

LA NUIT DE LA SCIENCE

82'800 [s]



268'721 [kg]

MESURER COMPTER

3+4 JUILLET 2004
AU MUSÉE
D'HISTOIRE
DES SCIENCES



UNIVERSITÉ DE GENÈVE

Section de chimie

Index

3	Chimie analytique	Dosage de l'alcool par GC
5	Chimie physique	pH et spectroscopie
5		Définition et mesure du pH
6		Classer l'acidité de produits ménagers
7		Jus de choux et glace sèche
8		Est-ce que le sucre neutralise l'acide ?
9		Spectroscopie
9		Mesure de la concentration d'ions en solution
11		Spectroscopie d'absorption : arc-en-ciel chimique
12		Absorption et dilution : observations avec du sirop
13	Chimie organique	Synthèse de l'acétate d'isoamyle - Mesure de la quantité d'eau produite par la réaction d'estérification
14		Réactions oscillantes
15		Chiralité - Sentir des énantiomères - Mesurer leur pouvoir rotatoire spécifique
17	Biochimie	Mesure du sucre pendant une fermentation de la bière
18		Un peu de biochimie
21	Glaces et thermodynamique	La recette de la crème glacée
22		Le mélange réfrigérant Glace-NaCl
22		Abaissement du point de fusion de la glace lors de l'ajout de NaCl
23		Pourquoi utilise-t-on le mélange glace-NaCl comme mélange réfrigérant ?
24		Les propriétés colligatives
25	Questionnaire concours	Questions et réponses



DOSAGE DE L'ALCOOL (ETHANOL)

Ce dosage est effectué par chromatographie en phase gazeuse.

Principe :

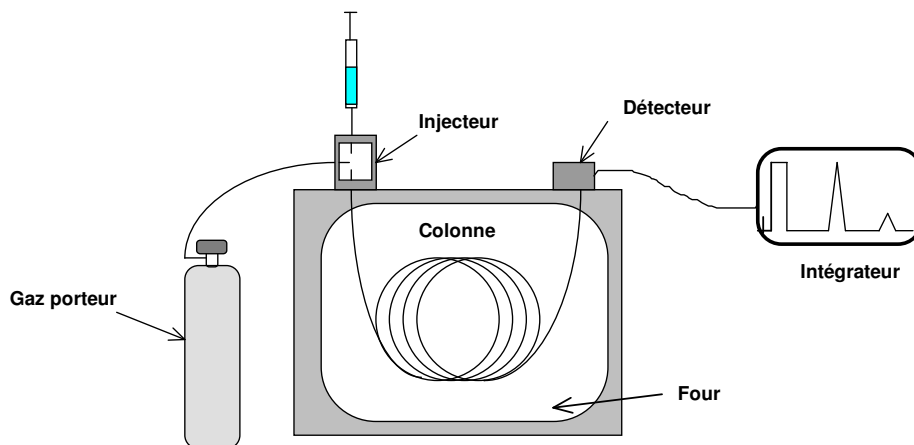


Schéma d'un appareil de chromatographie en phase gazeuse

Le "cœur" de l'appareil est une colonne, placée dans un four chauffé et contenant des petits grains d'une substance absorbante (phase stationnaire) sur laquelle se séparent les composés à analyser par différence d'absorption.

L'échantillon à analyser est introduit dans l'injecteur, évaporé si nécessaire, et entraîné à travers la colonne par un gaz porteur, azote ou hélium.

À la sortie de la colonne le gaz porteur, contenant les substances séparées, entre dans un détecteur.

Il existe différents types de détecteurs. Le plus courant est le détecteur à ionisation de flamme (FID). Il détecte toutes les molécules organiques. Il consiste en une petite flamme, hydrogène - air, dans laquelle arrive le gaz porteur provenant de la colonne. Cette flamme est placée entre deux pièces métalliques (électrodes) auxquelles est appliqué un potentiel électrique de 150 - 200 V.

Lorsqu'une substance organique quitte la colonne après séparation, elle est "cassée" en fragments chargés électriquement (ionisés) permettant le passage d'un courant entre les électrodes, courant proportionnel à la quantité de substance sortant de la colonne, donc contenue dans l'échantillon analysé.

Applications:

Cette technique est très couramment utilisée pour la séparation et le dosage de toutes substances (molécules) :

- déjà sous forme gazeuse : par ex. gaz naturel
- pouvant être mise sous forme gazeuse par chauffage: par ex. essence, pétrole, solvants, pesticides.

Lors de cette démonstration, cette technique sera utilisée pour le dosage de l'alcool (éthanol) dans des boissons alcooliques, bière en particulier.

L'échantillon n'est pas directement introduit dans l'injecteur, mais placée dans un flacon fermé. Il s'établit un équilibre entre la concentration de l'alcool dans l'échantillon et la phase gazeuse du flacon. C'est cette phase gazeuse qui est injectée dans l'appareil.

Cette technique est appelée "Headspace" ou espace de tête et évite de contaminer l'appareil avec les substances non-volatiles contenues dans l'échantillon (sucres, protéines etc.)

D'autre part, une substance, le dioxane, est ajoutée en quantité constante à tous les échantillons afin de supprimer les erreurs sur le volume injecté et celles dues à la différence de nature des échantillons analysés (effet de matrice).

L'appareil est calibré au préalable avec des solutions d'alcool de concentrations connues.

Cette technique est une des méthodes officielles pour le dosage de l'alcool dans le sang (alcoolémie). La loi définit comment doivent être effectuées les analyses d'alcoolémie dans le cadre de la circulation routière et quels sont les laboratoires habilités à les effectuer.

En particulier, chaque échantillon doit être analysé quatre fois par deux méthodes différentes, dont l'une est celle présentée à ce stand. La limite actuelle est 0.8 o/oo mais, dès le 1^{er} janvier 2005, 0.5 o/oo.

pH et spectroscopie

Définition et mesure du pH

Définition du pH

pH = « pondus Hydrogenium » $pH = -\log[H_3O^+]$ ou bien : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

Utilisation de papier-pH

C'est une méthode simple et rapide mais peu précise. Des bandelettes de papier sont imprégnées de plusieurs indicateurs colorés. Ces substances ont une **coloration qui varie en fonction du pH**.

Pour ne pas contaminer la solution dont on veut mesurer le pH, il est préférable de déposer quelques gouttes directement sur la bandelette colorée et de comparer la coloration obtenue à celle des échantillons de référence. On peut utiliser des bandelettes dont la gamme de pH varie de 0 à 14 (précision : une unité) ou à spectre restreint sur 1,5 à 2 unités pH (précision: 0,2 à 0,3 unités).



Utilisation d'un pH-mètre

La mesure précise du pH d'une solution nécessite l'utilisation d'un pH-mètre.

● Principe

Il s'agit d'un millivoltmètre électronique qui mesure une différence de potentiel entre deux électrodes : une électrode de référence dont le potentiel est constant et indépendant du pH de la solution (à température constante) et une électrode de mesure dont le potentiel est fonction du pH de la solution. On utilise habituellement une électrode combinée en verre qui contient à la fois les deux électrodes.

L'appareil affiche les résultats en millivolts ou, après conversion, en unités pH.



