

## Regroupement 4 : Les solutions

### C30S-4-01

Nommer divers types de solutions et en donner un exemple, entre autres l'ensemble des neuf solutions possibles;

### S3C-0-R1

Choisir et prendre en compte les données obtenues de diverses sources, entre autres des documents imprimés ou électroniques, des conseils de spécialistes et d'autres personnes-ressources;

### S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots.*

### Connaissances antérieures

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 particulaire de la matière.

### Évaluation des connaissances antérieures

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

### Événement inattendu

Cette démonstration ne cadre pas avec ce résultat d'apprentissage, mais c'est une astucieuse façon de présenter le regroupement. On appelle souvent cet événement « le truc du transfert impossible ».

Préparez 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 NaAc de nouveau. Une fois que la solution presque chaude est saturée, laissez-la refroidir lentement à la température ambiante. Il faut essayer soigneusement le bec du vase avec une serviette humide pour enlever toute trace de NaAc. Mettez un volume d'eau égal dans un vase de 100 ml semblable placé près du vase de NaAc. Demandez aux élèves s'il est possible de verser toute l'eau dans un bécher de 25 ml. Dites à un élève d'essayer : on se doute d'avance des résultats! Ensuite, l'enseignant déclare qu'il peut le faire sans renverser une seule goutte. Il emploie 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!

### Notes à l'intention de l'enseignant

La plupart des réactions chimiques se produisent en milieu aqueux et non à l'état solide, liquide ou gazeux. Par conséquent, le présent module 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. L'enseignant doit bien 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 il faut demander aux élèves d'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 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'éthylèneglycol 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)

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

### **Inscription dans le journal scientifique personnel**

Demandez aux élèves de raconter l'événement dans leur journal scientifique personnel. Ils peuvent aussi y inscrire la réponse de leur dentiste, pour faire un suivi.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

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. Demandez-leur d'indiquer où ils peuvent trouver des exemples dans leur vie de tous les jours.

L'enseignant peut demander aux élèves d'apporter des exemples de solutions de chez eux.

### Comptes rendus de recherche

Demandez aux élèves de réfléchir à d'autres exemples de solutions 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.

L'enseignant pourra évaluer chacun de ces modes de présentation au moyen d'une rubrique appropriée qu'il aura définie avec les élèves, avant le début du devoir.

### Test écrit / Jeu-questionnaire

Les élèves montreraient leur compréhension des genres de solutions et fourniraient d'autres exemples.

### **C30S-4-02**

**Décrire la structure de l'eau par rapport à la polarité des liaisons chimiques et à l'électronégativité;**

### S3C-0-R1

Choisir et prendre en compte les données obtenues de diverses sources, entre autres des documents imprimés ou électroniques, des conseils de spécialistes et d'autres personnes-ressources;

### S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots.*

#### Connaissances antérieures

Les élèves du secondaire 2 ont construit des modèles de Bohr ou des structures de Lewis au sujet de divers composés ioniques et covalents, par exemple, l'ammoniac, le méthane et l'eau.

#### Notes à l'intention de l'enseignant

En présentant le concept de l'électronégativité à ce stade-ci, l'enseignant pourra plus facilement expliquer le processus de dissolution dans le cadre du prochain résultat d'apprentissage (C30S-4-03). Le présent résultat d'apprentissage concerne expressément la polarité de la molécule d'eau dans le contexte du processus de dissolution. L'enseignant n'est pas censé, à ce stade-ci, amorcer une explication détaillée de la liaison polarisée. Cette question sera abordée dans le document de Chimie 40S.

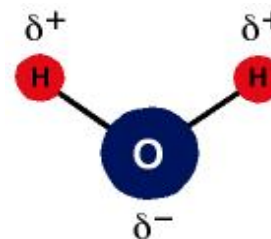
#### Démonstration

Afin de présenter la notion de polarité, on doit 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. Cela suscite une discussion sur la forme et la polarité de la molécule d'eau.

Cela débouche sur le concept d'électronégativité, c'est-à-dire une mesure de la capacité d'un atome dans une liaison chimique d'attirer des électrons. 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.

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

Deux élèves peuvent faire la démonstration, ou, s'il y a assez d'équipement, on peut en faire une activité de classe. Les sources d'électricité statique se trouveront fort probablement dans le département de physique de votre école. Certains robinets de laboratoire de chimie peuvent produire un jet d'eau assez mince pour que toute la classe puisse participer à l'expérience.



**Polar Water Molecule**  
**Molécule d'eau polaire**

#### **Stratégies d'évaluation suggérées**

L'enseignant évaluera plus tard la compréhension de l'électronégativité et de la polarité des liaisons chimiques, quand les élèves seront censés expliquer le processus de dissolution.

### Présentations visuelles

Afin de montrer le diagramme d'une molécule d'eau polaire, les élèves peuvent utiliser :

- des affiches;
- des maquettes;
- les multimédias.

L'enseignant pourra évaluer chacun de ces modes de présentation au moyen d'une rubrique appropriée qu'il aura définie avec les élèves, avant le début du devoir.

### Inscription dans le journal scientifique personnel

Les élèves voudront peut-être décrire la démonstration dans leur journal et en définir l'importance.

### Devoirs avec papier et crayon

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.

### **C30S-4-03**

**Expliquer, au moyen d'équations chimiques et de représentations visuelles des particules, le processus de dissolution des composés ioniques simples et des composés covalents, entre autres la structure cristalline, l'hydratation et la dissociation;**

### **S3C-0-R1**

**Choisir et prendre en compte les données obtenues de diverses sources, entre autres des documents imprimés ou électroniques, des conseils de spécialistes et d'autres personnes-ressources;**

### **S3C-0-U1**

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,**

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots.*

### **Connaissances du niveau d'entrée**

En secondaire 2, 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 pu construire des modèles de Bohr et des structures de Lewis au sujet de ces genres de composés et ils savaient comment nommer et rédiger les formules correspondantes.

Dans le contexte du résultat d'apprentissage C30S-1-03, les élèves ont appris ce qu'étaient les cristaux et les structures cristallines. On leur a aussi demandé de dessiner et de construire des cristaux.

### **Évaluation des connaissances antérieures**

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

### **Notes à l'intention de l'enseignant**

Dans le cadre du prochain résultat d'apprentissage (C30S-4-04), on parle de la chaleur de dissolution. L'enseignant voudra peut-être combiner l'étude de ces deux résultats.

### Le processus de solvation

On emploie un cristal de chlorure de sodium pour faire l'explication. Il faut encourager les élèves à recourir à d'autres exemples.

### **Renseignements pour l'enseignant**

Une explication détaillée du processus de solvation serait complexe et dépasserait le cadre du cours. De nombreuses forces intermoléculaires sont à l'œuvre : solvant-solvant; soluté-soluté; particules de 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 de la « stochasticité ». Selon les principes de la thermodynamique, la matière tend à devenir plus aléatoire ou stochastique. Par suite de l'interaction de ces facteurs, la solubilité du soluté peut varier considérablement d'un solvant à l'autre. 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**.

### Utiliser la description suivante avec les diagrammes de la prochaine page.

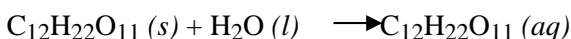
Les élèves savent maintenant que les molécules d'eau sont polaires et qu'elles comportent une charge positive partielle autour de l'atome d'hydrogène, et une charge négative partielle autour de l'atome d'oxygène (résultat d'apprentissage C30S-4-02).

Quand un soluté est mis 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 ( $\text{Cl}^-$ ) et l'extrémité négative, vers l'ion positif de sodium ( $\text{Na}^+$ ). 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. La séparation des ions s'appelle **dissociation**, tandis que le processus par lequel les molécules de solvant entourent les ions de soluté s'appelle **solvation**. Si le solvant est de l'eau, ce processus s'appelle **hydratation**. On dit alors que les ions de soluté sont hydratés.

