiole.
6. Ajoute de l'eau distillée dans la fiole jusqu'à ce que tu obtienne le volume exact voulu.

### Activité de laboratoire – détermination de la concentration d'une solution

Proposer aux élèves de mener une expérience afin de déterminer la concentration d'une solution (voir *Chimie 11*, p. 317 ou *Chimie 11 STSE*, p. 395). Une partie du travail des élèves consiste à concevoir la procédure nécessaire pour résoudre le problème.



## **En fin**

---

**1**

Proposer aux élèves de trouver, dans les revues ou le journal, des articles où sont mentionnées les unités déjà énumérées. Ils peuvent afficher les articles, décrire les unités repérées et indiquer comment les auteurs des articles s'en sont servi.

**2**

Inviter les élèves à compléter un schéma conceptuel au sujet de la concentration.

**3**

Inviter les élèves à discuter des sources d'erreurs dans le contexte de cette expérience, par exemple :

- erreurs de mesure de la masse;
- perte de masse pendant les transferts;
- ajout d'un volume inexact.

## **Stratégies d'évaluation suggérées**

**1**

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes de concentration.

**2**

Se référer aux annexes ⑩ 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

**3**

Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir ⑩ l'annexe 6 du regroupement 2).



## Bloc H : La dilution d'une solution

L'élève sera apte à :

- C11-4-16** résoudre des problèmes comportant la dilution de solutions, entre autres la dilution d'une solution mère, le mélange de solutions communes de concentrations et de volumes différents;  
RAG : C3, D3
- C11-4-17** faire une dilution à partir d'une solution dont la concentration est connue;  
RAG : C2, 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 de concepts en chimie,  
*par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.*  
RAG : D3

## Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à dessiner au niveau particulier une solution concentrée et une solution diluée. Ensuite, leur demander ce qu'on pourrait faire à une solution concentrée pour la diluer.

En quête**Résolution de problèmes – dilution d'une solution**

Inviter les élèves à résoudre des problèmes impliquant la dilution d'une solution (voir *Chimie 11*, p. 320-321, *Chimie 11 STSE*, p. 385-386 ou *Chimie 11-12*, p. 216-219).

S'assurer que les élèves comprennent que, quand une dilution se produit, le nombre de moles demeure constant. Beaucoup d'enseignants et de manuels préconisent la formule générale ou la formule modifiée suivante pour résoudre les problèmes de ce genre :

$$C_1 \times L_1 = C_2 \times L_2$$

Si cette relation n'est pas expliquée soigneusement aux élèves, ils risquent d'être mêlés. Nous recommandons à l'enseignant de n'utiliser cette formule qu'une fois que les élèves peuvent résoudre des problèmes sans elle. Beaucoup d'élèves parviendront d'eux-mêmes à déduire cette relation.



## Exemples de problèmes

1. Calcule la concentration finale quand on ajoute 75,0 mL d'eau à 25,0 mL d'une solution dont la concentration est de 8,00 mol de HCl par litre.

Étape 1 : déterminer le nombre de moles dans la solution originale.

$$n = C \times V$$

$$n = 8,00 \text{ mol/L} \times 0,0250 \text{ L} = 0,200 \text{ mol}$$

Étape 2 : déterminer la concentration dans la solution finale

Comme on ajoute que de l'eau, le nombre de moles de soluté demeure constant, et nous pouvons écrire :

$$C (\text{solution finale}) = \frac{n}{V} = \frac{0,200 \text{ mol}}{0,025 \text{ L} + 0,075 \text{ L}} = 2,00 \text{ mol/L}$$

2. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 150,0 mL d'une solution dont la concentration est de 5,00 moles de NaOH/L pour faire une solution dont la concentration serait de 2,00 moles/L?

Ce genre de problème est très courant dans la plupart des laboratoires de recherche et d'hôpital, etc. Les techniciens préparent souvent des solutions de réserve que l'on dilue ensuite selon les besoins.

Étape 1 : déterminer le nombre de moles dans la solution originale.

$$n = C \times V$$

$$n = 5,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,150 \text{ L} = 0,750 \text{ mol}$$

Étape 2 : déterminer la concentration dans la solution finale

Comme le nombre de moles demeurera constant dans ce cas-ci également, nous pouvons utiliser le nombre initial de moles pour calculer le volume d'eau final.

$$V_{\text{final}} = \frac{n}{C_{\text{finale}}}$$

$$V = \frac{0,750 \text{ mol}}{2,00 \text{ mol/L}} = 0,375 \text{ L}$$

Le volume ajouté serait de 225 mL : 375 mL - 150 mL.

Une autre façon consiste à faire un calcul avec des solutions-mère.



3. Quel volume d'une solution-mère dont la concentration de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est de 18,0 mol/L faudrait-il pour faire 300 mL d'une solution dont la concentration serait de 3,00 mol/L?

Étape 1 : déterminer le nombre de moles dans la solution finale

$$n = C \times V = 3,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,300 \text{ L} = 0,900 \text{ mol}$$

Étape 2 : déterminer le volume de la solution-mère

Comme nous n'ajoutons que de l'eau, le nombre de moles de soluté demeure constant, et nous pouvons écrire :

$$V \text{ de la solution-mère} = \frac{n}{C \text{ initiale}}$$

$$V = \frac{0,900 \text{ mol}}{18,0 \text{ mol/L}} = 0,05 \text{ L}$$

On ferait la dilution en versant 50,0 mL d'une solution de réserve de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dont la concentration serait de 18,0 moles/L dans une fiole jaugée de 300,0 mL, puis en ajoutant le volume approprié d'eau distillée pour remplir la fiole au maximum.

4. S'il faut 45,0 mL d'une solution de réserve de HCl pour préparer 150,0 mL d'une solution dont la concentration est de 3,48 mol/L, calcule la concentration de la solution de réserve originale.

Étape 1 : Nous pouvons calculer le nombre de moles qui demeure constant entre la solution de réserve originale et la solution finale.

$$n \text{ final} = C \text{ finale} \times V \text{ final} = 3,48 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,1500 \text{ L} = 0,522$$

Étape 2 : Calcule de la concentration. Comme ce nombre de moles est celui de la solution de réserve originale de HCl, nous pouvons maintenant calculer la concentration originale.

$$C \text{ finale} = \frac{n \text{ initial (même que } n \text{ final)}}{V \text{ initial}} = \frac{0,522 \text{ mol}}{0,0450 \text{ L}} = 11,6 \text{ mol/L}$$

La concentration initiale de la solution de réserve d'acide HCl = 11,6 mol/L.



5. Quels seraient le volume et la concentration finals si 50,0 mL d'une solution de NaOH dont la concentration est de 0,250 mol/L sont ajoutés à 75,0 mL d'une solution de NaOH dont la concentration est de 0,450 mol/L?

Étape 1 : Il faut d'abord demander aux élèves quelles caractéristiques les solutions ont en commun et lesquelles sont différentes, avant et après le mélange des solutions.

- Les volumes sont différents.
- Les concentrations sont différentes.
- Le soluté est le même.
- Le solvant est le même.

Ce deuxième type de problèmes de dilution concerne les cas où des solutions contenant les mêmes solutés et solvant sont combinées ensemble.

Il ne devrait y avoir aucune réaction; le nombre de moles de la première solution devrait donc s'ajouter à celui de la deuxième.

Étape 2 : Nous devons donc calculer le nombre de moles de chaque solution, additionner les deux nombres, puis diviser la réponse par le nouveau volume total, conformément à l'équation :  
C = moles/litre

$$n_{\text{solution 1}} = C_1 \times V_1 = 0,250 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,050 \text{ L} = 0,0125 \text{ mol}$$

$$n_{\text{solution 2}} = C_2 \times V_2 = 0,450 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,0750 \text{ L} = 0,03375 \text{ mol}$$

$$C_{\text{finale}} = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2}$$

$$C_{\text{finale}} = \frac{0,0125 \text{ mol} + 0,03375 \text{ mol}}{0,050 \text{ L} + 0,0750 \text{ L}} = 0,370 \text{ mol/L}$$

Cette réponse semble raisonnable, car les volumes initiaux des deux solutions sont semblables et la concentration finale se situe entre les concentrations des deux solutions originales.

### Activité pratique – dilution d'une solution

Proposer aux élèves d'utiliser une des solutions préparées dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-4-14, pour faire une dilution. Leur demander de concevoir la démarche à suivre (voir *Chimie 11 STSE*, p. 385-387). La vérifier ensuite et y apporter les modifications nécessaires.

Autant que possible, les élèves doivent utiliser les fioles et les pipettes graduées. Une autre solution consisterait à se servir de cylindres et de pipettes gradués.

Il y a bien des façons de faire une **dilution progressive (ou en série)**. En gros, disons que plusieurs aliquotes sont prélevées dans chaque dilution successive.



Démarche proposée pour diluer une solution dont la concentration est de 1,00 mol/L en une autre dont la concentration est de 0,00 100 mol/L :

1. Avec une pipette, prélève soigneusement 10,0 mL d'une solution de réserve et verse le contenu dans une fiole jaugée propre de capacité 100,0 mL.
2. Remplis la fiole d'eau aux deux tiers environ, puis mélange la solution.
3. Ajoute de l'eau avec soin, jusqu'à ce que tu atteignes exactement la marque des 100,0 mL dans la fiole jaugée.
4. Tu peux maintenant boucher la fiole, puis mélanger la solution à fond.

La concentration de cette solution sera la suivante :

$$\frac{10 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} \times 1,00 \text{ mol/L} = 0,100 \text{ mol/L}$$

Celle-ci devient la nouvelle solution « de réserve », et tu répètes la démarche.

Les dilutions progressives sont très employées en microbiologie; les techniciens de laboratoire diluent une solution de réserve du médium servant à la culture spécialisée de bactéries.

### En fin

---

1

Inviter les élèves à résoudre des problèmes de dilution à l'aide de la stratégie des notes explicatives (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.14)

2

Inviter les élèves à discuter des erreurs commises et de l'exactitude de la procédure pour la dilution des solutions.

### Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de résoudre divers problèmes semblables à ceux présentés dans la section « En quête ».

2

Se référer aux annexes @ 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.