●Précaution d'emploi des électrodes

Une bonne conservation conditionne la validité des mesures de pH. C'est pourquoi il faut :

- ✓ manipuler avec précaution l'électrode de verre,
- ✓ rincer soigneusement l'électrode à l'eau distillée avant et après son utilisation,
- ✓ ne pas laisser l'électrode dans une solution après mesure du pH,
- ✓ remettre l'électrode dans la solution de conservation entre chaque période de repos de l'appareil

Classer l'acidité de produits ménagers

Matériel:

- jus de chou rouge cuit (dans flacon avec pipette)
- produits ménagers liquides divers : jus de citron, vinaigre, eau oxygénée, eau gazeuse, eau du lac
- produits ménagers divers savon, produit vaisselle, bicarbonate, poudre lave vaisselle
- papier filtre
- cuvettes 1cm plastique
- papier pH

Mode opératoire:

On verse 2ml des échantillons liquides dans les cuvettes (support numéroté), et on ajoute une goutte du jus de chou dans chaque cuvette.

A l'aide de l'échelle de couleurs-acidité affichée, trier les échantillons par acidité croissante. Comparer avec le papier indicateur.

Prenez votre échantillon le plus acide et diluer environ 100 fois. (Contenu d'une cuvette dans gobelet 3dl, compléter avec l'eau.) Prélever 2ml pour mettre dans une cuvette, ajouter une goutte du jus de chou. Est-ce que la couleur a changée ?

Imbiber le papier filtre d'une solution diluée de jus de chou, laisser sécher. Poser les échantillons solides sur différents endroits du papier, ajouter éventuellement une goutte d'eau. Noter les couleurs et classer l'acidité des produits.

Commentaire:

On peut mesurer l'acidité en solution ou sur un support solide (papier indicateur). On trouve des produits ménagers dans une grande fourchette de pH, on fait ainsi beaucoup de chimie à la maison sans le savoir !

Précautions:

Selon les produits choisis (pas de contact avec les yeux !)

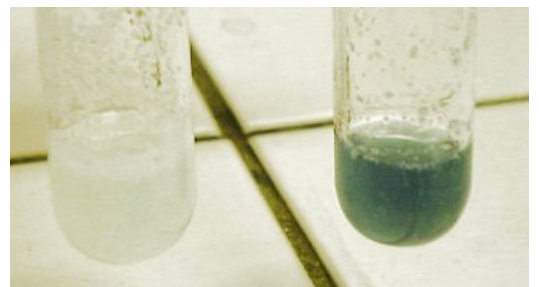
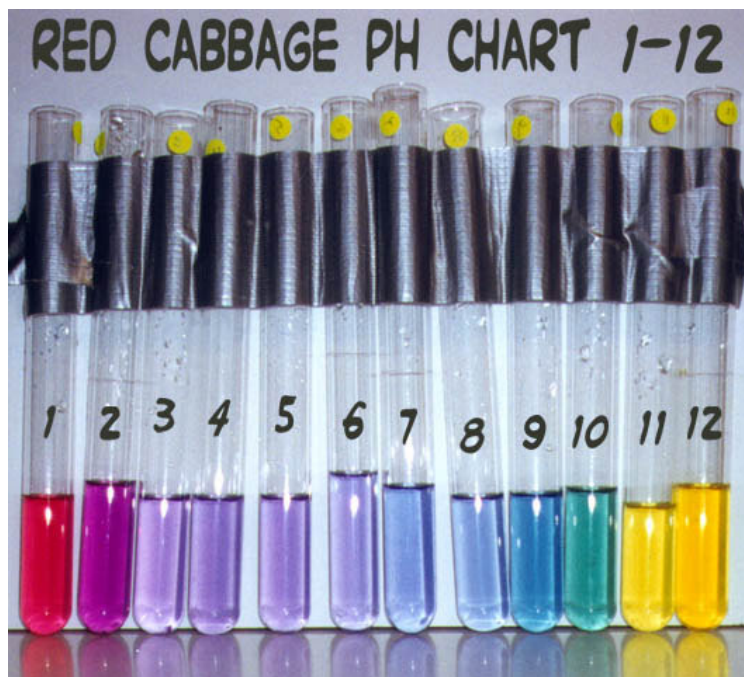
Pour mesurer l'acidité d'une substance, le chimiste propose une échelle : le pH.

Si le pH est faible (de 0 à 3), la solution est très acide

A pH = 7 la solution est neutre (p.ex. eau salée)

Si le pH est plus grand que 10, la solution est basique (alkaline)

Pour visualiser l'acidité, on peut utiliser des indicateurs comme le jus de choux rouge :



La couleur passe du rouge (pH=1) au jaune (pH=12).

Sur la figure de droite, on analyse un produit de vaisselle. La couleur bleue - verte suggère un pH autour de 10.

Attention : les substances acides (pH < 3) et basiques (pH > 10) sont dangereuses (à mettre hors d'atteinte des enfants !). Lisez les notices de sécurité sur les flacons !

Jus de choux et glace sèche

Matériel:

- un grand bécher plastique
- solution de phosphate ? (alcaline au départ)
- jus de choux rouge
- glace sèche

Mode opératoire:

On prépare une solution alcaline. On introduit assez d'indicateur (jus de chou rouge) et on estime le pH par la couleur.

On introduit prudemment de la glace sèche dans le bécher et on observe les changements au cours du temps.

Commentaire:

Le phosphate en solution se protonne progressivement, car la glace sèche en solution forme de l'acide carbonique et du gaz carbonique. On verra ainsi des changements de couleur en fonction de la neutralisation du phosphate.

Précautions:

Appareillage délicat.

Est-ce que le sucre neutralise l'acide ?

Matériel:

- thé noir froid
- jus de citron
- sucre
- crème à café
- gobelets plastiques (vin blanc) transparents

Mode opératoire:

On verse environ 0,5dl de thé dans 2 gobelets.

On ajoute dans un des gobelets du jus de citron. Que se passe-t-il ? Il est permis de goûter les deux échantillons.

On rajoute aussi du jus de citron dans le deuxième gobelet, ainsi qu'une cuillère pleine de sucre. On peut à nouveau goûter. Est-ce que la solution sucrée est moins acide ?

On ajoute de la crème dans les deux gobelets. Que se passe-t-il ?

Commentaire:

Le jus de citron est acide. Dans le thé, il y a une substance qui change de couleur en milieu acide.

En ajoutant le sucre, le goût change, mais la couleur reste.

La crème coagule en milieu acide, elle va coaguler dans le thé sucré et non sucré, l'acidité ne change pas !

Conclusions :

L'ajout de sucre ne change pas l'acidité.

La couleur du thé est un **indicateur** de l'acidité.

Précautions:

Le thé tache les habits

Spectroscopie

Mesure de la concentration d'ions en solution

Matériel:

- spectromètre optique (Cary 50)
- solutions de Co(II) et Ni(II) purs dans cuvettes 1cm scellées
- solutions mélangées Co(II) et Ni(II) dans cuvettes scellées
- papier brouillon pour explications

Mode opératoire :

On enregistre une ligne de base avec de l'eau pure dans une cuvette.

On mesure les spectres de Co (II) et Ni (II) à différentes concentrations pour montrer que l'absorbance est proportionnelle à la concentration.

On note l'absorbance pour une solution 2g/100ml (p.ex.) à une longueur d'onde donnée.

On enregistre le spectre d'une solution mélangée.

On lit la valeur de l'absorption pour les deux maxima et on calcule la concentration de nickel et cobalt dans la solution.