### Solvation covalente

Les élèves doivent savoir qu'une molécule entière est extraite de la structure solide covalente quand elle se dissout.

### Équations chimiques



### Études plus poussées

Un certain nombre de propriétés sont associées à l'eau de cristallisation.

La **décrépitation** 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**

#### Présentation visuelle

Les élèves peuvent organiser la matière apprise, en recourant à des moyens visuels de présentation :

- une affiche;
- une brochure;
- un tableau d'affichage;
- une maquette.

L'enseignant pourra évaluer chacun de ces modes de présentation au moyen d'une rubrique appropriée qu'il aura définie avec les élèves, avant le début du devoir.

#### Devoirs avec papier et crayon

Les élèves devraient pouvoir se servir de diagrammes semblables pour expliquer le processus de solvatation d'un solide ionique ou moléculaire dissout dans l'eau.

Demandez aux élèves d'utiliser un tableau des connaissances pour résumer le processus de dissolution des composés ioniques.

Les élèves peuvent composer une chanson, rédiger un sketch ou un poème, ou encore créer une bande dessinée ou un pantomime pour illustrer le processus de dissolution.

### **C30S-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;**

### **S3C-0-U1**

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie, par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;**

### **S3C-0-U2**

**Démontrer une compréhension des notions de chimie, par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs.**

### Connaissances du niveau d'entrée

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.

### **Évaluation des connaissances antérieures**

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

### Notes à l'intention de l'enseignant

Il est plus que probable que les enseignants aborderont ce résultat d'apprentissage en même temps que le résultat C30S-4-03.

### Démonstration

On rappelle aux enseignants qu'ils doivent choisir une activité, une démonstration ou un laboratoire en fonction du niveau des élèves et des installations dont ils disposent pour les sciences.

1) Mettez une petite quantité de chlorure de calcium et de nitrate d'ammonium dans deux éprouvettes distinctes. Remplissez les deux éprouvettes à moitié d'eau à la température ambiante. Ensuite, agitez 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.

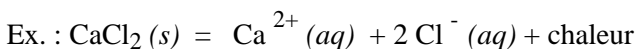
2) La prochaine démonstration nécessite un peu de préparation, mais cela en vaut la peine. Vous pouvez fixer solidement par congélation un bécher à une feuille de 40 cm<sup>2</sup> de contreplaqué d'un quart de pouce! Vaporisez d'abord environ 5 ml d'eau sur le centre de la feuille de contreplaqué. Vous pouvez faire cela avant l'arrivée des élèves. Après avoir mis le contreplaqué sur la table, placez le bécher de 400 ml dans l'accumulation d'eau et ajoutez 20 g d'hydroxyde de baryum octahydrate [Ba(OH)<sub>2</sub> • 8 H<sub>2</sub>O], puis 10 g de thiocyanate d'ammonium (NH<sub>4</sub>SCN). Mélangez le tout avec une longue tige pendant environ deux minutes jusqu'à ce que le mélange commence à se liquéfier. Soulevez 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. D'autres composés peuvent produire une réaction endothermique : voir à la page suivante, dans les ouvrages de référence proposés.

### Notes à l'intention de l'enseignant

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, toute la solution devient endothermique.



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



## **Stratégies d'évaluation suggérées**

### Rapports de laboratoire / démonstration

Pour évaluer les activités décrites dans la présente section, on peut demander un rapport de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

### Inscription dans le journal scientifique personnel

Si l'enseignant fait la démonstration avec le contreplaqué, les élèves voudront peut-être en parler plus en détail dans leur journal.

### Devoirs avec papier et crayon

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

## **C30S-4-05**

**Faire une expérience en laboratoire 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;**

## **S3C-0-U1**

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,**

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;*

## **S3C-0-S4**

**Choisir l'équipement scientifique judicieusement et l'utiliser en toute sécurité, par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;**

## **S3C-0-S5**

**Colliger, enregistrer, organiser et présenter des données dans un format adapté, par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des produits obtenus avec des logiciels, des relevés de données recueillies avec des sondes.**

## **Connaissances du niveau d'entrée**

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.

## **Évaluation des connaissances antérieures**

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

## **Notes à l'intention de l'enseignant**

La plupart des manuels contiennent des renseignements et des activités se rapportant aux termes *soluble*, *insoluble*, *miscible* et *immiscible*. Nous fournissons ici plusieurs démonstrations et activités de laboratoire intéressantes.

Au lieu d'informer les élèves que « des substances semblables se dissolvent mutuellement », l'enseignant peut organiser un laboratoire pendant lequel les élèves découvrent cela d'eux-mêmes.

### **Activité de laboratoire**

Voir à l'**annexe 1** 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. Les notes destinées à l'enseignant font l'objet de l'**annexe 2**. Chaque substance sera mélangée à chacune des autres. Les définitions seront établies de façon pratique, à la faveur des découvertes faites pendant le laboratoire.

### **Démonstrations**

L'enseignant choisit la démonstration qui convient le mieux à sa classe, en fonction du matériel dont il dispose. Des élèves supervisés peuvent facilement faire ces démonstrations.

1) « Pourquoi l'eau et l'huile ne se mêlent-elles pas? »

L'**annexe 3** contient 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.

2) 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! Utilisez un crayon à mine douce pour bien noircir un morceau de papier. Utilisez une perforreuse pour y faire environ 20 disques. Ajoutez 100 ml de trichlorotrifluoroéthane (TTE) dans un flacon de 250 ml contenant un volume égal d'eau. Bouchez solidement le flacon et agitez-le.

3) La solution suivante montre ce que sont les liquides immiscibles. Versez 500 ml d'eau dans une bouteille de plastique d'un litre, puis 50 ml d'éthanol. Ensuite, finissez de remplir la bouteille avec un diluant pour peintures. Ajoutez quelques gouttes de colorant alimentaire bleu et mettez le bouchon sur la bouteille. Agitez lentement la bouteille et observez les liquides immiscibles faire des vagues.

### Rapports de laboratoire

Pour évaluer les activités décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, on peut demander un rapport de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

### Inscription dans le journal scientifique personnel

Les élèves voudront sans doute décrire dans leur journal scientifique un certain nombre de façons intéressantes d'appliquer les résultats des démonstrations.

### Devoirs avec papier et crayon

Les élèves devraient pouvoir expliquer la différence entre les substances polaires et non polaires.

### **C30S-4-06**

**Établir, à partir de données expérimentales, la courbe de solubilité d'une substance pure dissoute dans l'eau;**

### **S3C-0-S7**

**Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens;**

### **S3C-0-S8**

**Évaluer les données et les méthodes de collecte en fonction de l'exactitude et de la précision, entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur et le pourcentage d'erreur;**

### **S3C-0-S9**

**Tirer une conclusion après avoir analysé et interprété les données, entre autres les rapports de cause à effet, les autres explications, et l'appui ou le rejet d'une hypothèse ou d'une prédiction.**

#### **Connaissances antérieures**

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*. Pendant la discussion, ils auront aussi appris que la température influe sur la quantité de solide qui peut être dissoute dans un solvant donné.

#### **Évaluation des connaissances antérieures**

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

#### **Notes à l'intention de l'enseignant**

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 ». Dans le cadre du résultat C30S-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.

#### **Activité de laboratoire**

La plupart des manuels proposent au moins une activité de laboratoire portant sur la solubilité d'un sel ionique. L'**annexe 4** fournit un laboratoire dans le cadre duquel les élèves construisent une courbe de solubilité pour le chlorure d'ammonium. L'**annexe 5** contient les notes destinées à l'enseignant. 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.