## Bloc I : Les applications de la concentration

L'élève sera apte à :

- C11-4-18** décrire des cas où il importe de connaître la concentration d'une solution, *par exemple la préparation de produits pharmaceutiques, l'administration de médicaments, l'entretien d'aquariums, l'application de désinfectants de piscine, la préparation de mélanges de gaz pour la plongée sous marine, l'utilisation d'antigel dans le radiateur;*  
RAG : A3, A5, B2, B4
- 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
- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;  
RAG : C2, C6
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte.  
RAG : C5, C6

### Stratégies d'enseignement suggérées

#### En tête

Poser la question suivante aux élèves :

- *Qu'arriverait-il si un médecin ne se préoccupait pas d'indiquer des concentrations précises pour les prescriptions de médicaments?*



**En quête****Recherche – solutions et concentrations**

Proposer aux élèves de mener une recherche sur des solutions courantes et leur concentration. Leur demander de partager l'information selon la méthode de leur choix (p. ex. exposé oral, brochure informative, compte rendu, affiche). Voici des exemples possibles à explorer, ainsi que des informations à leur sujet :

Produits ménagers

Tous les ingrédients n'ont pas été inclus.

Camphre Vicks Vaporub<sup>MC</sup>, 4,73 % en poids

Hydratant Curel\* à la glycérine, 12 % en poids

Alcool, 70 % en volume

Eau Aquafina<sup>MC</sup>, ion fluorure, 0,3 ppm

Round Up<sup>MC</sup>, 7g de glyphosate au litre

Liquide anti-fourmis, borax 5,4 % poids/volume.

Préparations pharmaceutiques

La majorité des onguents sont encore préparés par des pharmaciens.

Exemple : la betaméthasone à 0,1 % en poids.

Chirurgie dentaire

Les dentistes emploient souvent l'épinéphrine dans l'anesthésique; elle sert de vasodilatateur et fait en sorte que l'anesthésique ne soit pas éliminé aussi rapidement des tissus de la cavité buccale.

Exemple : chlorhydrate de lidocaïne, à 2 % avec de l'épinéphrine de concentration 1 : 50 000 (20 ppm).

Aquariums

Dans les aquariums, il faut veiller à bien équilibrer l'azote et l'ammoniac pour garantir la santé des poissons. Le tableau suivant indique les concentrations recommandées d'ammoniac, en mg/L (ppm), pour diverses valeurs du pH.

pH	20 °C	25 °C
6,5	15,4	11,1
7,0	5,0	3,6
7,5	1,6	1,2
8,0	0,5	0,4
8,5	0,2	0,1



## Solutions pour piscines

On surveille de près la quantité de chlore dans les piscines, car c'est un désinfectant antibactérien et antiviral. On maintient d'habitude le chlore libre ( $\text{Cl}_2$ ) au niveau suivant : entre 1,0 et 2,5 ppm.

## Plongée récréative en scaphandre autonome

Quand un certain nombre de gaz sont mis ensemble dans le même contenant, on peut dire que le système en résultant est un mélange gazeux ou une solution de gaz miscibles mélangés ensemble. La plongée en scaphandre autonome est devenue à la fois plus sûre et plus complexe, maintenant que les plongeurs font varier la quantité d'oxygène et d'azote pour faire des plongées avec un mélange Nitrox. C'est l'excès d'azote qui cause la maladie des caissons (aéroembolie). En réduisant la quantité d'azote, les plongeurs peuvent s'immerger plus longtemps à la même profondeur et sans courir autant de dangers. Il convient de souligner qu'avant de pouvoir utiliser des mélanges Nitrox, il faut avoir reçu une formation spéciale et avoir été certifié. Le tableau suivant donne des exemples de mélanges gazeux.

Le tableau indique la durée maximale (en minutes) que l'on peut passer à une profondeur donnée, avant que la décompression soit nécessaire au moment de la remontée. EAN = Air enrichi Nitrox. EAN 32 = 32 % d' $\text{O}_2$  comparativement à la normale, qui est de 21 % d' $\text{O}_2$  dans l'air.

Profondeur (pi)	Air	EAN 32	EAN 36
50	80	200	200
60	55	100	100
70	45	60	60
80	35	50	60
90	25	40	50
100	22	30	40
110	15	25	30
120	12	25	n/a

## Antigel pour automobiles

Sur le contenant de l'antigel Shellzone\*, on lit les concentrations suivantes :

-52 °C solution de 60 % en volume

-64 °C solution de 70 % en volume.



**En fin**

---

Proposer aux élèves de compléter à nouveau l'exercice de l'annexe 1. Leurs réponses ont-elles été modifiées à la lumière des concepts étudiés lors de ce regroupement?

**Stratégies d'évaluation suggérées**

**1**

Déterminer des critères d'évaluation avec les élèves pour leur recherche. Les critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation (voir l'annexe 9 du regroupement 2 pour un exemple de grille d'évaluation).



## Bloc J : Le traitement de l'eau

L'élève sera apte à :

- C11-4-19** décrire le processus servant à traiter l'approvisionnement en eau, et définir les concentrations admissibles de substances métalliques et de substances organiques dans l'eau potable;  
RAG : A5, B1, B3
- 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, C5
- 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 reliées à un enjeu,  
*par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position, les dilemmes moraux.*  
RAG : B1, C4, C5, C6, C7

### Stratégies d'enseignement suggérées

#### En tête

Poser les questions suivantes aux élèves :

- Que signifie le terme « eau potable »?
- D'où provient votre eau potable?
- Que savez-vous au sujet de sa qualité?
- Où vont les eaux usées de votre domicile?
- Sont-elles traitées? Si oui, par quel processus?

Dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, les élèves sont censés apprendre quelles sont des méthodes employées pour traiter l'approvisionnement en eau. La discussion portera sûrement sur la source locale d'eau, sur la pureté de l'eau et sur le fait qu'une grande partie de la population mondiale manque d'eau potable propre. Les usines de traitement de l'eau recourent à toute une gamme de mécanismes et de procédés : mentionnons les décanteurs, le filtrage, l'ajout de produits chimiques, l'aération, la chloration et la fluoration.

Les élèves doivent aussi étudier le processus par lequel leur propre eau est traitée, si leur maison est équipée d'un puits. Les méthodes de traitement peuvent comprendre l'osmose inverse, la distillation et le recours à des adoucisseurs d'eau.



## En quête

---

### Excursion

Proposer aux élèves de visiter une usine locale de traitement de l'eau, où ils pourraient observer directement l'application des procédés. Si une telle visite est possible, les élèves pourraient ensuite faire un compte rendu à la classe soit de vive voix, soit par écrit.

Avant la visite, donner aux élèves une idée du fonctionnement des usines de traitement de l'eau, pour qu'ils puissent poser des questions judicieuses, une fois sur place.

En se servant du site suivant du gouvernement du Manitoba, les élèves peuvent repérer l'usine de traitement de l'eau située la plus proche de leur localité [http://www.gov.mb.ca/waterstewardship/odw/public-info/general-info/water\\_system\\_data.html](http://www.gov.mb.ca/waterstewardship/odw/public-info/general-info/water_system_data.html) (site en anglais).

### Recherche

Demandez aux élèves de se renseigner sur leur propre approvisionnement en eau et de trouver comment et où l'eau est traitée ou s'informer sur le traitement des eaux polluées en général (voir *Chimie 11*, p. 357-364 ou *Chimie 11 STSE*, p. 425-428). Le travail des élèves doit contenir des renseignements tels que les concentrations admissibles de substances métalliques et de substances organiques dans l'eau potable. Le site de Gestion des ressources hydriques Manitoba ([www.gov.mb.ca/waterstewardship/index.fr.html](http://www.gov.mb.ca/waterstewardship/index.fr.html)) contient des renseignements d'ordre local, tandis qu'Internet et les manuels fournissent de grandes quantités de données générales sur le traitement de l'eau.

### Enjeu STSE

Le présent résultat d'apprentissage offre une autre occasion aux élèves de se servir des fruits de leurs recherches pour prendre des décisions STSE concernant leur propre approvisionnement en eau.

- Les élèves pourraient organiser un jeu de rôle simulant une réunion du conseil municipal de leur localité. Ils joueraient divers rôles : la police, le garde-chasse, les gens d'affaires, un reporter d'un journal local, des délégations des clubs de loisirs régionaux, etc.
- Les élèves pourraient participer à un débat sur la comparaison entre le coût et l'efficacité du traitement de l'eau.
- Les élèves pourraient organiser un jeu de rôle simulant un procès concernant l'empoisonnement des animaux dû à une grosse entreprise locale qui contamine l'approvisionnement local en eau.
- Les élèves pourraient examiner les enjeux liés à l'industrie d'eau embouteillée.



Le tableau qui suit donne des renseignements sur les réservoirs d'eau mondiaux. Ces éléments peuvent servir à amorcer une discussion sur les enjeux liés à l'eau potable.

Réservoir	Volume (km <sup>3</sup> )	% du volume total
Humidité atmosphérique, en eau	15 x 10 <sup>3</sup>	0,001
Rivières et lacs	510 x 10 <sup>3</sup>	0,036
Nappe phréatique	5 100 x 10 <sup>3</sup>	0,365
Glaciers et autre glace terrestre	22 950 x 10 <sup>3</sup>	1,641
Eau des océans et glace des mers	1 370 323 x 10 <sup>3</sup>	97,957
TOTAL	1 398 898 x 10 <sup>3</sup>	100

Tiré de *Fundamentals of Oceanography* (Duxbury et Duxbury, Wm. C. Brown Publishers, 1996, p. 33)

## En fin

### 1

Inviter les élèves à remplir un billet de sortie (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.9 et 13.10) à la fin du bloc d'enseignement. Les questions suivantes peuvent les aider à amorcer l'exercice :

- Qu'avez-vous appris de nouveau au sujet de l'eau potable et des enjeux liés à l'eau potable?
- Que saviez-vous déjà?
- Quelles sont les questions qui restent en suspens?

### 2

Inviter les élèves à compléter la chasse au trésor à @ l'annexe 18. Cette activité peut servir de révision pour certains concepts étudiés durant ce regroupement.

## Stratégies d'évaluation suggérées

### 1

Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves pour leur étude sur les enjeux STSE liés à l'eau potable. Ces critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation.