Commentaire :

Cette expérience s'adresse à un public plutôt adolescent ou adulte (il faut savoir maîtriser une règle de 3 !)

Conclusions :

On montre ici une manière de mesurer une concentration qui trouve beaucoup d'applications en chimie. (Analyse quantitative par colorimétrie, cinétique etc)

Précautions:

Les solutions sont à conserver dans les cuvettes scellées.

Nitrate de cobalt (classe de toxicité 2), nitrate de nickel (classe de toxicité 4)

Calculs :

Loi de Beer Lambert : $A = \varepsilon \cdot l \cdot c$

Dans notre cas, pour chaque métal, on ne varie que la concentration c .

Donc : $\frac{c_1}{A_1} = \frac{c_2}{A_2}$ ou bien : $c_1 = c_2 \cdot \frac{A_1}{A_2}$

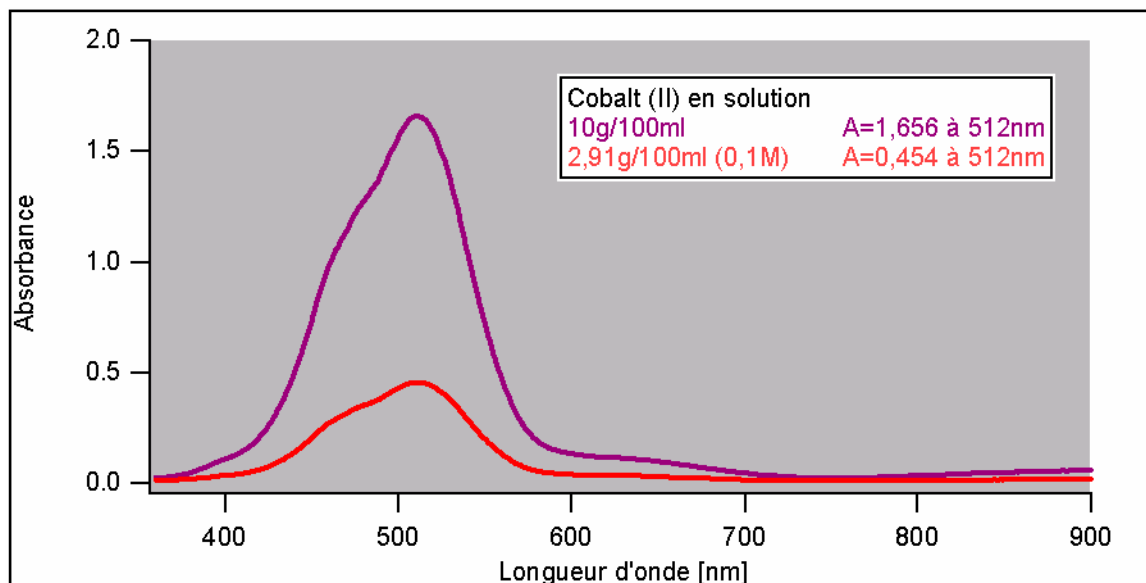
Application numérique pour le cobalt (à 512nm) :

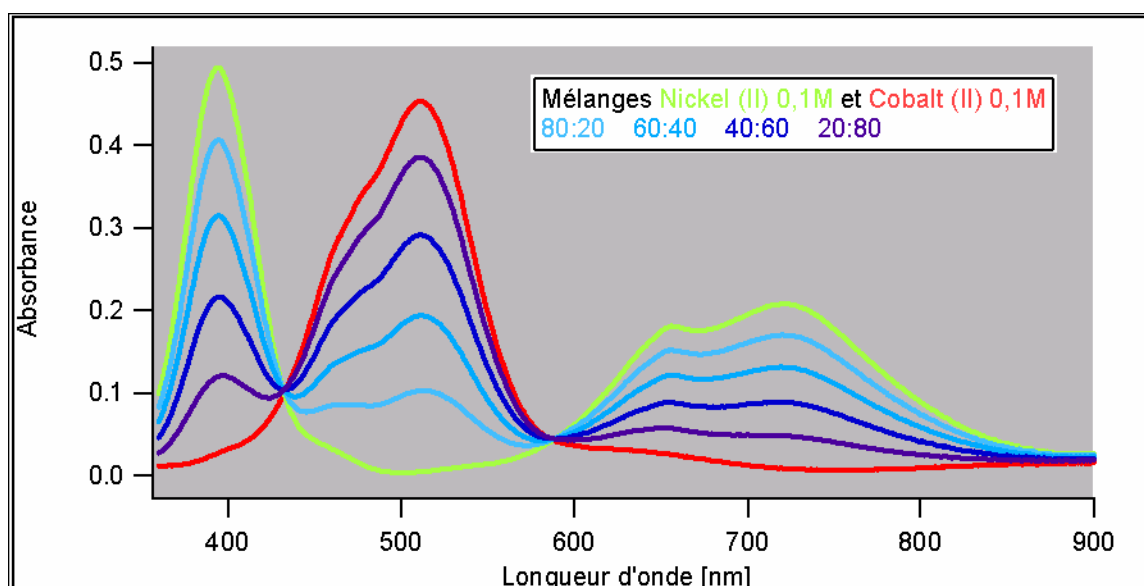
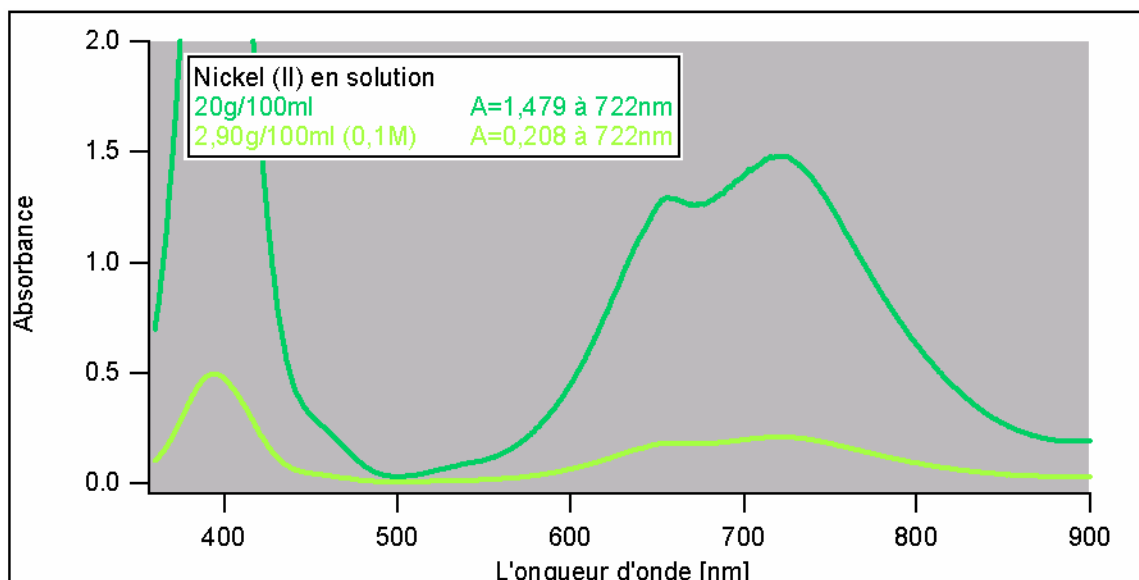
$c_2 = 10\text{g}/100\text{ml}$ $A_2 = 1,6565$

Pour une solution plus diluée, on mesure $A_1 = 0,4537$

La concentration de cette solution est donc :

$$c_1 = 10\text{g}/100\text{ml} \cdot \frac{0,4537}{1,6565} = 2,74\text{g}/100\text{ml}$$





Spectroscopie d'absorption : arc-en-ciel chimique

Matériel:

- spectromètre Zeiss avec lampe Xe et prisme 60°
- échantillons solutions : Co^{2+} , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, CuCl_4^{2-} , CuSO_4 , MnO_4^-

Mode opératoire:

On montre d'abord le spectromètre avec le prisme qui décompose la lumière blanche de la lampe Xe (regarder l'arc-en ciel).