#### Inscription dans le journal scientifique personnel

Toute réflexion faite pendant ou après une activité de laboratoire peut être utile pour mesurer la facilité avec laquelle les élèves comprennent les directives données en laboratoire. C'est dans son journal que l'élève peut exprimer son interprétation personnelle sur ce qui se passe pendant un laboratoire.

#### Devoirs avec papier et crayon

Il convient de 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 saturées et insaturées). Les élèves doivent aussi pouvoir utiliser ce graphe 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.

#### **Stratégies d'évaluation suggérées**

Évaluez les rapports de laboratoire et le rendement des élèves pendant l'activité.

### C30S-4-07

**Distinguer entre les solutions saturées, insaturées et sursaturées;**

### S3C-0-U1

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,**

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;*

### S3C-0-S7

**Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens;**

### S3C-0-S9

**Tirer une conclusion après avoir analysé et interprété les données, entre autres les rapports de cause à effet, les autres explications, et l'appui ou le rejet d'une hypothèse ou d'une prédiction.**

### Connaissances du niveau d'entrée

En 7<sup>e</sup> année, dans le cadre du résultat d'apprentissage 7-2-22, on a demandé aux élèves de faire la distinction entre les solutions saturées et insaturées.

### Évaluation des connaissances antérieures

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

### Notes à l'intention de l'enseignant

Pendant l'activité de laboratoire précédente (C30S-4-05), l'enseignant et les élèves ont peut-être employé ces termes dans la discussion qui a précédé ou suivi l'activité. Les élèves ont peut-être observé un « sur-refroidissement » pendant l'expérience si l'agitation n'était pas constante et si le processus de refroidissement était lent.

La discussion sur la courbe de solubilité que les élèves viennent de mener constitue 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 à la température donnée.

Une **solution saturée** en est une qui contient la quantité maximale possible de soluté à la température donnée.

Une **solution sursaturée** en est une qui contient plus que la quantité maximale possible de soluté à la température donnée.

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 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.

### **Événement inattendu**

1) Dans le cadre du résultat d'apprentissage C30S-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.

2) 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.

### **Activité de laboratoire**

Il existe une activité de laboratoire au cours de laquelle les élèves peuvent créer les trois genres de solutions (saturées, insaturées et sursaturées) (voir l'**annexe 6**). Une autre expérience est décrite dans l'**annexe 7**; elle permet aux élèves d'utiliser leurs connaissances pour former des cristaux.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

#### Rapports de laboratoire

Pour évaluer les activités décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, on peut utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

#### Inscription dans le journal scientifique personnel

L'enseignant peut demander aux élèves comment ils utiliseraient l'événement inattendu dans un spectacle de magie, ou comment ils pourraient améliorer la démonstration.

#### Devoirs avec papier et crayon

Une activité du niveau d'entrée pourrait servir de cadre de comparaison des solutions insaturées et saturées.

L'enseignant peut choisir des élèves qui feront la démonstration de la sursaturation avec le thiosulfate de sodium ou avec l'acétate de sodium.

### **C30S-4-08**

**Résoudre des problèmes au moyen d'un graphique de données sur la solubilité;**

### **S3C-0-U2**

**Démontrer une compréhension des notions de chimie, par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;**

### **S3C-0-S2**

**Énoncer une hypothèse ou une prédiction vérifiable et fondée sur des données documentaires ou sur l'observation de cas;**

### **S3C-0-S7**

**Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens;**

### S3C-0-S8

**Évaluer les données et les méthodes de collecte en fonction de l'exactitude et de la précision, entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur et le pourcentage d'erreur.**

#### Connaissances du niveau d'entrée

Les élèves devraient connaître l'expression « grammes de soluté par 100 ml » apprise dans le Document de base de la 7<sup>e</sup> année (7-2-21) et comprendre aussi les termes *insaturé*, *saturé* et *sursaturé*.

#### Notes à l'intention de l'enseignant

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.

#### **Enrichissement**

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.

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 C30S-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 de l'**annexe 8**.

#### **Exemples de problèmes et solutions**

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?

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  $60 \text{ }^\circ\text{C}$ .

### **Activité de laboratoire complémentaire**

Le cours de chimie 30S 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**

L'enseignant peut demander aux élèves d'expliquer de vive voix les réponses données aux questions sur la solubilité et sur les solutions insaturées, saturées et sursaturées. La façon la plus logique de répondre à ces questions consisterait à le faire par rapport à un graphique de solubilité semblable à celui qui a été fourni.

### Devoirs avec papier et crayon

Les élèves seraient capables de résoudre des problèmes s'apparentant aux exemples fournis dans la première page.

### **C30S-4-09**

**Expliquer le fait qu'un changement de température influe sur la solubilité des gaz;**

### **S3C-0-U2**

**Démontrer une compréhension des notions de chimie,**  
*par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;*

### **S3C-0-D1**

**Définir et décrire les paramètres liés à un enjeu STSE,**  
*par exemple les intervenants, les décisions précédentes, les facteurs limitatifs, les données et les arguments actuels;*

### **S3C-0-D2**

**Élaborer des options et déterminer les répercussions positives ou négatives de chacune.**

### **Connaissances du niveau d'entrée**

La classe a abordé les propriétés physiques des gaz dans le cadre du résultat d'apprentissage C30S-2-01. L'enseignant les a expliquées avec la théorie cinétique des molécules dans le contexte du résultat C30S-1-02. Avant cela, il n'y a eu aucune discussion sur la solubilité des gaz dans les liquides.

### **Évaluation des connaissances antérieures**

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

### **Notes à l'intention de l'enseignant**

Afin d'expliquer ce phénomène, il faut d'abord passer en revue le concept de la chaleur de dissolution (C30S-4-04). La solubilité des solides est très variable parce qu'une bonne partie de l'énergie de solvatation 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. Des explications plus détaillées sont fournies dans certains des manuels indiqués. Des ouvrages de référence sont mentionnés dans la page suivante, sous *Ressources éducatives pour l'enseignant*.

### **Grands dossiers 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 grands dossiers STSE.

### **Prendre des décisions face à un problème (STSE)**

Demandez aux élèves de se renseigner sur un cas local de contamination thermique et de l'examiner à fond. Demandez-leur d'étudier le pour et le contre de la question, puis de prendre des décisions relatives à l'environnement.

### **Activité**

Demandez aux élèves de se renseigner sur les entreprises ou les industries locales qui libèrent de l'énergie thermique dans les rivières et les cours d'eau de leur région.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

#### Comptes rendus de recherche

Demandez 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.

#### Présentation visuelle

Afin de présenter les renseignements qu'ils ont réunis, les élèves peuvent utiliser :

- des affiches;
- des brochures;
- des tableaux d'affichage.

L'enseignant pourra évaluer chacun de ces modes de présentation au moyen d'une rubrique appropriée qu'il aura définie avec les élèves, avant le début du devoir.

#### Comptes rendus d'activité

Pour évaluer les activités décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, on peut demander un rapport de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

### Inscription dans le journal scientifique personnel

Demandez 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?

### **C30S-4-10**

**Expliquer le fait qu'un changement de pression influe sur la solubilité des gaz;**

### **S3C-0-U1**

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,**

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;*

### **S3C-0-U2**

**Démontrer une compréhension des notions de chimie,**

*par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs.*

### **Connaissances du niveau d'entrée**

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.

### **Notes à l'intention de l'enseignant**

L'enseignant peut aborder le sujet 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.*)

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.

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.

### **Renseignements pour l'enseignant**

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'extraient 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, C30S-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.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

#### Inscription dans le journal scientifique personnel

Les élèves voudront peut-être se renseigner sur le monde de la plongée en scaphandre autonome, ou exprimer leur intérêt pour l'exploration sous-marine.