### 2

Inviter les élèves à présenter les renseignements recueillis sur l'approvisionnement et le traitement de l'eau potable selon la méthode de leur choix, p. ex., un compte rendu écrit, un exposé verbal, une présentation multimédia, une affiche, une brochure. Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Les solutions – questionnaire .....	4.61
ANNEXE 2 : Expérience – Les substances polaires et non polaires .....	4.64
ANNEXE 3 : Les substances polaires et non-polaires – Renseignements pour l’enseignant.....	4.66
ANNEXE 4 : Pourquoi l’eau et l’huile ne se mélangent-elle pas? – Démonstration à l’aide d’un projecteur .....	4.68
ANNEXE 5 : Expérience – Construire une courbe de solubilité.....	4.69
ANNEXE 6 : Construire une courbe de solubilité – Renseignements pour l’enseignant .....	4.71
ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l’eau.....	4.73
ANNEXE 8 : Expérience – Les solutions insaturées, saturées et sursaturées .....	4.80
ANNEXE 9 : Les solutions insaturées, saturées et sursaturées – Renseignements pour l’enseignant.....	4.81
ANNEXE 10 : Cristaux et production de cristaux .....	4.82
ANNEXE 11 : Courbe de solubilité.....	4.84
ANNEXE 12 : Expérience – Effet de sel et de l’antigel sur la température de fusion de la glace .....	4.85
ANNEXE 13 : Expérience – Effet de l’antigel sur le point d’ébullition de l’eau .....	4.86
ANNEXE 14 : Expérience sur les transferts thermiques – Tu veux, je veux, nous volons tous de la crème glacée! .....	4.87
ANNEXE 15 : Expérience – L’effet du sel sur le point de fusion de la glace.....	4.89
ANNEXE 16 : L’effet du sel sur le point de fusion de la glace – Renseignements pour l’enseignant .....	4.90
ANNEXE 17 : Recherche dans l’internet.....	4.91
ANNEXE 18 : Chasse au trésor – les solutions.....	4.92



## ANNEXE 1 : Les solutions - questionnaire\*

Réponds aux questions suivantes. Tu peux revisiter ces questions afin d'améliorer tes réponses en fonction des nouveaux concepts acquis tout au long du regroupement.

1. Le sucre se dissout dans l'eau mais pas dans l'huile. Pourquoi?

Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

2. Lorsqu'on étend du sel sur les routes l'hiver, la glace se met à fondre. Explique pourquoi on observe ce phénomène malgré le fait que la température est sous 0 °C.

Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

3. Lorsqu'on a un muscle douloureux, on y place parfois une compresse chaude. Ces sachets émettent de la chaleur lorsqu'on les « craque ». Qu'est-ce qui se déroule dans le sachet?

Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

4. Explique la signification des mots « dilué » et « concentré ».

Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :



ANNEXE 1 : Les solutions - questionnaire\* (suite)

5. Explique pourquoi le sel se dissout plus facilement dans l'eau chaude que dans l'eau froide.  
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

6. Pourquoi une boisson gazeuse perd-elle son fizz plus rapidement dans une salle chaude que dans une salle froide ou un réfrigérateur?  
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

7. Un seau d'eau va geler à 0 °C. Explique pourquoi ce même seau d'eau auquel on ajoute une tasse de sel va geler à une température inférieure à 0 °C.  
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

8. Si on ajoute des cuillérées de sel dans l'eau, elles se dissolvent facilement au début. Cependant, à mesure qu'on ajoute plus de sel, elles se dissolvent moins facilement. Explique pourquoi.  
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :



## ANNEXE 1 : Les solutions - questionnaire\* (suite)

9. Si on ajoute de l'antigel à l'eau, l'eau ne gèle pas à 0 °C. Explique pourquoi.  
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

10. Lorsqu'on dissout du sucre dans l'eau, nous créons une solution. Lorsqu'un morceau de papier brûle et libère de la fumée dans l'air, s'agit-il d'une solution? Explique ta réponse.  
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

---

\* Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Introductory Questions - Solutions », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 25 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



## ANNEXE 2 : Expérience – Les substances polaires et non polaires

**Objectif**

Découvrir quelles substances forment des solutions quand on les mélange, et formuler une règle générale sur les solutions faites avec des substances polaires et non polaires.

**Matériel**

- lunettes de protection
- éprouvettes
- porte-éprouvettes
- bouchons de caoutchouc
- cylindre gradué de 10 mL
- pelles.

**Substances**Polaires

cristaux de sulfate de cuivre (II)  
eau  
vinaigre

Non polaires

cristaux d'iode solide  
huile végétale  
kérosène

**Démarche**

1. En te guidant sur le tableau fourni ci-après, mélange de toutes les façons possibles les substances énumérées ci-dessus. Ton enseignant t'indiquera quelle quantité de solide tu dois ajouter. Si la substance est un liquide, utilise-en 10 mL. Si la solution doit résulter du mélange d'un solide et d'un liquide, mets d'abord le solide dans une éprouvette propre et sèche.
2. Une fois que tu as mis les substances dans l'éprouvette, agite celle-ci pour les mélanger.
3. Jette les solutions en suivant les directives de ton enseignant.

**Observations**

Substance	CuSO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> O	Vinaigre	Iode	H. vég.	Kérosène
CuSO <sub>4</sub>	x	x	x	x	x	x
H <sub>2</sub> O		x	x	x	x	x
Vinaigre			x	x	x	x
Iode				x	x	x
H. vég.					x	x
Kérosène						x



## ANNEXE 2 : Expérience – Les substances polaires et non polaires (suite)

### Questions

1. Qu'as-tu observé en ce qui concerne le mélange de substances polaires et non-polaires?
2. En fonction de la règle générale, dis si les substances suivantes sont polaires ou non polaires :
  - a) cristaux de chlorure de cobalt (II) solubles dans l'eau;
  - b) gaz ammoniac soluble dans l'eau;
  - c) TTE (trichlorotrifluoroéthane) liquide immiscible dans l'eau.
3. Rédige une règle générale applicable aux substances polaires et non polaires quand elles sont mélangées.



**ANNEXE 3 : Les substances polaires et non-polaires – Renseignements pour l'enseignant**

La présente expérience a pour objet d'amener les élèves à découvrir la relation entre les substances polaires et non polaires quand elles sont mélangées (les substances semblables se dissolvent mutuellement).

Passer en revue avec les élèves la fiche signalétique (FS) sur la sécurité de chacune des substances et garder les fiches à portée de la main pendant l'expérience, en cas d'accident. Chaque FS indique les premiers soins à prodiguer en cas d'urgence.

Il faut mettre la quantité approximative d'iode solide nécessaire dans un bécher que vous déposerez sur une serviette de papier clairement étiquetée, sous une hotte de laboratoire. Tout iode solide non utilisé à la fin de l'expérience doit être éliminé conformément à la procédure prévue par le SIMDUT.

Si vous placez quelques cristaux de chaque solide sur un verre de montre, les élèves comprendront combien il faut en utiliser dans chaque solution. Leur demander de transférer les cristaux directement dans les éprouvettes, au poste de distribution.

Il faut aussi placer les échantillons des autres substances sur des serviettes de papier clairement étiquetées. Si l'on dispose d'une pipette de distribution automatique, il faut s'en servir pour répartir les liquides, en fixant la vis de réglage à 10 mL. Autrement, il doit y avoir un cylindre gradué propre de 10 mL pour chaque liquide que les élèves devront mesurer.

**Remarque**

Le dépôt d'un colorant alimentaire dans les mélanges liquides permettra de repérer les solvants polaires.

**Observations des élèves**

Les observations typiques que les élèves formulent sur les combinaisons de liquides immiscibles sont les suivantes : ne se mélangent pas; se séparent en couches; se mélangent quand on les agite, mais se séparent ensuite peu à peu en des couches distinctes. L'iode ne devrait pas se dissoudre et entrer en solution avec l'eau, car ce sont deux composants « dissemblables ». La même observation vaut pour le kérosène et le sulfate de cuivre (II).

**Réponses aux questions**

2. a) Le chlorure de cobalt (II) doit être polaire, car il se dissout dans l'eau polarisée.
- b) Le gaz ammoniac doit être polaire, car il se dissout dans l'eau.
- c) Le TTE n'est pas polaire, car il ne se dissout pas dans l'eau polarisée.



## ANNEXE 3 : Les substances polaires et non-polaires – Renseignements pour l'enseignant (suite)

### 3. Énoncés possibles :

- Si **les deux** substances sont polaires ou non polaires, alors elles se dissoudront ou seront miscibles.
- Si une substance polaire est mélangée à une substance non polaire, elles ne se dissoudront pas mutuellement et elles seront immiscibles.
- Les substances semblables se dissolvent mutuellement.



**ANNEXE 4 : Pourquoi l'eau et l'huile ne se mélangent-elles pas? –  
Démonstration à l'aide d'un rétroprojecteur**

Utiliser la démonstration suivante pour aider les élèves à comprendre les interactions moléculaires entre les molécules polaires et les molécules non polaires.

**Démonstration 1 :**

Découper des ovales (2 cm x 3 cm) et des rectangles (2 cm x 3 cm) dans une acétate. À l'aide d'un marqueur noir, indiquer le positif (+) sur une extrémité de l'ovale et le négatif (-) sur l'autre extrémité. Les ovales représentent les molécules d'eau polaires. Identifier les rectangles comme étant neutres au moyen d'une autre couleur. Ces rectangles représentent les molécules d'huile. Placer les ovales et les rectangles sur le rétroprojecteur et demander aux élèves de prédire ce qui se passera. Les élèves prédiront probablement que l'extrémité négative d'un ovale attirera l'extrémité positive d'un autre ovale. Regrouper les ovales de cette manière revient à expulser les rectangles, ce qui produit deux couches – une couche de molécules polaires et une seconde couche de molécules non polaires. Faire le lien de cette démonstration avec l'attraction de l'eau, une substance polaire, par un peigne chargé électrostatiquement. Discuter de la liaison d'hydrogène et des interactions dipôle-dipôle.