Intercaler la solution rouge et regarder les couleurs transmises. Passer progressivement d'un échantillon à l'autre.

Que se passe-t-il lorsque l'on superpose deux échantillons : les absorptions sont cumulées, il y a toujours moins de lumière qui passe. A la limite, toute la lumière est absorbée. (= addition de lumière soustractive).

Commentaire:

Un échantillon coloré laisse passer la lumière qui correspond à sa couleur, il absorbe les autres couleurs (un échantillon rouge absorbe le bleu, voir aussi la figure des spectres correspondant aux échantillons ci-dessus).

On peut comparer le spectromètre Zeiss au spectromètre Cary (moderne).

Conclusions :

La couleur permet d'identifier un composé. Le spectromètre permet une mesure quantitative de l'absorption.

Précautions:

Appareillage délicat.

Absorption et dilution : observations avec du sirop

Matériel:

- sirop coloré (menthe, framboise, grenadine, selon le goût de l'enfant)
- eau potable
- gobelets plastiques cylindriques (vin blanc) transparents

Mode opératoire:

On verse environ 5mm de sirop dans 2 gobelets.

On observe l'absorption le long de l'axe du gobelet et à travers. Dans quelle direction l'absorption est plus importante ?

On ajoute dans un des gobelets de l'eau. Que se passe-t-il avec l'absorption dans le sirop dilué dans l'axe et à travers? Comparer avec le sirop non dilué.

Après l'expérience, on peut diluer aussi le sirop du deuxième gobelet et tout boire.

Commentaire:

La loi de Beer-Lambert dit que : $A = \epsilon \cdot l \cdot c$

Dans l'axe, on a 5mm de sirop, à travers il y a un chemin optique environ 5 fois plus grand, l'absorption est donc beaucoup plus forte.

En regardant dans l'axe du gobelet cylindrique, on maintient le rapport l.c constant : en diluant 5 fois, il y a 5 fois plus de liquide (l est multiplié par 5), mais la concentration est 5 fois plus petite.

On observant à travers le gobelet avec le sirop dilué, on constate naturellement l'effet de la dilution.

Précautions:

Aucune



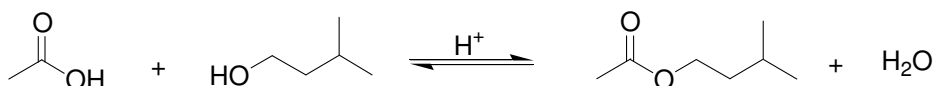
Chimie organique

N. Fuchs - X. Rathgeb
D. Polet



Synthèse de l'acétate d'isoamyle - Mesure de la quantité d'eau produite par la réaction d'estérification

La réaction d'estérification est un équilibre. Les réactifs mis en jeu sont un acide carboxylique (acide acétique), un alcool (3-méthyl-butanol) et un acide minéral servant de catalyseur.



Comme on peut l'observer sur le schéma de la réaction, on forme un ester (l'acétate d'isoamyle) et de l'eau.

Le principe de Le Chatelier stipule qu'un équilibre tend à s'opposer à la modification qu'on lui impose. C'est-à-dire que si on enlève un des produits, l'équilibre se déplace du côté du produit retiré. Par exemple, dans la réaction ci-dessus, si on retire l'eau, la formation de l'ester est favorisée.

Pour retirer l'eau formée durant la réaction, on utilise un Dean-Stark. C'est un appareillage constitué d'un réfrigérant et d'un réservoir préalablement rempli avec le solvant employé (toluène, benzène,...). Le mélange réactionnel est mis à reflux. Le solvant effectue une distillation azeotropique avec l'eau ; c'est-à-dire qu'ils distillent ensemble. Une fois les vapeurs condensées par le réfrigérant, l'eau (non-miscible avec solvant) tombe au fond du réservoir, car elle est plus dense que le solvant. Par un retour, le trop-plein du réservoir est renvoyé dans le mélange réactionnel.

Par calcul, il est possible de prévoir la quantité d'eau qui sera formée au cours de la réaction. En mesurant cette dernière, on peut donc connaître l'avancement de la réaction et ainsi déterminer quand elle est terminée.

Mode opératoire :

- Dans un ballon contenant des pierres à ébullition, placer 90 mL d'acide acétique, 110 mL d'alcool isoamylique, une ½ pipette pasteur d'acide sulfurique concentré et 150 mL de toluène.
- Placer le Dean-Stark et le thermomètre. Faire tomber quelques grains (**très peu**) de fluorescéine au fond du Dean-Stark. Remplir le Dean-Stark de toluène.

- Enclencher le réfrigérant (pompe péristaltique). Chauffer à reflux (~100-110°C dans le mélange réactionnel), position 7 de la calotte. Laisser à reflux quelques heures.
- Observer la quantité d'eau produite.
- **Note** : la fluorescéine (non toxique, utilisée en spéléologie pour colorer les rivières) n'est là uniquement pour colorer l'eau produit par la réaction pour une meilleure visualisation pour le public.

Matériel :

- Calotte chauffante, pierres à ébullition, ballon tricol 500 ml, thermomètre, raccord, Dean-Stark, cylindre gradué de 250 ml, 2 clips rouges et un clip jaune, 2 noix et 2 pinces, graisse à rodage
- Acide acétique, alcool isoamylique, toluène, acide sulfurique concentré, fluorescéine.

Précautions :

Attention lors de la mise en place de la réaction, surtout lors de la manipulation de l'acide sulfurique concentré.

Réactions oscillantes

Ce fût en 1973 que Briggs et Rauscher¹ rapportèrent pour la première fois une réaction aux caractéristiques tout à fait étonnantes. En effet, celle-ci montrait de remarquables changements de couleurs au cours du temps. Passant de l'incolore au jaune puis au noir et ce, de façon répétitive, cette réaction oscillait.

Depuis, de nombreuses études ont été faites afin de percer les mystères mécanistiques de cette réaction. Bien que plusieurs hypothèses semblent tout à fait justifiées, aucune n'a encore été véritablement prouvée. Les grands points de cette réaction, sont la formation d'iode dont la présence est révélée par la formation d'un complexe amidon-iode (noir), et la consommation de cet iode par l'acide malonique.

Les oscillations semblent être constantes en durée dans le temps. On peut ainsi imaginer utiliser une telle réaction comme s'il s'agissait d'un chronomètre chimique permettant la mesure du temps. Malheureusement, il n'en est rien. Au fur et à mesure de l'avancement de la réaction les réactifs s'épuisent ralentissant les cycles jusqu'à l'arrêt complet de la réaction.

Mode opératoire :

- Prendre 20 mL de solution A, 20 mL de solution B, 20 mL de solution C et les mélanger en même temps dans un erlenmeyer de 100 mL muni d'un barreau magnétique.
- Ne pas oublier de placer un papier blanc sous l'erlenmeyer (meilleure visualisation des couleurs).