#### Devoirs avec papier et crayon

Les élèves doivent pouvoir expliquer la relation entre la pression extérieure d'un gaz au-dessus d'une solution et la solubilité du gaz. Ils doivent aussi pouvoir citer plusieurs applications de cette relation.

### **C30S-4-11**

**Faire une expérience en laboratoire pour démontrer une baisse du point de congélation et une hausse du point d'ébullition;**

### **S3C-0-S5**

**Colliger, enregistrer, organiser et présenter des données dans un format adapté, par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des produits obtenus avec des logiciels, des relevés de données recueillies avec des sondes;**

### **S3C-0-S7**

**Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens;**

### **S3C-0-S9**

**Tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, entre autres les rapports de cause à effet, les autres explications, l'appui ou le rejet d'une hypothèse ou d'une prédiction.**

### **Connaissances du niveau d'entrée**

Aucune connaissance antérieure n'est nécessaire, sauf qu'il faut savoir que le sel fait fondre la glace. Cela donnerait l'occasion d'aborder un autre thème STSE. Les élèves pourraient chercher à savoir où le sel va, une fois que la glace a fondu sur les routes au printemps.

### **Notes à l'intention de l'enseignant**

Les activités de laboratoire décrites dans le présent document sont censées être qualitatives. Comme elles exigeront beaucoup de temps, nous proposons que chaque groupe d'élèves ne fasse qu'une des expériences.

Ex. : Dans une classe de 24 élèves, il y aurait 12 groupes de deux élèves.

Les groupes 1 et 2 : PF/PC de l'eau pure.

Les groupes 3, 4, 5 et 6 : PF/PC d'une solution de NaCl.

Les groupes 7 et 8 : PE de l'eau pure.

Les groupes 9, 10, 11 et 12 : PE d'une solution d'éthylèneglycol.

Si les compétences de laboratoire de la classe ne se sont pas encore développées suffisamment, il faudra envisager une autre solution.

### **Effet du sel sur le point de fusion de la glace**

Une procédure de laboratoire complète est décrite à l'**annexe 9**. 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 procédure complète est décrite dans l'**annexe 10**. 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'éthylèneglycol pour évaluer l'effet que l'ajout de soluté a sur le point d'ébullition.

### **Activité de laboratoire**

« 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 11**.

#### Enrichissement

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**

#### Rapports de laboratoire

Pour évaluer les activités de laboratoire décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, on peut demander un rapport de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

#### Inscription dans le journal scientifique personnel

Les élèves voudront peut-être décrire le pour et le contre de l'ajout de sel au sable répandu sur les routes en hiver. Cela deviendrait alors un thème STSE.

Une autre page du journal serait consacrée à la description de la fabrication du meilleur échantillon possible de crème glacée.

#### Devoirs avec papier et crayon

La procédure de laboratoire allant de pair avec chacune des activités contient une série de questions et de thèmes de discussion.

#### Compte rendu par écrit

Tout dépendant du temps dont on dispose et de l'enthousiasme des élèves, ceux-ci pourraient rédiger un court rapport sur le pour et le contre du salage des routes, et comparer le coût de cette opération à celui des dommages causés aux automobiles par la corrosion due au sel.

### **C30S-4-12**

**Expliquer, au moyen de représentations des particules au niveau moléculaire, la baisse du point de congélation et la hausse du point d'ébullition, par exemple l'antigel, le sel de voirie;**

### **S3C-0-U1**

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,**

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;*

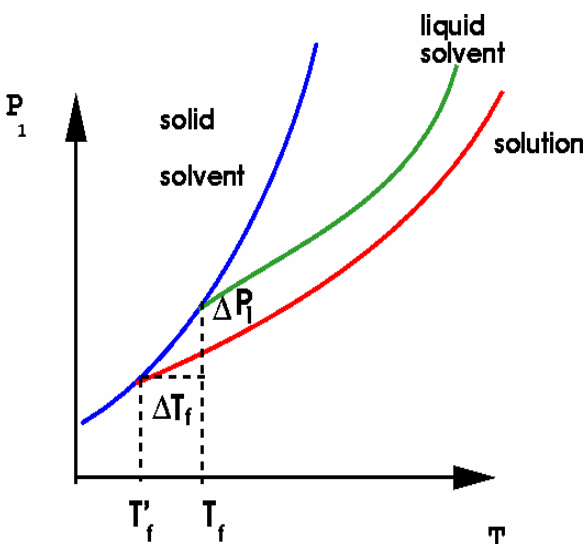
### **S3C-0-U2**

**Démontrer une compréhension des notions de chimie,**

*par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs.*

### Connaissances du niveau d'entrée

Les seules connaissances antérieures que les élèves peuvent posséder sont celles abordées dans le cadre du résultat d'apprentissage C30S-4-11. Toutefois, ils ont maintenant terminé l'expérience de laboratoire, et ils voudront une explication. Il se peut qu'ils soient en mesure de proposer des explications s'ils connaissent à fond la théorie cinétique des molécules.



### Évaluation des connaissances antérieures

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

### Notes à l'intention de l'enseignant

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.

### 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.

### 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 moins 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.

### **Prendre des décisions face à un problème (STSE)**

Dans le cadre de ce résultat d'apprentissage, les élèves ont l'occasion de se sensibiliser davantage à leur environnement, en se penchant sur une préoccupation STSE locale liée au processus décisionnel.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

#### Inscription dans le journal scientifique personnel

Les élèves voudront peut-être décrire les effets que la baisse du point de fusion et l'élévation du point d'ébullition ont sur leur vie.

#### Devoirs avec papier et crayon

Les élèves doivent pouvoir expliquer les phénomènes que sont la baisse du point de congélation et l'élévation du point d'ébullition.

### **C30S-4-13**

**Distinguer les diverses façons de représenter la concentration, et donner un exemple de leur utilisation,**

*par exemple, g/l (grammes/litre), % m/v (pourcentage masse/volume), % v/v (pourcentage volume/volume), ppm (parties par million), ppM (parties par milliard), mol/l (molarité);*

### **S3C-0-U1**

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,**

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;*

### **S3C-0-U2**

**Démontrer une compréhension des notions de chimie,**

*par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs.*

### **Connaissances du niveau d'entrée**

Il se peut que les élèves connaissent les rapports grammes/l et qu'ils aient aussi lu ppm et ppM dans des revues et des livres.

### **Notes à l'intention de l'enseignant**

Il faut signaler aux élèves les diverses façons d'exprimer la concentration. Il ne s'agit pas ici d'apprendre aux élèves à convertir les unités entre elles. 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.

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

Ex. : 10 ppm d'ions de sodium dans l'eau =  
10 ions de sodium dans un million de particules d'eau

ppM = parties par milliard

Ex. : 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 ».

$$\text{Molarité (M)} = \frac{\text{Moles de soluté}}{\text{Litre de solution}}$$

$$\text{Concentration} = \frac{\text{Moles de soluté}}{\text{Litre de solution}}$$

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

### **Activité**

Demandez 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.

### **Activité avec Internet**

Une activité à faire avec Internet est décrite dans l'**annexe 12**.

On donne ici quelques exemples de problèmes qui serviront à présenter le prochain résultat d'apprentissage, à savoir la résolution de problèmes relatifs à la concentration.

Ex. : Trouve la quantité de nitrate de sodium nécessaire pour préparer 50 ml d'une solution de 0,40 mol/l.

Réponse :

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 :

$$\begin{aligned}
 \text{moles} &= \text{concentration} \times l \\
 &= 0,40 \frac{\text{mole}}{l} \times 0,050 l \\
 &= 0,020 \text{ mole de NaNO}_3 \text{ nécessaire} \\
 \text{Masse} &= 0,020 \text{ mole} \times \frac{85,0 \text{ g}}{\text{mol}} \\
 &= 1,7 \text{ g nécessaire}
 \end{aligned}$$

Ex. : Combien faudrait-il de KOH pour faire 200 ml de solution dont la concentration serait de 2,6 moles/l?