**Démonstration 2 :**

Placer des bâtonnets à mélanger et des billes transparentes dans une boîte de Pétri (voir figure A). Les bâtonnets à mélanger représentent les molécules polaires, et les billes transparentes représentent les molécules non polaires. Demander aux élèves de prédire ce qui se passera quand la boîte sera agitée. Agiter la boîte de Pétri (voir figure B). Ce mouvement provoque la séparation des deux phases (c'est-à-dire que les aimants s'attirent, repoussant les billes). Ajouter des bâtonnets de différentes formes (représentant une autre substance polaire) et des billes colorées (une autre substance non polaire). Demander aux élèves de prédire ce qui va se produire quand la boîte sera agitée. Agiter la boîte de Pétri (voir figure C). Encore une fois, les molécules polaires seront attirées les unes aux autres et excluront les molécules non polaires, créant ainsi deux régions distinctes. Cette démonstration illustre que « les molécules semblables se dissolvent entre elles ».

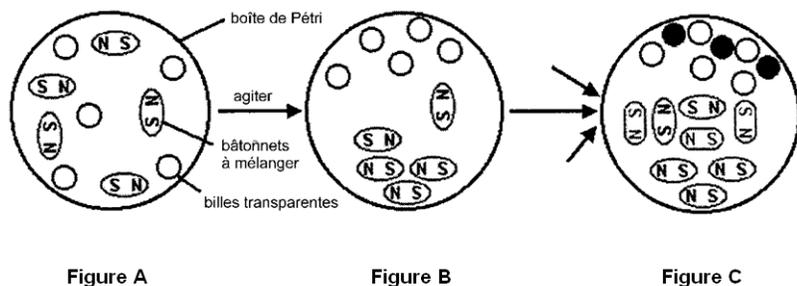


Figure A

Figure B

Figure C



## ANNEXE 5 : Expérience – Construire une courbe de solubilité

**Introduction**

La quantité de soluté nécessaire pour obtenir une solution saturée aqueuse dépend de la température. La solubilité de la plupart des solutés solides augmente si la température monte dans une solution liquide. On peut tracer une courbe de solubilité en faisant varier la quantité de soluté, en maintenant constante la quantité de solvant, et en établissant à quelle température le soluté se dissout complètement (ou, inversement, la température à laquelle on peut voir réapparaître les particules de soluté à mesure que la solution se refroidit).

Dans l'expérience, on donne aux équipes d'élèves une quantité particulière de soluté à faire dissoudre. Deux procédures faussent sensiblement les résultats : la mesure de la quantité de solide et celle de la température quand la précipitation se produit. On peut vérifier la température, mais on ne peut mesurer la quantité de solide QU'UNE SEULE FOIS! Quand on aura tracé les courbes à partir des données obtenues par la classe, on verra très nettement quelles données sont incorrectes.

**Question**

À quelle température la quantité donnée de soluté précipite-t-elle?

**Matériel**

- $\text{NH}_4\text{Cl}$
- cylindre gradué
- papier filtre
- brûleur Bunsen
- 2 thermomètres
- éprouvettes 25 mm x 200 mm
- eau du robinet
- fil de cuivre de calibre 18 – 30 cm (plié en une grande boucle qui ira autour du thermomètre pour agiter la solution). L'extrémité du fil doit largement dépasser la bouche de l'éprouvette.
- eau distillée
- balance
- pelles
- allumettes
- bécher de 400 mL
- pincettes à thermomètre

**Démarche**

1. Pèse exactement \_\_\_\_\_ g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
2. Mesure exactement 20 mL d'eau distillée dans un cylindre gradué.
3. Mets l'eau et le soluté dans une grande éprouvette, et agite avec le fil de cuivre que tu as plié en forme de boucle. Mets un thermomètre dans l'éprouvette et un deuxième thermomètre dans un bain-marie. Autant que possible, utilise une pince à thermomètre permettant de faire en sorte que le thermomètre ne touche pas au fond de l'éprouvette.
4. Utilise un bain-marie plein d'eau chaude pour chauffer la solution à environ 10 °C de plus que le point auquel il semble que le soluté s'est entièrement dissous.
5. Laisse la solution se refroidir en l'agitant constamment, et enregistre la température à laquelle le soluté commence à précipiter. Le précipité peut être très évident, ou la solution peut simplement commencer à s'obscurcir.



## ANNEXE 5 : Expérience – Construire une courbe de solubilité (suite)

- Répète les étapes 4 et 5 deux autres fois. Tu dois dépasser d'environ 10 °C la température que tu enregistres chaque fois.
- Inscris les données dans le tableau fourni.
- Examine les températures enregistrées. Élimine les données déraisonnables et exécute les étapes 4 et 5 jusqu'à ce que tu obtiennes trois ensembles de données comparables. Fais la moyenne des trois meilleures températures utilisées.

## Observations

Données individuelles	
Essai n°	Température (°C)
1	
2	
3	
4	
5	
Moyenne	

Données du groupe								
Solubilité (g/20g de H <sub>2</sub> O)								
Solubilité (g/100g de H <sub>2</sub> O)								
Température (°C)								

## Questions

- Pourquoi est-il important de mesurer exactement la quantité donnée de soluté et de solvant?
- Utilise les données de la classe pour construire un graphique (une courbe) : les températures seront inscrites sur l'axe horizontal, et la solubilité (g de soluté/100 g d'eau), sur l'axe vertical.
- Les données de la classe produisent-elles une courbe régulière? Y a-t-il des points en dehors de la courbe? Explique ces anomalies.
- Quelle relation y a-t-il entre la température et la solubilité sur cette courbe?
- Que représente un point sur la courbe?
- Quelle est la solubilité du chlorure d'ammonium à 10 °C et à 90 °C? Explique comment tu as trouvé ces valeurs.



**ANNEXE 6 : Construire une courbe de solubilité – Renseignements pour l'enseignant**

Il n'est pas nécessaire de demander aux élèves de réunir des données sur tous les points de la courbe de solubilité. Dans cette expérience, nous recommandons de donner à chaque groupe d'élèves une quantité déterminée de soluté à faire dissoudre. Les élèves peuvent recueillir avec soin des données pour trouver un point de la courbe, et cela leur suffira pour acquérir les compétences nécessaires en laboratoire. Une autre façon de procéder consisterait à demander aux groupes d'élèves de réunir des données au sujet de plusieurs points de la courbe. L'enseignant a la possibilité de fournir aux élèves les renseignements suivants pour les encourager à faire de leur mieux et à tendre vers l'exactitude et la précision. Bien sûr, il y a deux procédures qui fausseront sensiblement les résultats : la mesure de la quantité de solide et celle de la température quand la précipitation se produit. On peut vérifier la température, mais on ne peut mesurer la quantité de solide QU'UNE SEULE FOIS! Quand on aura tracé les courbes à partir des données obtenues par la classe, on verra très nettement quelles données sont incorrectes.

Nous indiquons ci-après les quantités qu'il convient de remettre aux groupes d'élèves pour qu'ils produisent la meilleure courbe de solubilité possible. S'il y a plus que six groupes, alors on obtiendra un plus grand degré de précision avec des multiples d'une masse de soluté.

Notons qu'il est recommandé de trouver les réponses à trois chiffres significatifs près.

Grammes de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ /20 grammes d'eau

Groupe 1	8,00 g	~ 28 °C
Groupe 2	9,00 g	~ 39 °C
Groupe 3	10,00 g	~ 50 °C
Groupe 4	11,00 g	~ 60 °C
Groupe 5	12,00 g	~ 70 °C
Groupe 6	13,00 g	~ 78 °C

On peut trouver la courbe de solubilité du chlorure d'ammonium ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) dans la plupart des manuels de chimie.



## ANNEXE 6 : Construire une courbe de solubilité – Renseignements pour l'enseignant (suite)

### Activités complémentaires

- Demander aux élèves de discuter des erreurs expérimentales.
- Demander aux élèves d'utiliser un logiciel d'analyse graphique pour tracer la courbe et trouver la relation mathématique entre la solubilité et la température.
- Demander à un groupe de faire des essais en agitant la solution et d'autres, sans l'agiter.

### **Réponses aux questions et discussion**

- Si l'on mesure une quantité incorrecte de soluté, la température sera telle que le point ne tombera pas sur une courbe régulière et sans anomalie.
- Les élèves dessinent la courbe manuellement ou avec un logiciel d'analyse graphique.
- Les réponses vont varier. D'habitude, plusieurs points seront loin de la courbe de meilleur ajustement, à cause de la négligence des élèves. Ceux-ci diront surtout que la quantité de solide n'a pas été pesée avec exactitude, ou que la température était incorrecte. Si les élèves n'agitent pas la solution continuellement, une chute de température se produira, et le solide ne précipitera pas tant que la température n'aura pas sensiblement baissé. (Voir activités complémentaires.)
- La solubilité du chlorure d'ammonium est directement proportionnelle à la température du solvant.
- La solubilité du chlorure d'ammonium à cette température.
- La solubilité à 10 °C est d'environ 33 g, à 90 °C, de 71 g. Les deux valeurs ont été calculées par extrapolation.

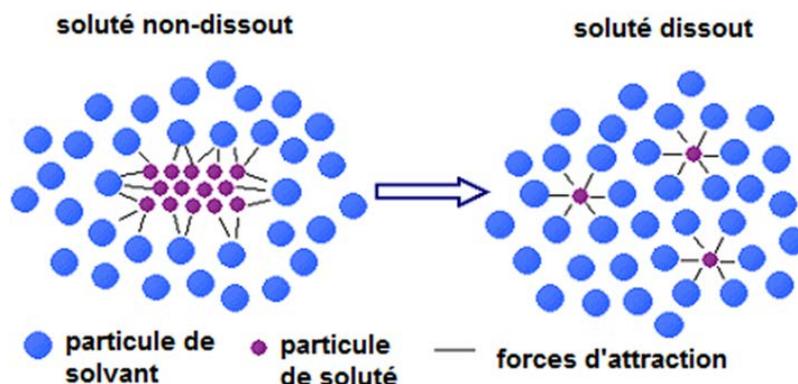


## ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau

### Introduction

Les solutions sont des mélanges homogènes de solvant (le plus grand volume dans le mélange) et de soluté (le plus petit volume du mélange). Par exemple, le chocolat chaud est une solution dans laquelle le soluté (le chocolat en poudre) est dissous dans le solvant (l'eau ou le lait). Le soluté et le solvant peuvent être des solides, des liquides ou des gaz. Une solution est formée lorsque les forces d'attraction entre le soluté et le solvant sont semblables. Par exemple, le soluté ionique ou polaire, NaCl, se dissout dans l'eau, un solvant polaire. Le principe « les substances semblables se dissolvent mutuellement » est souvent utilisé pour expliquer ces observations.