Matériel :

- Erlenmeyer 100 ml, agitateur magnétique, barreau magnétique, papier blanc, 1 cylindre gradué de 100 ml.
- Solution A : 0,15 M en acide malonique ($\text{CH}_2(\text{COOH})_2$), 0,02 M en sulfate de manganèse (MnSO_4) et 0.03% d'amidon.
- Solution B : 0,2 M en iodate de potassium (KIO_3) et 0,08 M en acide sulfurique (H_2SO_4).
- Solution C : 3,6 M en peroxyde d'hydrogène (H_2O_2)

Précautions :

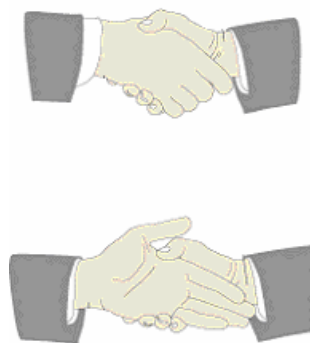
Attention, une fois la réaction terminée, la solution dégage du CO_2 ainsi que des vapeurs d'iodes.

Bibliographie :

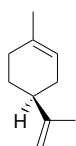
1. T. S. Briggs, W. C. Rauscher, *J. Chem. Educ.*, **1973**, 50, 496
2. M. R. Wang, *J. Chem. Educ.*, **2000**, 77, 2, 249

Chiralité - Sentir des énantiomères - Mesurer leur pouvoir rotatoire spécifique

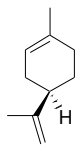
Le terme de chiralité tient son étymologie de la main, chyros, en grec. En effet, tout comme deux mains sont images l'une de l'autre dans un miroir et non superposables (sauf cas rare), deux molécules sont dites chirales si elles sont images l'une de l'autre dans un miroir, mais quelles ne sont pas superposables.



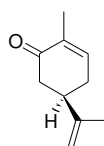
Structuralement, les deux énantiomères sont tout à fait identiques. Ces énantiomères ont les mêmes propriétés physiques et chimiques, excepté les réactions où la chiralité entre en jeu, ce qui est le cas dans les mécanismes biologiques.



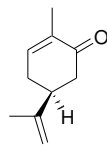
(S)-(-)-Limonène



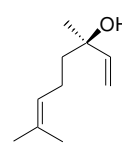
(R)-(+)-Limonène



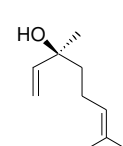
(-)-Carvone



(+)-Carvone



(-)-linalool



(+)-linalool

Les protéines sont constituées de petites briques appelées acides aminés dont une seule n'est pas chirale. Les récepteurs olfactifs sont formés de protéines et sont donc chiraux. C'est pourquoi les énantiomères présentés ici possèdent des odeurs légèrement différentes.

De plus, chaque énantiomère déviara le plan de la lumière polarisée d'un certain angle. Cette propriété est appelée pouvoir rotatoire. Il est possible de mesurer cette valeur à l'aide d'un polarimètre.

Mode opératoire :

Sentir des énantiomères :

- Tremper la mouillette dans la solution et laisser évaporer l'éthanol un instant avant de faire sentir.
- Faire sentir les mouillettes par paire d'énantiomères.
- Constaté les différences d'odeur entre les deux énantiomères.
- Conseil : il est préférable de commencer par les énantiomères les moins puissants. A savoir 1. Le limonène, 2. Le linalool et 3. La carvone.

Mesurer le pouvoir rotatoire spécifique :

- Remplir la cuve avec de l'éthanol absolu pour analyse et faire le zéro.
- Vider la cuve et la remplir avec un des énantiomères (ballons jaugés 100ml).
- Lire la valeur de l'angle.
- Remettre l'énantiomère dans le ballon jaugé, nettoyer la cuve 2-3 fois avec de l'éthanol absolu pour analyse.
- Mettre l'autre énantiomère et lire la valeur de l'angle.
- **Note :** pouvoir rotatoire spécifique = valeur lue de l'angle $\times 100 / (l \times C)$
 - o Avec $l = 2$ dm et $C = 1$ (g/100 ml).

Matériel :

- Mouillettes.
- Solutions de chaque énantiomère à 1% dans l'éthanol pour le linalool et la carvone, et à 5% dans l'éthanol pour le limonène.
- Polarimètre avec cuve de 20 cm.
- 2 ballons jaugés de 100 ml contenant respectivement 1.00 g des limonènes R et S et remplis avec de l'éthanol.
- 1 petit entonnoir.



Mesure du sucre pendant une fermentation de la bière

Le moût, composé d'extrait de malt, de houblon et parfois d'autres ingrédients est transformé en bière par le processus de fermentation qui a lieu dans les cellules de levure de bière. Ces levures sont de la même espèce que les levures utilisées pour la fermentation du vin ou la fabrication du pain, mais chaque souche de levure a ses particularités qui la rendent appropriée pour faire de la bière, du vin, ou du pain. Les sucres du moût sont transformés en gaz carbonique et alcool éthylique. Une partie de l'énergie libérée par cette transformation est conservée pour fournir l'énergie nécessaire à la croissance des levures. Le reste étant perdu sous forme de chaleur.

Les sucres que l'on trouve dans le moût sont le maltose (sucre de malt), le saccharose (sucre de canne ou de betterave), le glucose (le même sucre que celui qui se trouve dans notre sang) et le fructose (le sucre de fruits). Le maltose et le saccharose ne peuvent pas entrer directement dans les cellules de levures. Des enzymes produites et sécrétées par les levures transforment le maltose en glucose et le saccharose en glucose et fructose. Le glucose et le fructose peuvent entrer dans les cellules où ils sont transformés en acide pyruvique par une série de réactions appelée la glycolyse.

Le processus de la glycolyse se passe de manière assez semblable à l'intérieur des levures comme à l'intérieur des cellules des êtres humains. Il est un des moyens principaux que nous avons pour produire l'énergie dont a besoin notre corps. Dans notre corps, comme dans les cellules de levures, l'acide pyruvique peut-être complètement transformé en gaz carbonique en présence d'oxygène et ce processus a un très bon rendement en énergie. Mais pendant une fermentation de bière le moût n'est pas en contact avec l'air et il n'y a donc pas assez d'oxygène pour transformer l'acide pyruvique en gaz carbonique. Dans ce cas, les levures transforment l'acide pyruvique en alcool éthylique et gaz carbonique. Pendant une fermentation, la quantité de sucre dans le moût diminue constamment alors que la quantité d'alcool éthylique augmente. La production de gaz carbonique peut être vue sous la forme de petites bulles qui se forment dans le moût. Après une fermentation le moût est en général laissé pour mûrir. Mais, pendant ce temps le gaz carbonique s'échappe. On peut rajouter du gaz carbonique quand on met la bière en bouteille. Mais on peut également faire ce qu'on appelle une prise de mousse naturelle. Pour cela, il faut laisser quelques levures vivantes dans le moût et rajouter une quantité précise de sucre avant de fermer la bouteille. Ainsi, les levures produisent du gaz carbonique, qui ne peut pas s'échapper de la bouteille avant qu'elle ne soit ouverte. Des processus très semblables sont utilisés pour fermenter le moût de raisin pour produire du vin. Pour les vins normaux, le gaz carbonique n'est pas désirable, mais pour les champagnes, on fait une prise de mousse naturelle.