Réponse :

$$\begin{aligned}
 \text{Moles} &= \text{concentration} \times l \\
 &= 2,6 \frac{\text{moles}}{l} \times 0,200 l \\
 &= 0,52 \text{ mole}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{Masse} &= 0,52 \text{ mole} \times \frac{56,1 \text{ g}}{\text{mol}} \\
 &= 29,172 \text{ g ou } 29 \text{ g (2 chiffres significatifs)}
 \end{aligned}$$

### Stratégies d'évaluation suggérées

#### Devoirs avec papier et crayon

Les élèves doivent pouvoir simplement reconnaître les diverses unités et expliquer ce qu'elles signifient.

Normalement, l'évaluation se ferait à l'aide de jeux-questionnaires et de feuilles de devoir.

#### **C30S-4-14**

**Résoudre des problèmes comportant le calcul de concentrations, de moles, de masses et de volumes;**

#### **S3C-0-U1**

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,**

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;*

#### **S3C-0-U2**

**Démontrer une compréhension des notions de chimie,**

*par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs.*

#### **Connaissances du niveau d'entrée**

Comme nous l'avons déjà mentionné, les élèves n'ont reçu aucun renseignement sur la concentration des solutions avant d'aborder le résultat d'apprentissage C30S-4-13.

### Notes à l'intention de l'enseignant

Il convient de donner aux élèves des exemples de problèmes exposant les étapes à franchir pour calculer la variable nécessaire. Il faut leur fournir un bon modèle permettant de résoudre un problème typique.

Exemple n° 1 : Trouve la concentration de 5,0 l de solution contenant 2,5 moles de soluté dissous.

Réponse :

$$\text{Concentration} = \frac{\text{Moles}}{\text{l}} = \frac{2,5 \text{ moles}}{5,0 \text{ l}} = 0,50 \text{ mol/l}$$

Exemple n° 2 : 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?

Réponse :

$$\text{Volume (l)} = \frac{\text{moles}}{\text{concentration (mol / l}^{-1}\text{)}}$$

$$\text{Volume} = \frac{0,10 \text{ mol}}{0,40 \text{ mol / l}^{-1}}$$

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

$$\text{Volume} = 0,25 \text{ l (deux chiffres significatifs)}$$

Exemple n° 3 : Calcule la masse d'hydroxyde d'ammonium (NH<sub>4</sub> OH) nécessaire pour faire 0,30 l d'une solution dont la concentration serait de 0,25 mol / l.

Réponse :

$$\begin{aligned} \text{Masse} &= \text{concentration} \times \text{litres} \\ &= 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \times 0,30 \text{ l} \end{aligned}$$

$$\text{Masse} = 0,075 \text{ mol} \times \frac{35,0 \text{ g}}{\text{mol}}$$

$$= 2,6 \text{ g (deux chiffres significatifs)}$$

Exemple n° 4 : Calcule la concentration de 0,400 l de solution si 44,0 g de Li<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y sont dissous.

Réponse :

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

$$= 0,400 \text{ mol}$$

$$C = \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$= \frac{0,400 \text{ mol}}{0,400 \text{ l}}$$

$$= 1,00 \text{ mol / l (trois chiffres significatifs)}$$

Exemple n° 5 : Quel volume faudrait-il pour faire une solution dont la concentration serait de 0,400 / l et qui contiendrait 51,01 g de nitrate de sodium?

Réponse :

$$\text{Moles} = \frac{51,01 \text{ g}}{85,01 \text{ g/ mol}}$$

$$= 0,600 \text{ mol}$$

$$\text{Litres} = \frac{\text{moles}}{\text{concentration}}$$

$$= \frac{0,600 \text{ mol}}{0,400 \text{ mol / l}}$$

$$= 1,50 \text{ l (trois chiffres significatifs)}$$

$$= 1,50 \text{ l}$$

### Stratégies d'évaluation suggérées

#### Devoirs avec papier et crayon

Normalement, l'évaluation se ferait à l'aide de jeux-questionnaires et de feuilles de devoir.

#### **C30S-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.**

#### **S3C-0-S4**

**Choisir l'équipement scientifique judicieusement et l'utiliser en toute sécurité, par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;**

#### **S3C-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 et les chiffres significatifs.**

#### **Connaissances du niveau d'entrée**

Les élèves n'ont aucune connaissance de base sur la façon de préparer des solutions avec précision. Dans le contexte du résultat d'apprentissage C30S-4-13, ils ont appris ce qu'étaient les unités de mesure des concentrations, et dans le résultat précédent (C30S-4-14), ils ont résolu des problèmes relatifs aux concentrations.

### Notes à l'intention de l'enseignant

Remarque : Il convient de préparer des solutions que l'on pourrait utiliser aux fins du résultat d'apprentissage C30S-4-17, dans le cadre duquel les élèves prépareront une dilution à partir d'une solution dont ils connaîtront la concentration.

Exemple : Solutions de  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{CoCl}_2$  et de  $\text{NaCl}$  dont la concentration est de  $0,10 \text{ mol/l}$ .

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. La procédure pourrait être la suivante :

On mesure une certaine quantité de soluté sur un morceau de papier doux pesé d'avance. On peut ensuite verser 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. On lave ensuite les parois de l'entonnoir avec l'eau, et on remplit la fiole aux deux tiers environ. En agitant soigneusement la fiole, on fait dissoudre le soluté complètement. Enfin, on accroît 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.

### Exemple

Prépare  $100,0 \text{ ml}$  d'une solution contenant  $5,85 \text{ g}$  de chlorure de sodium. Quelle serait la concentration de ta solution?

Calculs :

$$\text{Moles de NaCl} = \frac{5,85 \text{ g}}{58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\text{Moles} = 0,100 \text{ mol}$$

$$\text{Concentration} = \frac{\text{moles}}{\text{l}}$$

$$= \frac{0,100 \text{ mol}}{0,1000 \text{ l}}$$

$$= 1,00 \text{ mol/l (trois chiffres significatifs)}$$

Mettez un petit morceau de papier doux dans la balance et pesez-le précisément. Enregistrez la masse du papier. Ensuite, tapotez doucement et tournez le contenant de  $\text{NaCl}$  pour en extraire  $2,34 \text{ g}$ . Si vous en ajoutez une trop grande quantité, rappelez-vous d'éteindre la balance, ou d'immobiliser le plateau, puis retirez une plus grande quantité de sel que nécessaire. **NE REMETTEZ PAS** la quantité excédentaire de  $\text{NaCl}$  dans son contenant original pour éviter la contamination. Allumez la balance et continuez d'ajouter le  $\text{NaCl}$  jusqu'à ce que vous obteniez la masse exacte.

Insérez délicatement dans le goulot d'une fiole jaugée de  $100 \text{ ml}$  un entonnoir-filtre de verre propre, en veillant à ce que tout l'appareil ne se renverse pas. Versez soigneusement

dans l'entonnoir le NaCl mis sur le papier. Lessivez doucement le solide mis dans l'entonnoir avec une burette contenant de l'eau distillée ou désionisée. Lavez les parois de l'entonnoir avec la même eau. Retirez l'entonnoir et remplissez la fiole aux deux tiers environ de son volume. Obstruez le goulot de la fiole avec un bouchon, un « parafilm » ou un autre moyen, puis agitez-la 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. Ajoutez de l'eau distillée dans la fiole jusqu'à ce que vous obteniez le volume exact voulu.

### **Activité de laboratoire**

Il existe une activité intéressante pendant laquelle on demande aux élèves de trouver la concentration d'une solution donnée. Une partie du travail des élèves consiste à concevoir la procédure nécessaire pour résoudre le problème.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

Comme il s'agit d'une expérience d'évaluation, il convient de préparer une courte rubrique axée sur les compétences qui servira à évaluer un ensemble donné de connaissances.