Lorsque les molécules d'eau entrent en collision avec le composé ionique (NaCl), les extrémités chargées de la molécule d'eau sont attirées par les ions positifs  $\text{Na}^+$  et les ions négatifs  $\text{Cl}^-$ . Les molécules d'eau entourent les ions qui se déplacent dans la solution. Ce processus d'attraction entre les molécules d'eau (solvant) et le composé ionique NaCl (soluté) se nomme solvatation. La solvatation continue jusqu'à ce que le cristal entier s'est dissous et tous les ions soient répartis dans le solvant.



Certaines solutions se forment rapidement et d'autres se forment lentement. La vitesse de dissolution dépend de plusieurs facteurs, par exemple la taille des molécules de soluté, la température, et la vitesse d'agitation. Lorsque nous préparons un chocolat chaud, nous mélangeons la poudre de chocolat dans le lait chaud ou l'eau chaude. Lorsqu'une solution contient un montant maximum de soluté à une température donnée, on dit qu'elle est saturée. Si nous ajoutons trop de poudre de chocolat au lait ou à l'eau, l'excès de soluté se déposera au fond de notre tasse. Généralement, le chocolat en poudre se dissout mieux dans un liquide chaud que dans un liquide froid. L'augmentation de la température peut donc augmenter la quantité de soluté qui se dissout. La plupart des solides sont plus solubles à des températures élevées.



**ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)**

La solubilité est la quantité de soluté qui se dissout dans un montant donné de solvant à une température donnée. La solubilité dépend de facteurs tels que la nature du soluté et du solvant, le montant de solvant, la température et la pression du solvant (pour les gaz). On exprime la solubilité comme la quantité de soluté qui est dissout par 100 g de solvant à une température donnée.

**Objectif**

Pour cette activité de laboratoire, tu vas :

- mesurer la solubilité de différentes quantités de  $\text{KNO}_3$  à différentes températures de cristallisation (température à laquelle des cristaux commencent à apparaître dans la solution). La cristallisation indique que la solution est saturée à cette température.
- tracer une courbe de solubilité pour le  $\text{KNO}_3$  dans l'eau.
- utiliser et comprendre les termes solubilité, soluté, solvant, solvation, solution saturée, solution insaturée, solution saturée.
- utiliser la courbe de solubilité pour résoudre des problèmes et identifier des tendances dans la courbe.

**Matériel**

- balance
- brûleur Bunsen
- spatule
- éprouvettes et pinces à éprouvettes
- support à éprouvette
- bécher de 400 mL
- nitrate de potassium ( $\text{KNO}_3$ )
- eau distillée
- thermomètre
- cylindre gradué de 10 mL
- agitateur
- support universel
- anneau de support
- toile métallique
- pince à éprouvettes
- crayon

**Précautions**

- On devrait toujours utiliser des pinces à éprouvettes pour enlever les éprouvettes du bain chaud.
- Les cheveux longs devraient être attachés en arrière.
- Le brûleur Bunsen devrait seulement être allumé lorsqu'on doit l'utiliser et être réglé au feu le plus doux possible (flamme bleue)
- Le bécher devrait être placé au centre de la toile métallique afin de l'empêcher de tomber.
- Assure-toi de bien tenir le thermomètre ou le fixer à l'aide d'une pince à thermomètre. S'assurer qu'il ne touche pas le fond du bécher afin de recueillir des mesures précises.
- Ne pas toucher le bain chaud avec les mains.



## ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

### Questions à répondre avant de commencer les manipulations

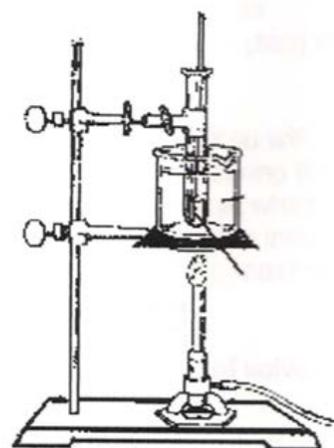
1. Pourquoi remarque-t-on deux couches séparées lorsqu'on mélange de l'huile avec du vinaigre?
2. Lorsqu'on prépare un chocolat chaud, quel est l'effet de l'agitation sur la vitesse de dissolution?
3. Quel est l'effet d'une augmentation de température sur la solubilité du sucre dans l'eau?
4. Que signifie l'énoncé « les substances semblables se dissolvent mutuellement »?
5. Comment exprime-t-on la solubilité?
6. Quelle est la différence entre une solution saturée et une solution insaturée?

### Démarche

1. Séparez les tâches afin qu'un membre de l'équipe complète les étapes 2 à 3 tandis que l'autre membre commence l'étape 4.
2. À l'aide d'un crayon, numérote quatre éprouvettes et place-les dans un support à éprouvettes.
3. Avec une balance mesure les quantités de  $\text{KNO}_3$  indiquées et prépare les éprouvettes telles que décrites ci-dessous.

Éprouvette	Quantité de $\text{KNO}_3$ (en grammes)	Volume d'eau distillée (mL)
1	2,0	5
2	4,0	5
3	6,0	5
4	8,0	5

4. Remplis un bécher de 400 mL au trois-quarts avec de l'eau du robinet. Ceci servira de bain chaud. Dépose le bécher sur la toile métallique du support universel et place l'éprouvette numéro 1 dans le bécher en la fixant à l'aide d'une pince. Fais chauffer l'eau jusqu'elle atteigne une température de  $90^\circ\text{C}$  et ajuster la flamme pour maintenir cette température.
5. Remue le mélange d'eau et de  $\text{KNO}_3$  jusqu'à ce que ce soluté soit complètement dissout. Enlève l'éprouvette du bain chaud à l'aide d'une pince à éprouvettes.
6. Répète l'étape 5 avec l'éprouvette numéro 2 tandis que ton partenaire place un thermomètre dans l'éprouvette numéro 1 pour enregistrer la température à laquelle des cristaux commencent à se former dans la solution. Il faut noter cette température dans le tableau de données.
7. Répète les étapes 5 et 6 pour toutes les éprouvettes et note les températures de cristallisation dans le tableau de données.



## ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

## Observations

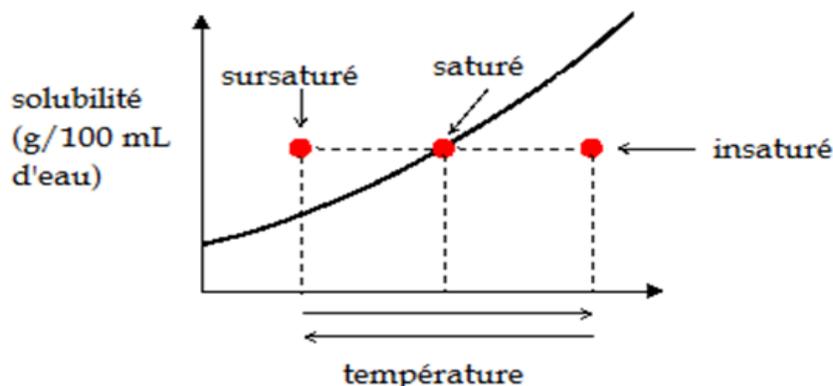
Éprouvette	g de KNO <sub>3</sub> + mL de H <sub>2</sub> O	Température de cristallisation (°C)
1	2 g/5 mL	
2	4 g/5 mL	
3	6 g/5 mL	
4	8 g/5 mL	

## Analyse

1. Convertis le rapport masse/5,0 mL à un rapport masse/100 mL.
2. Mets tes données sur un graphique de solubilité (masse de soluté par 100 mL d'eau) en fonction de la température de cristallisation.
3. Trace une courbe de solubilité qui passe par les points inscrits sur ton graphique.