Un peu de biochimie

Dans cette présentation, nous allons mesurer la quantité de glucose présente dans le moût au cours d'une fermentation.

Le glucose sera détecté par des réactions enzymatiques. Il sera d'abord oxydé à l'aide du glucose oxydase, une enzyme qui transforme le glucose, mais pas d'autres sucres, en acide gluconique et peroxyde (eau oxygénée).

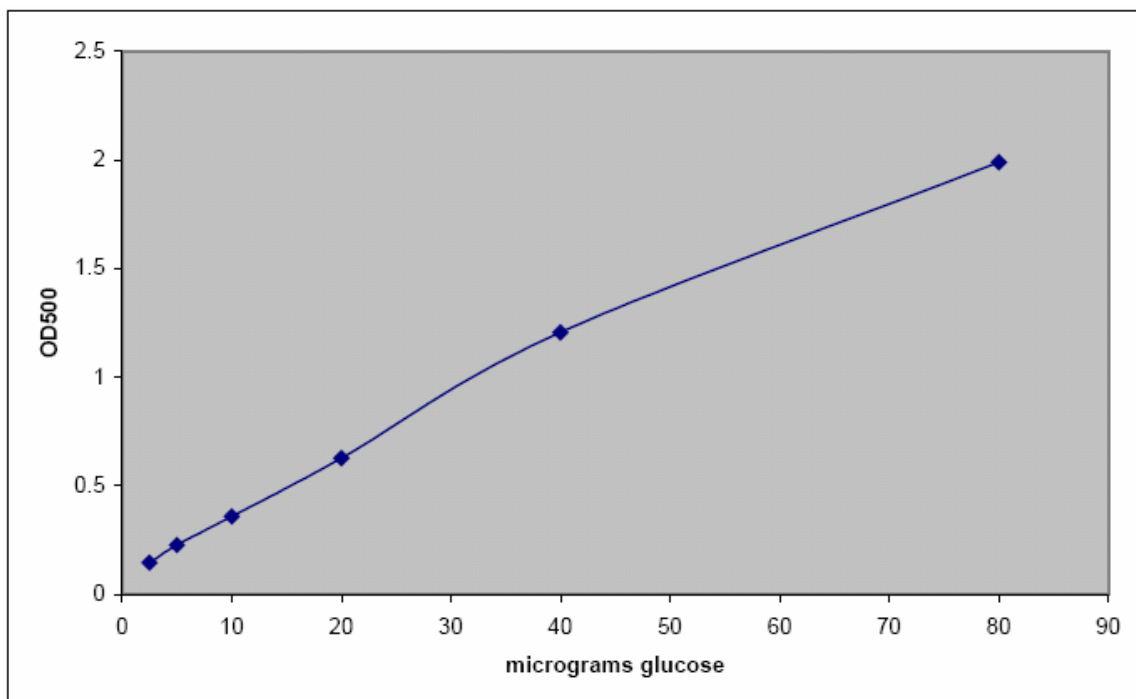


Le peroxyde est ensuite transformé en eau par la peroxydase, une réaction qui produit en même temps un composant coloré, la quinoneimine.



La quantité de produit coloré produite correspond directement à la quantité de glucose dans l'échantillon de départ et peut-être déterminée exactement par spectrophotométrie, car la quinoneimine absorbe la lumière visible (500 nm longueur d'onde, correspondant à peu près à la couleur fuchsia). Pour déterminer la quantité exacte de glucose dans l'échantillon de départ il faut se référer à une courbe d'étalonnage. Cette courbe est établie en faisant le même test avec des quantités connues de glucose. C'est un essai avec le même principe qui est utilisé par votre médecin pour doser la quantité de glucose dans votre sang ou dans votre urine.