### Rapports de laboratoire

Pour évaluer les activités de laboratoire décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, on peut demander un rapport de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

### Inscription dans le journal scientifique personnel

Demandez aux élèves de parler des sources d'erreurs dans le contexte de cette expérience. Nous en mentionnons plusieurs ici :

- Erreurs de mesure de la masse
- Perte de masse pendant les transferts
- Ajout d'un volume inexact.

### Devoirs avec papier et crayon

L'enseignant peut demander aux élèves de décrire le bon déroulement de la procédure nécessaire pour préparer une solution semblable à celle dont la classe aura discutée pendant le cours. Il peut aussi leur demander de parler de l'importance relative des diverses erreurs possibles.

### **C30S-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;**

### **S3C-0-U1**

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,**

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;*

### **S3C-0-U2**

**Démontrer une compréhension des notions de chimie,**

*par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs.*

### Connaissances du niveau d'entrée

Aucune connaissance antérieure, sauf qu'il faut pouvoir résoudre des problèmes relatifs aux concentrations (C30S-4-14).

### Notes à l'intention de l'enseignant

Il importe 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.

Exemple n° 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.

$$\text{Moles (de la solution originale)} = \frac{\text{moles}}{l} \times l$$

$$\text{Moles} = 8,00 \frac{\text{moles}}{l} \times 0,025 l$$

$$\text{Moles} = 0,200 \text{ mole}$$

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

$$\text{Concentration (de la solution finale)} = \frac{\text{Moles}}{l \text{ (volume final)}}$$

$$C = \frac{0,200 \text{ mole}}{(0,025 + 0,075) l}$$

$$C = 2,00 \text{ moles} / l$$

Exemple n° 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.

$$\text{Nombre de moles dans la solution initiale} = C \times l$$

$$= \frac{5,00 \text{ mol}}{l} \times 0,150 l$$

$$= 0,750 \text{ mol}$$

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.

Volume final =  $\frac{\text{nombre de moles final}}{\text{concentration finale}}$  (le même qu'au départ)

$$= \frac{0,750 \text{ mol}}{2,00 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

$$= 0,375 \text{ l}$$

Le volume ajouté serait de 225 ml : 375 – 150 ml.

Une autre façon consiste à faire un calcul avec des solutions de réserve.

Exemple n° 3 : Quel le volume d'une solution de réserve dont la concentration de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> est de 18,0 mol/l faudrait-il pour faire 300 ml d'une solution dont la concentration serait de 3,00 mol/l?

Moles (dans la solution finale) =  $\frac{\text{moles}}{\text{l}}$  (nbre final) x l (soln finale)

$$\text{Moles} = 3,00 \frac{\text{moles}}{\text{l}} \times 0,300 \text{ l}$$

$$\text{Mole} = 0,900 \text{ mol.}$$

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

Volume (de la solution de réserve) =  $\frac{\text{Moles (nbre initial)}}{\text{concentration (initiale)}}$

$$\text{Volume} = \frac{0,900 \text{ mole}}{18,0 \text{ moles/l}}$$

$$\text{Volume} = 0,0500 \text{ l.}$$

On ferait la dilution en versant 50,0 ml d'une solution de réserve de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 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.

Exemple n° 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.

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

$$\begin{aligned} \text{N}^{\text{bre}} \text{ de moles final} &= \text{Concentration finale} \times \text{volume final} \\ &= \frac{3,48 \text{ mol}}{\text{l}} \times 0,1500 \text{ l} \end{aligned}$$

$$= 0,522 \text{ mol}$$

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

$$\text{Concentration finale} = \frac{n^{\text{bre}} \text{ de moles initial}}{\text{volume initial}} \text{ (le même que le } n^{\text{bre}} \text{ final)}$$

$$= \frac{0,522 \text{ mol}}{0,450 \text{ l}}$$

$$= 11,6 \text{ mol/l}$$

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

### Notes à l'intention de l'enseignant

Le deuxième genre de problèmes de dilution concerne les cas où des solutions contenant les mêmes solutés et solvants sont combinées ensemble.

Exemple : 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?

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.

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

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 :  $C = \text{moles/litre}$

$$\text{Moles de la solution n}^{\circ} 1 = \text{concentration n}^{\circ} 1 \times \text{volume n}^{\circ} 1$$

$$= \frac{0,250 \text{ mol}}{1} \times 0,050 \text{ l}$$

$$= 0,0125 \text{ mol}$$

$$\text{Moles de la solution n}^{\circ} 2 = \text{conc n}^{\circ} 2 \times \text{volume n}^{\circ} 2$$

$$= \frac{0,450 \text{ mol}}{1} \times 0,0750 \text{ l}$$

$$= 0,03375 \text{ mol}$$

$$\text{Concentration finale} = \frac{\text{moles 1} + \text{moles 2}}{\text{volume 1} + \text{volume 2}}$$

$$= \frac{0,0125 \text{ mol} + 0,03375 \text{ mol}}{0,050 \text{ l} + 0,0750 \text{ l}}$$

$$= 0,370 \text{ mol/l}$$

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.

### Stratégies d'évaluation suggérées

#### Devoirs avec papier et crayon

Normalement, l'évaluation de la compréhension des problèmes abordés dans le cadre de ce résultat d'apprentissage se ferait à l'aide de jeux-questionnaires et de feuilles de devoir.

#### **C30S-4-17**

**Faire une dilution à partir d'une solution dont la concentration est connue;**

#### **S3C-0-U1**

**Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,**

*par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;*

#### **S3C-0-R1**

**Sélectionner et intégrer de l'information obtenue à partir d'une variété de sources, entre autres imprimés, électroniques, humaines.**

#### **Connaissances du niveau d'entrée**

Les élèves n'auront sans doute fait aucune dilution à ce stade-ci, mais ils auront préparé des solutions et utilisé de la verrerie jaugée dans le cadre du résultat d'apprentissage C20S-4-15.

#### **Notes à l'intention de l'enseignant**

Demandez aux élèves d'utiliser une des solutions préparées dans le cadre du résultat C30S-4-14, pour faire une dilution. Demandez-leur de concevoir la procédure à suivre. Vérifiez-la ensuite et apportez 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.

Procédure proposée pour diluer une solution dont la concentration est de 1,00 mol/l en une autre dont la concentration est de 0,00100 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.
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 procédure.

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.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

#### Rapports de laboratoire

Comme il s'agit d'un laboratoire d'évaluation du rendement, l'enseignant surveille de près les élèves pour s'assurer qu'ils suivent la procédure correctement. Il peut employer une rubrique de mesure du rendement pour évaluer le degré de réussite de l'élève dans le cadre de cette activité.

Pour évaluer les activités décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, on peut demander un rapport de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

#### Inscription dans le journal scientifique personnel

Il s'agit d'une nouvelle procédure de laboratoire. Les élèves voudront peut-être ajouter des commentaires dans leur journal de laboratoire, en ce qui concerne les erreurs commises et l'exactitude de la procédure.

#### **C30S-4-18**

**Illustrer 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;**

#### **S3C-0-R1**

**Sélectionner et intégrer de l'information obtenue à partir d'une variété de sources, entre autres imprimés, électroniques, humaines.**

#### **S3C-0-R2**

**Justifier le choix des renseignements d'après leur fiabilité, l'absence de parti pris et l'utilité des sources;**

#### **S3C-0-R3**

**Citer les sources d'information d'une façon communément acceptée;**

#### **S3C-0-R5**

**Appliquer toute une gamme de méthodes pour communiquer les résultats de la recherche en fonction du but recherché et des destinataires.**

#### **Connaissances du niveau d'entrée**

Les élèves auront sans doute déjà vu certains de ces exemples. Il est à espérer qu'ils pourront fournir des exemples de leur cru.