## Conclusion

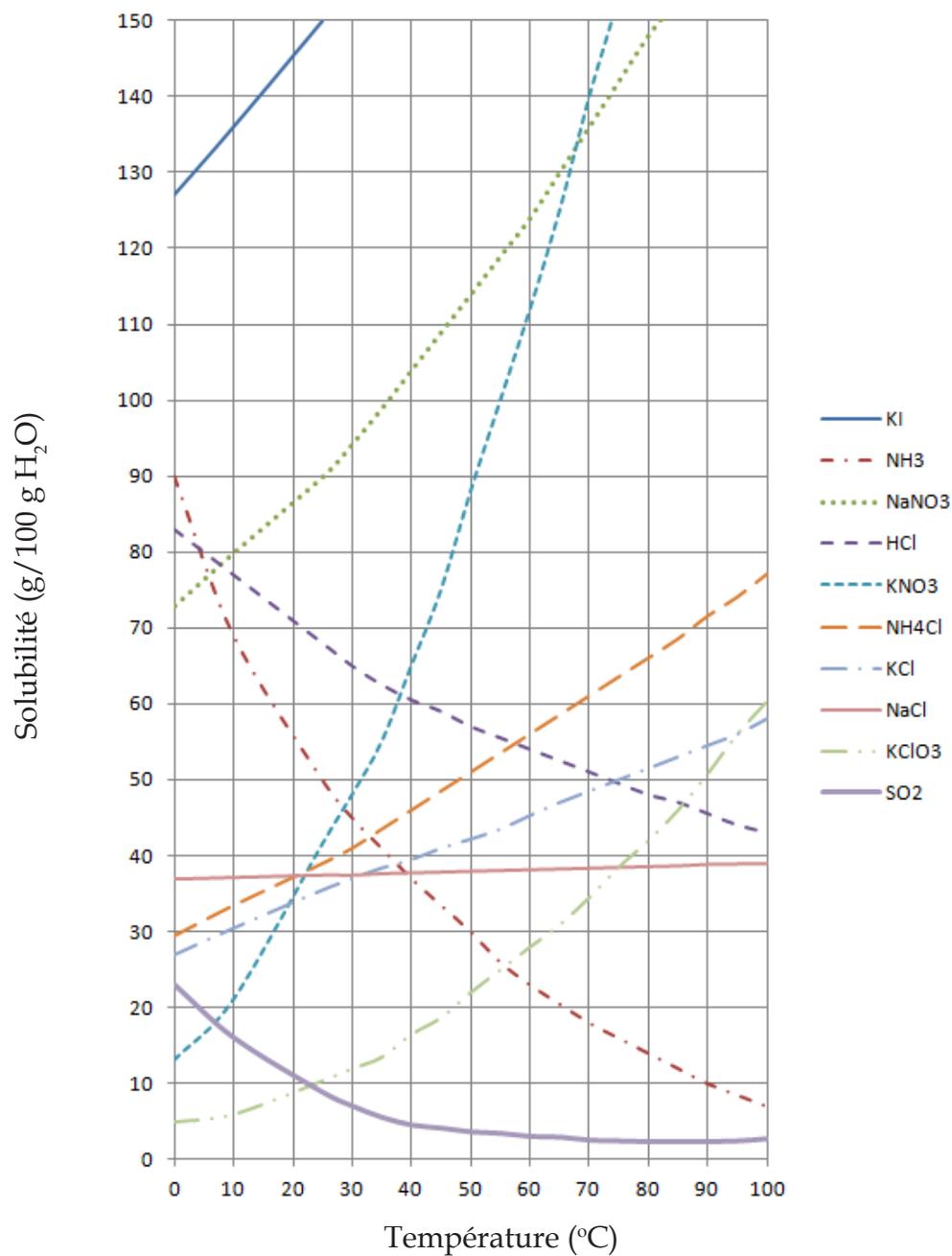
1. Selon ton graphique, qu'est-ce qui arrive à la solubilité du KNO<sub>3</sub> lorsqu'on augmente la température?
2. Explique la relation entre la température et la solubilité à un niveau moléculaire.
3. À l'aide du graphique, détermine le montant de KNO<sub>3</sub> qui pourrait être dissout à 30 °C et à 60 °C.
4. Quelle est la variation de solubilité entre 30 °C et 60 °C?
5. À l'aide du graphique, détermine le montant de KNO<sub>3</sub> nécessaire pour former une solution saturée à 55 °C.
6. Définis les termes saturé, insaturé et sursaturé. Sers-toi du diagramme ci-dessous pour les expliquer.



## ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

À l'aide des courbes de solubilité ci-dessous, réponds aux questions suivantes :

Courbes de solubilité



**ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)**

7. Combien de g de soluté sont nécessaires pour saturer 100 g d'eau pour les solutions suivantes :
- KCl à 80 °C
  - KClO<sub>3</sub> à 90 °C
  - NaNO<sub>3</sub> à 10 °C
  - SO<sub>2</sub> à 20 °C
  - NH<sub>4</sub>Cl à 70 °C
8. Pour chacune des solutions ci-dessous, indique si elle est saturée, insaturée ou sursaturée. Chaque soluté est placée dans 100 g d'eau.
- 40 g de NaCl à 50 °C
  - 30 g de NH<sub>3</sub> à 30 °C
  - 70 g de HCl à 20 °C
  - 80 g de KNO<sub>3</sub> à 60 °C
  - 80 g de NH<sub>4</sub>Cl à 80 °C
9. Combien de g de KNO<sub>3</sub> par 100 g d'eau seraient cristallisés à partir d'une solution saturée si la température passe de :
- 80 °C à 20 °C
  - 60 °C à 40 °C
  - 50 °C à 30 °C
  - 80 °C à 0 °C
  - 50 °C à 10 °C
10. Combien de g de NaNO<sub>3</sub> faudrait-il ajouter pour que chacune des solutions suivantes demeure saturée pour les changements de température indiqués.
- 100 g d'eau avec une température qui passe de 10 °C à 30 °C
  - 200 g d'eau avec une température qui passe de 10 °C à 30 °C
  - 100 g d'eau avec une température qui passe de 40 °C à 90 °C
  - 1000 g d'eau avec une température qui passe de 40 °C à 90 °C
  - 100 mL d'eau avec une température qui passe de 10 °C à 60 °C
  - 1 litre d'eau avec une température qui passe de 10 °C à 60 °C
11. À quelle température les paires de solutés ci-dessous seront-elles également solubles dans 100 g d'eau?
- NaNO<sub>3</sub> et KNO<sub>3</sub>
  - NH<sub>4</sub>Cl et HCl
  - NH<sub>3</sub> et KNO<sub>3</sub>
  - KClO<sub>3</sub> et NaCl
  - SO<sub>2</sub> et KClO<sub>3</sub>



## ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

12. La variation de température a le moins d'effet sur quel soluté?
13. Quels trois solutés ont une baisse de solubilité lorsqu'on augmente la température?
14. Comment la solubilité des solides ioniques varie-t-elle avec une augmentation de chaleur? Explique ta réponse.
15. Comment la solubilité des gaz ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{SO}_2$  et  $\text{HCl}$ ) varie-t-elle avec une augmentation de température? Explique ta réponse au niveau particulaire.



ANNEXE 8 : Expérience – Les solutions insaturées, saturées et sursaturées

**Objectif :** Distinguer les solutions insaturées, saturées et sursaturées.

**Matériel**

- bécher de 400 mL
- cristaux de thiosulphate de sodium pentahydraté ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )
- plaque chauffante
- tige d'agitation
- eau

**Démarche**

1. Prépare un bain d'eau en versant environ 250 mL d'eau dans un bécher de 400 mL. Place le bécher sur une plaque chauffante et chauffe l'eau jusqu'au point d'ébullition.
2. Place environ 2,5 à 3 g (1,5 à 2 cm) de cristaux de thiosulphate de sodium pentahydraté ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) dans une éprouvette de 18 mm x 150 mm. Ajoute 1 mL d'eau. Chauffe dans le bain d'eau bouillante jusqu'à ce que les cristaux soient dissous.
3. Retire l'éprouvette du bain d'eau et identifie-la comme éprouvette « A ».
4. Laisse l'éprouvette A et son contenu refroidir à la température de la pièce (environ une demi-heure ou toute la nuit).
5. Place environ 2,5 à 3 g (1,5 à 2 cm) de cristaux de thiosulphate de sodium pentahydraté ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) dans une éprouvette de 18 mm x 150 mm. Ajoute 1 mL d'eau. Agite l'éprouvette et brasse le mélange pour faire dissoudre le plus de solide possible.
6. Identifie-la comme éprouvette « B ». Laisse l'éprouvette B refroidir à température de la pièce et son contenu se déposer.
7. Place suffisamment de thiosulphate de sodium pentahydraté ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) dans une éprouvette de 18 mm x 150 mm pour recouvrir seulement le fond de l'éprouvette (environ 0,2 à 0,3 g). Ajoute 3 mL d'eau. Agite pour faire dissoudre le plus de solide possible.
8. Identifie-la comme éprouvette « C ». Laisse l'éprouvette C refroidir à température de la pièce et son contenu se déposer.
9. Quand l'éprouvette A et son contenu sont refroidis, ajoute avec soin un petit cristal de thiosulphate de sodium pentahydraté à chacune des éprouvettes A, B et C. Décris tes observations.
10. Tiens le fond de chaque éprouvette dans ta main. Décris tes observations.

**Conclusion**

1. a) L'éprouvette A contient une solution \_\_\_\_\_.  
b) L'éprouvette B contient une solution \_\_\_\_\_.  
c) L'éprouvette C contient une solution \_\_\_\_\_.
2. Décris les différences entre les solutions saturées, insaturées et sursaturées.



## ANNEXE 9 : Les solutions insaturées, saturées et sursaturées – Renseignements pour l'enseignant

Cette expérience vise à montrer la différence entre les solutions suivantes :

- une solution insaturée (C), dans laquelle le cristal ajouté se dissout;
- une solution saturée (B), dans laquelle le solide est présent en même temps que la solution, et l'ajout d'un autre cristal n'a pas d'effet;
- une solution sursaturée (A), dans laquelle le cristal ajouté entraîne le soluté « en trop » à se cristalliser autour du germe.

Les élèves devraient aussi observer :

- que l'éprouvette et son contenu se réchauffent quand le solide se cristallise;
- qu'au moment de la préparation de la solution saturée, la dissolution requiert de l'énergie, comme le prouve le refroidissement de l'éprouvette B et de son contenu pendant que le soluté se dissout.

### Variations :

1. Préparer à l'avance trois solutions (saturée, insaturée et sursaturée). Donner aux élèves des éprouvettes munies d'un bouchon et d'une étiquette, et leur demander d'observer la conséquence de l'ajout d'un cristal de thiosulphate de sodium dans chaque éprouvette. Ces solutions peuvent être réutilisées plusieurs fois.
2. Pour une version à petite échelle de la même expérience, préparer la solution sursaturée en plaçant 3 ou 4 cm (environ le 1/3 à la 1/2 de l'éprouvette) de thiosulphate de sodium pentahydraté dans une éprouvette de 10 mm x 70 mm et ajouter 5 gouttes d'eau. Utiliser un bécher de 100 mL et y verser 50 mL pour le bain d'eau. Chauffer la solution dans le bain d'eau bouillante pour dissoudre le solide et laisser la solution refroidir à la température de la pièce avant d'ajouter un seul cristal de thiosulphate de sodium pentahydraté.

### Remarques :

Le thiosulphate de sodium pentahydraté est aussi connu sous le nom de « hyposulfite » et devrait être aisément disponible chez les marchands de caméras. Les données sur la solubilité sont tirées de A. Seidell, *Solubilities of Inorganic and Organic Compounds*, 2<sup>e</sup> éd., Volume 1, D. van Nostrand Co., Inc. New York (1911).