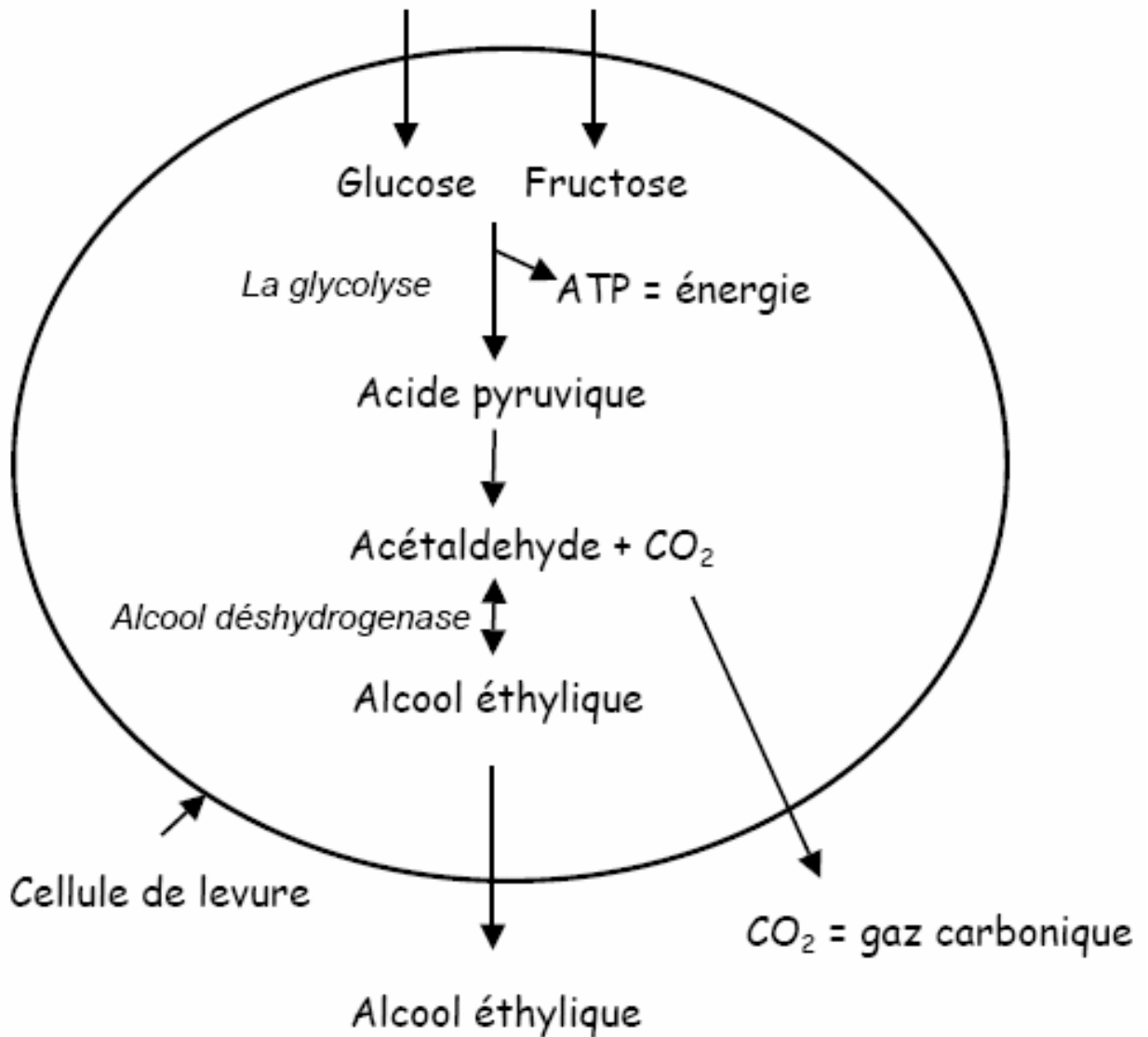
Exemple d'une courbe d'étalonnage



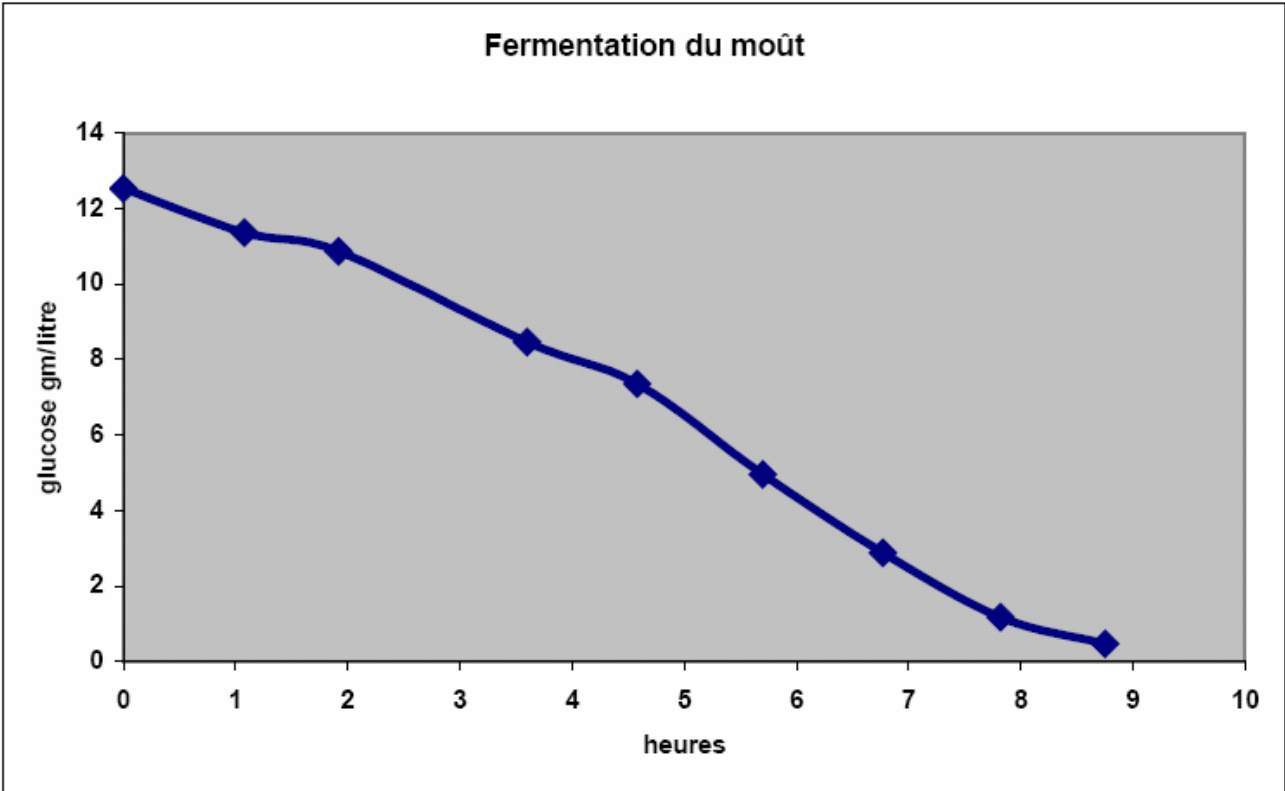
Schéma

Maltose → 2 Glucose

Saccharose → Glucose + Fructose



Exemple de mesure de glucose pendant une fermentation du moût par des levures





Glaces et thermodynamique

J. Lacour - P.Miéville



La recette de la crème glacée (d'autres fonctionnent aussi, mais celle-ci est très bonne)

28 ICE CREAM RECIPES

Sweet Cream Bases

1

This, our most popular base, has creamy texture, medium body, and a subtle, understated taste. It's especially good as a background for fruit, cookies, and candy.

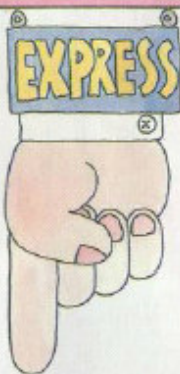
2 large eggs
3/4 cup sugar

2 cups heavy or whipping cream
1 cup milk

Whisk the eggs in a mixing bowl until light and fluffy, 1 to 2 minutes. Whisk in the sugar, a little at a time, then continue whisking until completely blended, about 1 minute more. Pour in the cream and milk and whisk to blend.

Makes 1 quart

Heath Bar Crunch



Jerry says:

Since Ben had been experimenting with candy and ice cream combinations from the age of five, I was not surprised when he suggested we try an ice cream made with Heath Bars. The concept was good—it was the execution that challenged us.

We started by buying individual bars, and it became my job to cut them, two at a time, into thirds. I chopped away on a plastic cutting board, using a grid as my guideline. As the demand for the flavor grew, we began buying the bars in

(Continued on next page)

Our all-time best-selling flavor. When we give away free cones, we often set up a "Heath Bar Crunch Express Line."

4 original Heath Bars

(1 1/8 ounces each)

2 large eggs

3/4 cup sugar

2 cups heavy or whipping cream

1 cup milk

2 teaspoons vanilla extract

1. Using a sharp knife, cut the candy bars into 1/2- to 1-inch chunks. You should have about 1 cup. Place the chunks in a bowl, cover, and freeze.
2. Whisk the eggs in a mixing bowl until light and fluffy, 1 to 2 minutes. Whisk in the sugar, a little at a time, then continue whisking until completely blended, about 1 minute more. Pour in the cream, milk, vanilla extract, and whisk to blend.
3. Transfer the mixture to an ice cream maker and freeze following the manufacturer's instructions.
4. After the ice cream stiffens (about 2 minutes before it is done), add the candy, then continue freezing until the ice cream is ready.

Makes generous 1 quart



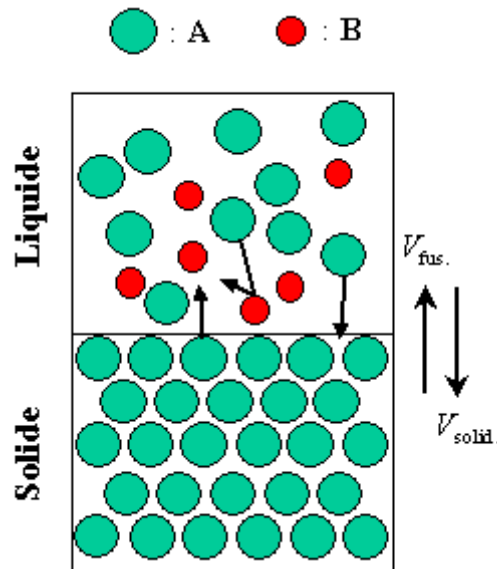
Heath® is a registered trademark of L.S. Heath & Sons, Inc.