#### **Évaluation des connaissances antérieures**

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

### **Notes à l'intention de l'enseignant**

Il existe de nombreux exemples de solutions que l'on peut trouver dans la plupart des ménages. Les renseignements sur la concentration sont fournis de diverses manières.

Il serait utile que les élèves réunissent leurs propres exemples de solution. Cependant, on a fourni des exemples que l'on pourrait parfaire et raffiner grâce aux autres renseignements obtenus des élèves.

#### Produits ménagers

Tous les ingrédients n'ont pas été inclus.

Camphre Vicks Vaporub™, 4,73 % en poids  
Hydratant Curel\* à la glycérine, 12 % en poids  
Alcool, 40 % en volume  
Eau Aquafina™, ion fluorure, 0,3 ppm  
Round Up™, 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 compétents.  
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.

[www.pcpages.com/fish/](http://www.pcpages.com/fish/)

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 (Cl<sub>2</sub>) au niveau suivant : entre 1,0 et 2,5 ppm.

[www.fteck.net/~jshep/pools.htm](http://www.fteck.net/~jshep/pools.htm)

### 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. Une référence Internet a aussi été fournie.

Le tableau indique la durée maximale 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'O<sub>2</sub> comparativement à la normale, qui est de 21 % d'O<sub>2</sub> 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

[www.online.uilliois.edu/oakley/nitrox.html](http://www.online.uilliois.edu/oakley/nitrox.html)

### 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.

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

Ce résultat d'apprentissage a mis en lumière une autre bonne raison pour laquelle les élèves ont avantage à étudier la chimie. Les élèves doivent pouvoir donner des exemples de solutions trouvées dans leur vie quotidienne.

### Comptes rendus de recherche

Si les élèves ont le temps de réunir d'autres exemples d'endroits où l'on peut trouver des solutions différentes, l'information recueillie peut faire l'objet :

- de comptes rendus écrits;
- d'exposés verbaux;
- d'un tableau d'information (babillard).

### Présentations visuelles

Tout dépendant des renseignements recueillis, les élèves peuvent présenter leurs résultats en recourant aux moyens suivants :

- des affiches;
- des brochures;
- des tableaux d'information (babillards)
- des maquettes.

L'enseignant pourra évaluer chacun des modes de présentation énumérés dans la page précédente, au moyen d'une rubrique appropriée qu'il aura définie avec les élèves, avant le début du devoir.

### **C30S-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;**

### **S3C-0-A1**

**Faire preuve de confiance en sa capacité de mener des recherches en chimie et d'examiner des enjeux STSE;**

### **S3C-0-D1**

**Définir et décrire les paramètres liés à un enjeu STSE, par exemple les intervenants, les décisions précédentes, les facteurs limitatifs, les données et les arguments actuels;**

### **S3C-0-D2**

**Élaborer des options et déterminer les répercussions positives ou négatives de chacune.**

### **Connaissances du niveau d'entrée**

Beaucoup d'élèves des milieux ruraux connaîtront mieux que les autres les procédés allant de pair avec le traitement de l'eau, vu qu'ils vivent à proximité d'une usine de traitement.

### **Évaluation des connaissances antérieures**

Vérifiez la compréhension de la matière antérieure et faites une récapitulation au besoin.

### **Notes à l'intention de l'enseignant**

Dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, les élèves sont censés apprendre quelles sont les méthodes employées pour traiter l'approvisionnement en eau dans leur localité. 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.

Le document suivant contient un bon diagramme et une explication de ce qu'est l'osmose inverse (GC & A, p. 468).

Idéalement, la classe devrait pouvoir 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, l'enseignant doit 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. Le site contient une carte des localités manitobaines et précise l'emplacement de leur source d'approvisionnement en eau et des usines de traitement.

Site Web du ministère de la Gestion des ressources hydriques :  
<http://www.gov.mb.ca/waterstewardship/odw/index.html>

### **Activité de recherche**

Demandez aux élèves de se renseigner sur leur propre approvisionnement en eau et de trouver comment et où l'eau est traitée. Le site de Gestion des ressources hydriques Manitoba 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. Des ouvrages de référence sont énumérés à la page suivante. Les sites Web et les manuels contiennent des diagrammes d'usine de traitement; les élèves pourraient s'en servir pour faire une maquette et la mettre en montre.

### **Prendre des décisions face à un problème (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.

### **Activités**

- 1) Les élèves pourraient organiser un sketch 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.
- 2) Un débat sur la comparaison entre le coût et l'efficacité du traitement de l'eau.
- 3) Un procès concernant l'empoisonnement des animaux dû à une grosse entreprise locale qui contamine l'approvisionnement local en eau.

Des activités semblables pourraient concerner l'adoucissement de l'eau.

### **Renseignements pour l'enseignant**

La page suivante donne des renseignements sur les réservoirs d'eau mondiaux. Ces éléments peuvent servir à amorcer une discussion sur les pénuries d'eau dans le monde. Le texte est une adaptation de l'ouvrage intitulé *Fundamentals of Oceanography* (Druxbury et Druxbury, Wm. C. Brown Publishers, 1996, p. 33).

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

#### Comptes rendus de recherche

Demandez aux élèves de faire des recherches et de présenter un compte rendu, soit individuellement, soit en petits groupes. Ensuite, ils pourront présenter les renseignements recueillis sous une des formes suivantes :

- un compte rendu écrit
- un exposé verbal
- des tableaux d'information
- une présentation multimédia.

#### Présentations visuelles

Afin de présenter leur matière, les élèves pourront produire :

- des affiches;
- une brochure;
- des tableaux d'information;
- des maquettes.

L'enseignant pourra évaluer chacun des modes de présentation énumérés dans la page précédente, au moyen d'une rubrique appropriée qu'il aura définie avec les élèves, avant le début du devoir. Des modèles de rubrique sont fournis dans l'annexe appropriée du présent document.

#### Inscription dans le journal scientifique personnel

Le contexte du présent résultat d'apprentissage offre aux élèves une occasion de s'exprimer personnellement sur l'état de notre approvisionnement en eau, sur le fait qu'on en abuse, sur les inquiétudes que suscite le traitement de l'eau, etc.

#### Les réserves d'eau dans le monde

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

Adaptation de : *Fundamentals of Oceanography* (Druxbury et Druxbury, Wm. C. Brown Publishers, 1996, p. 33).

## Annexe 1 : Substances polaires et non polaires

Nom des élèves \_\_\_\_\_ Date \_\_\_\_\_

Objet : Au cours de l'expérience, vous découvrirez quelles substances forment des solutions quand on les mélange, et vous formulerez 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.

<u>Substances</u> :	<u>Polaires</u>	<u>Non polaires</u>
	Cristaux de sulfate de cuivre (II)	Cristaux d'iode solide
	Eau	Huile végétale
	Vinaigre	Kérosène

### Procédure :

En te guidant sur le tableau fourni ci-après, mélange de toutes les façons possibles les substances énumérées ci-dessus. Ton professeur t'indiquera quelle quantité de solide tu dois ajouter.

Si la substance est un liquide, utilises-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.

Une fois que tu as mis les substances dans l'éprouvette, agite celle-ci pour les mélanger.

Jette les solutions en suivant les directives de ton professeur.

### 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

### Thèmes de discussion :

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 2 : Substances polaires et non-polaires – Notes 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).

L'enseignant doit 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 utilisée à la fin de l'expérience doit être éliminée 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. Demandez-leur 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.