### Solubilité du $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dans l'eau

Temp. (°C)	g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ par 100 g de solution saturée	g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ par 100 g d'eau
0	33,40	50,15
10	37,37	59,66
20	41,20	70,07
25	43,15	75,90
30	47,17	91,24
45	55,33	123,87



## ANNEXE 10 : Cristaux et production de cristaux

**A. Cristaux de sucre candi**

L'activité avec les cristaux de sucre candi est populaire parce que les élèves peuvent former de gros cristaux de sucre comestibles. Cette activité peut aussi être faite à la maison. ATTENTION : Si l'on prévoit manger les cristaux, n'utiliser que du matériel domestique propre. Si on ne fait que les observer, on peut utiliser des contenants de laboratoire.

**Matériel**

- ½ tasse (125 mL) d'eau
- 1 tasse (250 g) de sucre granulé
- une tasse à mesurer
- une petite casserole
- une cuillère en bois
- un grand verre
- un petit bout de ficelle blanche un crayon
- une plaque chauffante
- petit boulon ou trombone (servant de poids)

**Démarche**

1. Nettoie à fond tout le matériel avant de l'utiliser.
2. Attache un petit boulon ou un petit trombone à une extrémité d'un bout de corde blanche propre. Attache l'autre bout de la corde à un crayon. La corde devrait être juste assez longue pour toucher le fond du verre quand le crayon est déposé à l'horizontale sur le dessus du verre.
3. Verse le sucre et l'eau dans la casserole et agite pour dissoudre autant de sucre que possible à la température ambiante. Réchauffe le mélange sur la plaque chauffante en brassant constamment. Continue de chauffer jusqu'à ce que le sucre soit dissous.
4. Verse la solution sirupeuse chaude dans le verre. Suspends la corde, empesée avec le boulon ou le trombone, dans la solution.
5. Recouvre simplement le verre d'une feuille de papier, et mets-le dans un endroit où il ne sera pas déplacé. Vérifie la solution une fois par jour. Brise la croûte qui se forme sur le dessus afin que l'eau puisse continuer à s'évaporer au fur et à mesure que les cristaux se forment le long de la corde.

**B. Cristaux dans un verre**

Au lieu de laisser se former de gros cristaux, cette activité est conçue pour produire rapidement de petits cristaux dont on peut observer la forme et la production.

**Matériel**

- boîte de Pétri, bécher ou verre
- plaque chauffante
- tige d'agitation
- chlorure de sodium (NaCl)
- carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )
- sulfate de cuivre (II) ( $\text{CuSO}_4$ )
- sulfate de magnésium ( $\text{MgSO}_4$ )



## ANNEXE 10 : Cristaux et production de cristaux (suite)

**Démarche**

1. Mélange les quantités appropriées de composé solide et d'eau bouillante (voir le tableau ci-après). Mélange pour dissoudre le solide complètement. (Si nécessaire, ajoute plus d'eau bouillante. Toutefois, si la solution est trop diluée les cristaux peuvent prendre plus de temps à se former.)
2. Quand tout le soluté s'est dissous, ajoute juste assez de solution pour couvrir complètement la surface d'un contenant en verre à fond plat, par exemple une boîte de Pétri, un bécher ou un verre. Mets le contenant de côté. Ne déplace pas le contenant pendant que l'eau s'évapore.
3. Vérifie la solution de temps à autres. Décris la forme des cristaux quand ils commencent à se former dans le verre. Ont-ils tous la même forme?

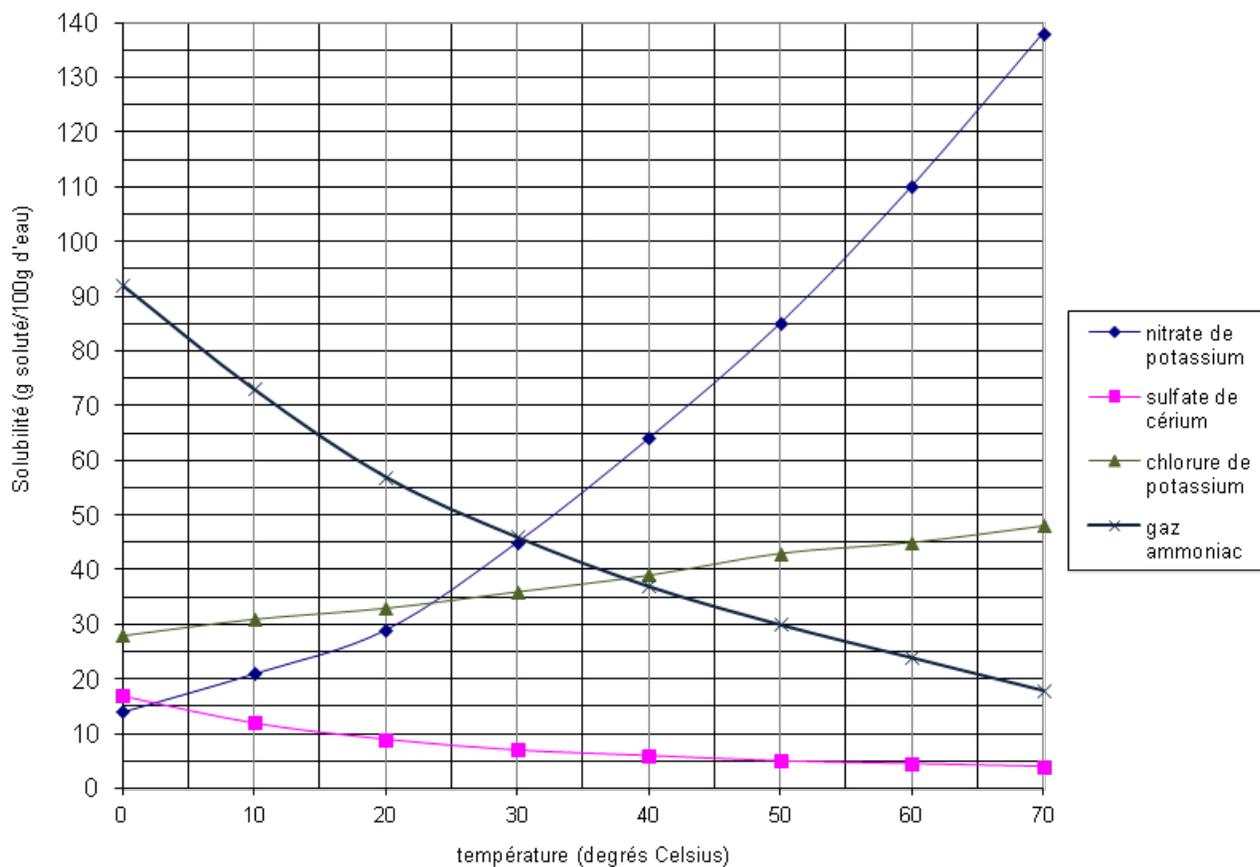
Les composés qui donneront de bons cristaux sont les suivants :

Substance	Quantité de soluté (mL)	Quantité d'eau bouillante (mL)
Sulfate de magnésium ( $\text{MgSO}_4$ )	10	15
Chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ )	15	30
Carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )	15	30
Sulfate de cuivre (II) ( $\text{CuSO}_4$ )	15	30



## ANNEXE 11 : Courbe de solubilité

### la solubilité en fonction de la température



**ANNEXE 12 : Expérience – Effet du sel et de l'antigel sur la température de fusion de la glace\*****Introduction**

Cette expérience te permettra d'étudier les effets du sel et de l'antigel sur la température de fusion de la glace

**Matériel**

- bécher de 250 mL
- thermomètre (-10 °C à 110 °C)
- sel de table
- cylindre gradué de 10 mL
- cylindre gradué de 25 mL
- glace finement concassée (aussi fine que le gros sable)
- antigel (éthylène glycol)
- agitateur

**Démarche A**

1. Verse de la glace concassée dans le bécher et remplis-le à moitié.
2. Remue la glace avec l'agitateur et note la température. Ne remue pas la glace avec le thermomètre.
3. Verse 10 mL de sel sur la glace lorsque la température est de 0 °C. Continue à remuer et inscris la température lorsqu'elle cesse de varier.
4. Continue à ajouter des quantités de 10 mL de sel d'une façon régulière tout en remuant et en prenant la température jusqu'à ce que tu aies versé 70 mL ou 80 mL de sel.
5. Porte tes résultats dans un tableau.
6. Vide le bécher et lave-le.

**Démarche B**

L'antigel utilisé est de l'éthylène glycol. Répète les étapes de la démarche A, mais utilise 15 mL d'antigel au lieu des 10 mL de sel.

**Discussion**

1. Comment peux-tu affirmer que la glace a atteint sa température de fusion même après que le sel et l'antigel aient été ajoutés?
2. Quel est l'effet du sel sur la température de fusion de la glace?
3. Quel est l'effet de l'antigel sur la température de fusion de la glace?
4. Pourquoi épand-on du sel sur les pavés glacés?
5. Pourquoi ajoute-t-on de l'antigel à l'eau du radiateur des voitures par temps froid?
6. Pourquoi n'utilise-t-on pas de sel dans les radiateurs?
7. Où est passée la chaleur au cours de cette expérience? En d'autres mots, comment une substance peut-elle se refroidir quand on y ajoute une substance plus chaude dans une pièce chaude?

\* Jean DESCHÊNES, *Introduction aux sciences physiques*, Saint-Laurent, Éditions études vivantes, 1979, p. 79 et 80. Adaptation autorisée par les Éditions études vivantes.



**ANNEXE 13 : Expérience – Effet de l'antigel sur le point d'ébullition de l'eau\***

**Introduction**

Pourquoi la plupart des fabricants de voitures recommandent-ils de laisser l'antigel dans le radiateur l'été?

**Matériel**

- ballon de verre de 250 mL
- thermomètre (-10 °C à 110 °C)
- eau distillée
- copeaux d'ébullition
- brûleur Bunsen
- support universel
- anneau de support
- toile métallique
- 2 pinces universelles
- 50 mL d'antigel (éthylène glycol)

**Mesure de sécurité**

Porte des lunettes de sécurité durant cette expérience.

**Démarche**

1. Effectue le montage selon les directives de ton enseignant et verse 100 mL d'eau dans le ballon.
2. Chauffe l'eau jusqu'à ébullition et note la température.
3. Verse 10 mL d'antigel dans l'eau et continue à chauffer le mélange. Note la nouvelle température d'ébullition.
4. Reprends l'étape 3 jusqu'à ce que tout l'antigel ait été versé.