### Réponses aux questions

2.
  - a) Le chlorure de cobalt 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.
3. Énoncé 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 3 : Pourquoi l'eau et l'huile ne se mélangent-elles pas? –  
Démonstration à l'aide d'un rétroprojecteur**

Voir Chimie 30S et 40S – Programme d'études transitoire, p. C.105

## Annexe 4 : Construire une courbe de solubilité

### Discussion avant l'expérience

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, l'enseignant 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.

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

<u>Matériel</u> :	NH <sub>4</sub> Cl	eau distillée
	Cylindre gradué	balance
	Papier filtre	pelles
	Brûleur Bunsen	allumettes
	2 thermomètres	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.
	Éprouvettes 25 x 200 mm	pincettes à thermomètre
	Bécher de 400 ml	eau du robinet

### Procédure :

1. Pèse exactement \_\_\_\_\_ g de NH<sub>4</sub>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.
6. Répète les étapes 4 et 5 deux autres fois. Tu dois dépasser d'environ 10°C la température que tu enregistres chaque fois.
7. Inscris les données dans le tableau fourni.

8. 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 :

1. Pourquoi est-il important de mesurer exactement la quantité donnée de soluté et de solvant?
2. 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.
3. Les données de la classe produisent-elles une courbe régulière et sans accident? Y a-t-il des points en dehors de la courbe? Explique ces anomalies.
4. Quelle relation y a-t-il entre la température et la solubilité sur cette courbe?
5. Que représente un point sur la courbe?
6. Quelle est la solubilité du chlorure d'ammonium à 10 °C et à 90 °C. Explique comment tu as trouvé ces valeurs.

## Annexe 5 : Construire un courbe de solubilité – Notes 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 n° 1	8,00 g	~ 28 °C
Groupe n° 2	9,00 g	~ 39 °C
Groupe n° 3	10,00 g	~ 50 °C
Groupe n° 4	11,00 g	~ 60 °C
Groupe n° 5	12,00 g	~ 70 °C
Groupe n° 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.

### Activités complémentaires

- Demandez aux élèves de discuter des erreurs expérimentales.
- Demandez aux élèves d’utiliser un logiciel d’analyse graphique pour tracer la courbe et trouver la relation mathématique entre la solubilité et la température.
- Demandez 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.

3. 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.)
4. La solubilité du chlorure d'ammonium est directement proportionnelle à la température du solvant.
5. La solubilité du chlorure d'ammonium à cette température.
6. La solubilité à 10 °C est d'environ 33 g, à 90 °C, de 71 g. Les deux valeurs ont été calculées par extrapolation.

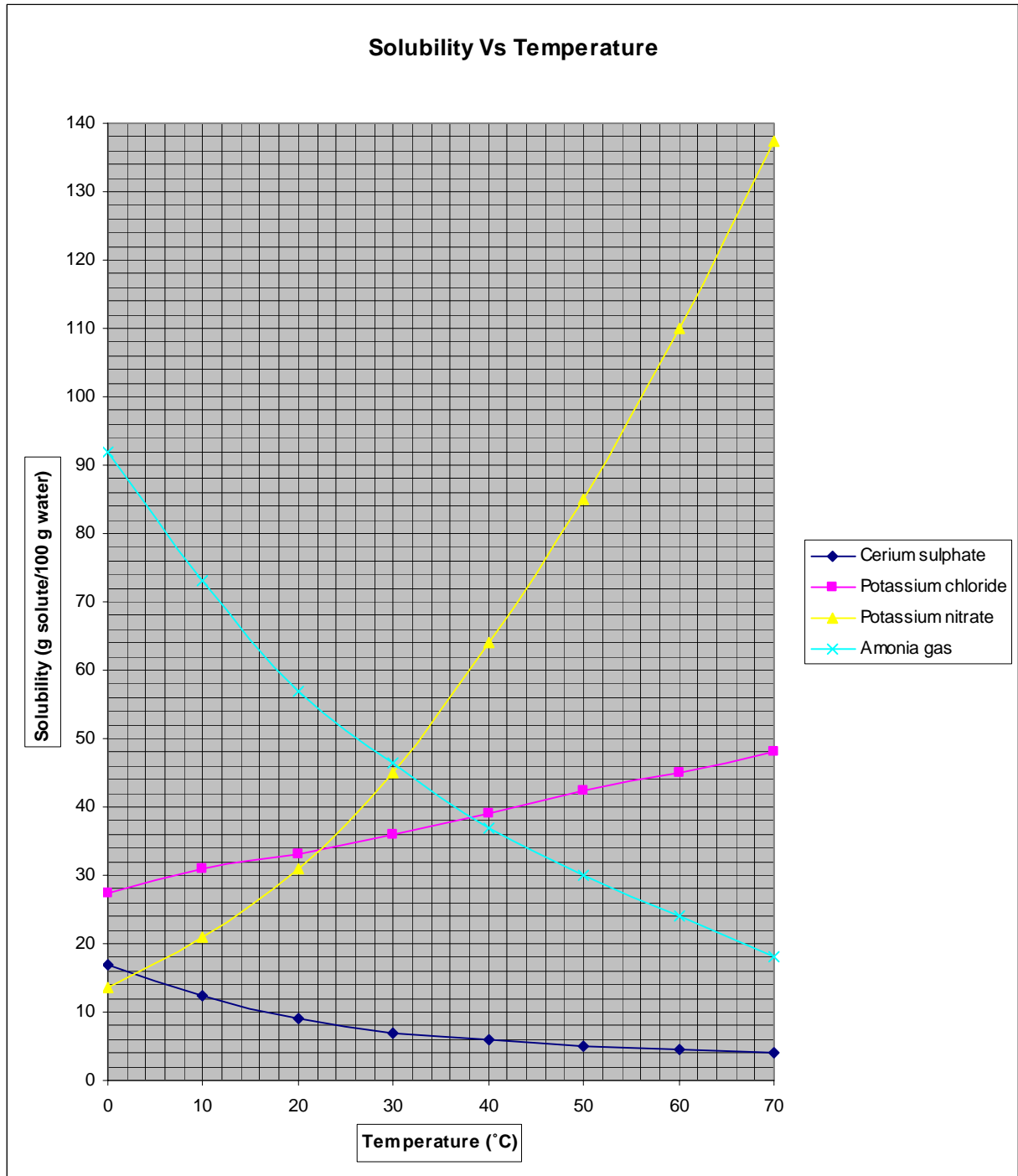
**Annexe 6 : Solutions insaturées, saturées et sursaturées**

Voir Chimie 30S et 40S – Programme d'études transitoire, p. C.101 et C.102

## **Annexe 7 : Cristaux et production de cristaux**

Voir Chimie 30S et 40S – Programme d'études transitoire, p. C.103 et C.104

### Annexe 8 : Courbe de solubilité



Solubilité par rapport à la température  
Solubilité (g de soluté/100 g d'eau)  
Sulfate de cérium  
Chlorure de potassium  
Nitrate de potassium  
Gaz ammoniac  
Température (°C)

## **Annexe 9 : Effet du sel et de l'antigel sur le point de fusion de la glace**

Voir Introduction aux sciences physiques, de Jean Deschênes, Éditions études vivantes (1979), ISBN 2-7606-0009-7. p. 79 et 80. DREF [530.0202/A572p.Fd](#)

## **Annexe 10 : Effet de l'antigel sur le point d'ébullition de l'eau**

Voir Introduction aux sciences physiques, de Jean Deschênes, Éditions études vivantes (1979), ISBN 2-7606-0009-7. p. 85 et 86. DREF [530.0202/A572p.Fd](#)

## Annexe 12 : Répondre aux questions en consultant Internet

Travaille en équipe dans la salle d'informatique 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
% P/V		
% V/V		
ppm		
ppM		
mol/l		

2. Décris le processus de traitement de l'eau.

2. 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.)

## **Chimie – Solutions – Chasse au trésor**

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 professeur 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.**