**Discussion**

1. Décris les effets de l'antigel sur la température d'ébullition de l'eau.
2. Pourquoi les fabricants de voitures recommandent-ils de laisser l'antigel dans le radiateur durant l'été?
3. Compare les effets de l'antigel sur les températures d'ébullition et de fusion de l'eau.
4. L'antigel empêche-t-il ou favorise-t-il l'ébullition? L'antigel empêche-t-il ou favorise-t-il la fusion?

\* Jean DESCHÊNES, *Introduction aux sciences physiques*, Saint-Laurent, Éditions études vivantes, 1979, p. 85 et 86. Adaptation autorisée par les Éditions études vivantes.



**ANNEXE 14 : Expérience sur les transferts thermiques – Tu veux, je veux, nous voulons tous de la crème glacée!****Objectif**

Application pratique des principes relatifs à ce qui suit : calorimétrie, transfert thermique, mesure des échanges thermiques, chaleur de fusion, chaleur spécifique et baisse du point de congélation.

**Matériel**

- deux sacs à sandwich à fermeture à glissière et deux grands sacs à fermeture à glissière (4 L), pour fabriquer des sacs double épaisseur à l'épreuve des fuites
- un grand bol
- des cuillers à mesurer
- une tasse à mesurer
- une cuiller
- une balance
- un thermomètre
- trois tasses de glace concassée
- ½ tasse de sel gemme

Recette : ½ tasse de crème ou de crème à 50 % ; ¼ de tasse de lait; deux cuillers à table de sucre; 1/8 cuiller à thé de vanille et un œuf battu.

**Démarche**

1. Mesure la masse d'un sac à fermeture à glissière pour sandwich et note-la.
2. Dans un grand bol, mélange la crème, le lait, le sucre, la vanille et l'œuf battu. Verse ce mélange dans le sac à fermeture à glissière susmentionné.
3. Mesure et inscris la masse du mélange à crème glacée.
4. Mesure et inscris la température initiale du mélange.
5. Mets le petit sac rempli de mélange dans le sac plus grand de glace et de sel en t'assurant que tout est scellé hermétiquement.
6. Agite le grand sac doucement pendant environ cinq minutes. (N'agite pas le sac trop fort, car tu risquerais d'obtenir de la crème glacée salée!)
7. Quand la crème glacée semble assez gelée, retire le petit sac et rince-le dans de l'eau froide pour enlever tout sel qui serait collé à l'extérieur.
8. Mesure et inscris les températures finales du mélange glace-sel et du mélange de crème glacée.
9. Mange la crème glacée!!!!



**ANNEXE 14 : Expérience sur les transferts thermiques – Tu veux, je veux, nous voulons tous de la crème glacée! (suite)**

**Données :**

Masse du petit sac à fermeture à glissière :

Masse du mélange de crème glacée et du sac :

Masse du mélange de crème glacée :

Température initiale du mélange de crème glacée :

Température finale du mélange de crème glacée :

Température finale du mélange de glace et de sel :



## ANNEXE 15 : Expérience – L'effet du sel sur le point de fusion de la glace

### Question

Quel est l'effet du sel sur le point de fusion de la glace?

### Hypothèse

Prédis quel effet l'ajout de sel va avoir sur le point de fusion de la glace.

### Matériel

- système informatique avec sonde de température
- bécher de 400 mL
- 50 g de NaCl - sel de table (divisé en 10 portions de 5 g)
- 200 mL de glace finement concassée
- agitateur
- support universel

### Consignes de sécurité

Porte un sarreau et des lunettes de sécurité

### Démarche

1. Prépare l'ordinateur avec la sonde de température.
2. Assure-toi que le graphique produit soit de la température en fonction du temps.
3. Ajoute la glace au bécher et place-le sur la base du support universel.
4. Place le thermomètre dans une pince et fixe la pince sur le support universel.
5. Descends le thermomètre au milieu de la glace.
6. Mélange la glace continuellement avec l'agitateur.
7. Débute la collecte de données.
8. Lorsque la lecture sur le thermomètre est stable, ajoute 5 g de sel à la glace. Continue à agiter.
9. Répète l'étape 8 jusqu'à ce que 50 g de sel ont été ajoutés à la glace.
10. Cesse la collecte de données.
11. Nettoie le matériel selon les directives de l'enseignant.

### Analyse

1. Comment sais-tu que la glace est à son point de fusion même lorsqu'on y ajoute du sel?
2. Que remarques-tu sur les parois extérieures du bécher?
3. Quelle est la valeur de la température minimum atteinte lors de cette expérience?

### Conclusion

4. Quel est l'effet du sel sur le point de fusion de la glace?

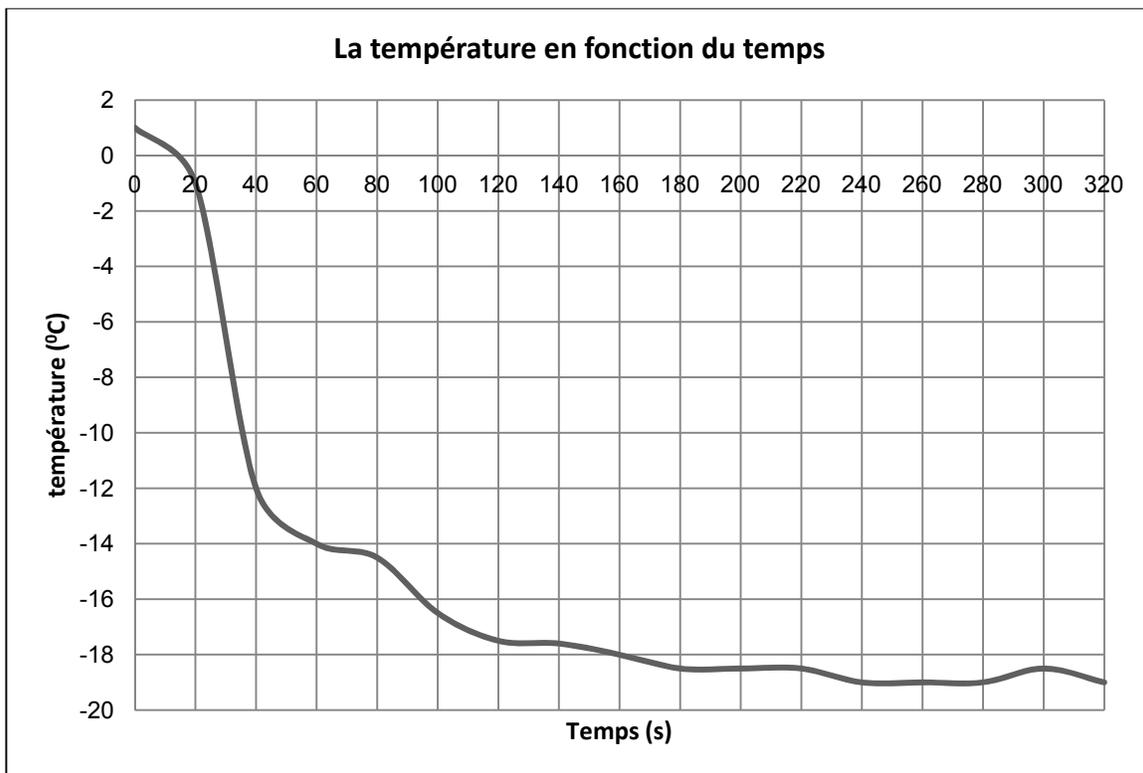
### Applications

5. Explique pourquoi on répand du sel sur les routes glacées.



## ANNEXE 16 : L'effet du sel sur le point de fusion de la glace – Renseignements pour l'enseignant

### Données possibles



### Réponses aux questions

#### Analyse

1. On peut observer les états solides et liquides en même temps.
2. On voit du givre sur les parois extérieures du bécher.
3.  $-19^{\circ}\text{C}$

#### Conclusion

4. Le sel baisse le point de fusion de la glace.

#### Applications

5. Le sel se dissout dans la couche mince d'eau qui se retrouve à la surface de la route. Ceci diminue le point de fusion de la glace. Lorsque le point de fusion de la glace est inférieur à la température ambiante, la glace sur la route va fondre.



## ANNEXE 17 : Recherche dans Internet

Travaille en équipe pour faire des recherches et trouver les réponses aux questions suivantes :

1. On peut représenter sous diverses formes la force (concentration) d'une solution. Rappelle-toi qu'une solution comporte deux éléments : un soluté et un solvant. Par conséquent, ces éléments sont très souvent inclus dans les unités. Complète le tableau qui suit :

Unité exprimant la concentration de la solution	Signification de l'unité au long	Exemple de cas où cette unité serait utilisée
Exemple : g/L	Grammes de soluté dans un litre de solution	Mélanger des produits chimiques en poudre dans ta piscine
% m/V		
% V/V		
ppm		
ppM		
mol/L		

2. Décris le processus de traitement de l'eau.
3. Indique les concentrations d'éléments métalliques et organiques qui sont autorisées dans l'eau de consommation. (L'eau du robinet et/ou l'eau en bouteille.)



## ANNEXE 18 : Chasse au trésor – les solutions

Vous et votre partenaire allez faire des recherches dans votre manuel et trouver les réponses aux questions suivantes. Si vous n'arrivez pas à y trouver toutes les réponses, recourez à une autre source que votre enseignant vous aura fournie. Toutes les réponses ne sont pas données aux mêmes endroits; il importe donc d'utiliser judicieusement l'index. Il faut donner à chaque question une réponse approfondie mais précise. N'énoncez pas de notions que vous ne comprenez pas; exprimez les idées en vos propres mots. C'est là une habileté importante qui vous sera utile dans n'importe quel cours du niveau postsecondaire.

1. Décris divers genres de solutions et donne des exemples de chacun. Inclus tous les neuf genres possibles.
2. Décris la structure de l'eau en fonction de l'électronégativité et de la polarité de ses liaisons chimiques.
3. Explique le processus de dissolution de composés ioniques et covalents simples dans l'eau. Utilise des diagrammes et des équations chimiques.
4. Explique ce qu'est la chaleur de dissolution en citant des applications précises. Exemples : compresses froides, compresses chaudes, dilution d'acides et de bases concentrés.