Note : « Heath Bar Crunch » s'appelle « DAIM » en Suisse

Le mélange réfrigérant Glace-NaCl

Abaissement du point de fusion de la glace lors de l'ajout de NaCl © Copyright 2003, Chimie Générale - Campus Virtuel Suisse (CVS)

La dissolution d'un soluté **B** (non-soluble dans le solide) dans le liquide **A** gêne la solidification de **A** et diminue la vitesse de solidification.



Le potentiel chimique dans le liquide diminue selon $\mu_A^{\text{liquide}} = \mu_{A \text{ pur}}^{\text{liquide}} + RT \ln(x_A)$ puisque x_A diminue. Au point de fusion, les potentiels chimiques dans les deux phases sont égaux et $\mu_A^{\text{solide}} = \mu_A^{\text{liquide}} = \mu_{A \text{ pur}}^{\text{liquide}} + RT \ln(x_A)$. Cette équation est similaire à celle décrivant l'équilibre entre le liquide et sa vapeur, mais c'est la vitesse de retour à la phase solide qui est ralentie.

L'équilibre hétérogène entre le solide et la solution sera donc rétabli lorsque la température de fusion du liquide pur T^* diminue pour donner une nouvelle température de fusion T , c'est l'abaissement cryoscopique $DT = T^* - T$.

Pourquoi utilise-t-on le mélange glace-NaCl comme mélange réfrigérant ?

Du fait de l'abaissement de température de fusion de la glace lié à la présence de NaCl, celle-ci va fondre. Or la fusion de la glace est une transformation physique endothermique, c'est à dire qu'elle va absorber de la chaleur provenant de l'environnement. En l'occurrence, une partie de cet environnement est justement le mélange de glace que l'on souhaite refroidir. Etant donné que le mélange glace-NaCl peut descendre à environ -10°C , il est possible de l'utiliser pour geler de l'eau à environ 0°C .

Note : pour que le procédé soit efficace, il est recommandé de commencer avec des composants (mélange pour la glace) déjà à température du frigo (4°C).

Un certain nombre de propriétés des solutions dépend du potentiel chimique du solvant μ_A^{liquide} qui n'est affecté que par le nombre absolu de particules de soluté dissoutes par unité de volume, ce sont les propriétés colligatives (signifiant "dépendant de l'ensemble"). On définit alors l'osmolarité, OS, d'une solution comme la concentration molaire totale des particules de soluté dissoutes:

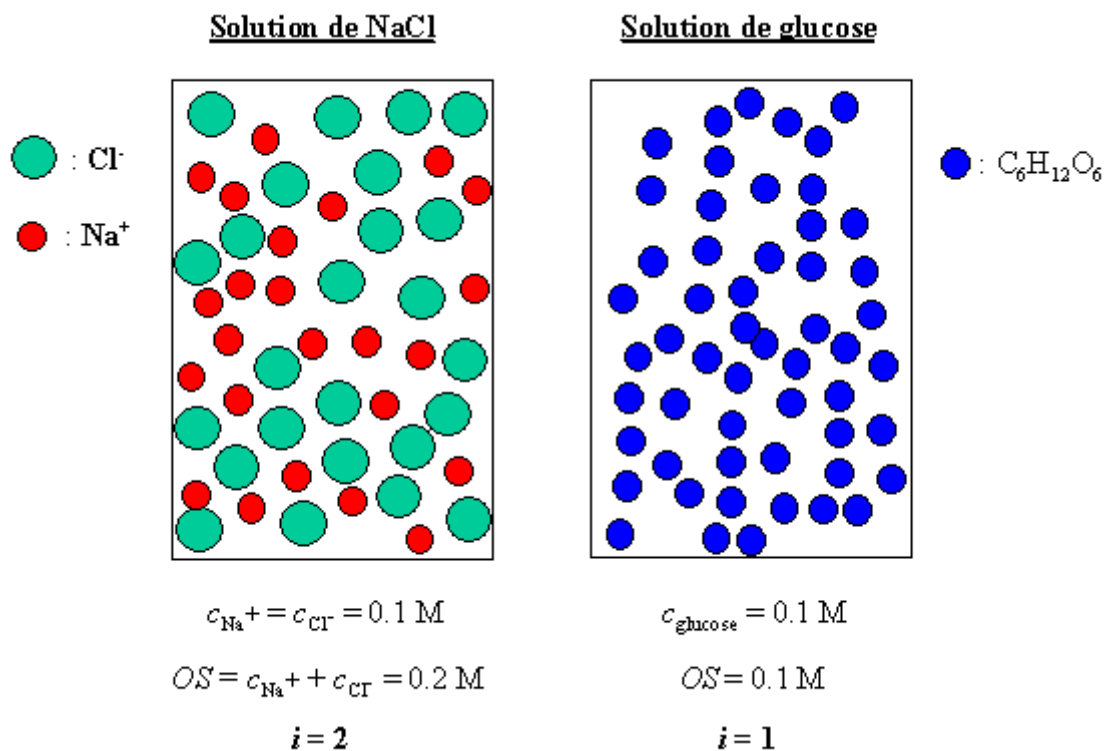
$$OS = i \cdot c$$

c: concentration molaire du soluté.

i: coefficient de Van't Hoff = nombre de particules dissociées par unité formulaire de soluté.

Exemple :

Une solution de 0.1 M de NaCl possède une osmolarité $OS = 0.2 \text{ M}$ car deux ions (Na^+ et Cl^- , $i_{\text{NaCl}} = 2$) sont produits lors de la dissolution de chaque NaCl. En revanche, une solution de glucose 0.1 M produit une osmolarité $OS = 0.1 \text{ M}$ car $i_{\text{glucose}} = 1$



Conclusion:

Il faut une concentration double de glucose par rapport à une solution de NaCl pour produire les mêmes effets colligatifs.



UNIVERSITÉ DE GENÈVE

Questionnaire concours

C. Ungar - P.Miéville



1) Combien y a-t-il d'éléments naturels ?

réponse : 90, le technétium 43 et le prométhium 61 sont artificiels, on ne les trouve pas ailleurs que dans un laboratoire. Les éléments plus « lourds » que l'Uranium (92 protons) ne sont pas stables dans la nature.

2) Quel est l'élément le plus commun dans l'univers ?

réponse : l'hydrogène, l'atome le plus simple (1 proton et 1 électron).

3) Quels sont les quatre éléments principaux que l'on trouve dans notre corps humain ?

réponse : CHNO (96% de la matière « vivante »)

4) Combien y a-t-il d'atomes dans un cube de cuivre de 10 grammes ?

réponse : environ $9.5 \cdot 10^{22}$ atomes (environ cent milles milliards de milliards). 1 mole de cuivre = $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes et pèse 63,5 grammes. Donc dans 10 grammes, il y a environ 1/6 de moles donc $9.5 \cdot 10^{22}$ atomes.

5) Quelle longueur obtiendrait-on en alignant bout à bout chacun des atomes de ce cube ?

réponse : en prenant 2.5 Angström pour la « taille moyenne » d'un atome de cuivre, on obtient environ $2.5 \cdot 10^{10}$ m (soit environ 25 milliards de kilomètres, soit plus de 150 fois la distance terre-soleil - 150 millions de Km)

6) Combien y a-t-il d'atomes dans une molécule d'eau et dans une molécule d'alcool (éthanol) ?

réponse : respectivement 3 et 9 (H₂O vs C₂H₆O)

7) Pourquoi y'a-t-il plus d'atomes dans 1 gramme de fer que dans 1 gramme d'or ?

réponse : parce que l'atome d'or est environ 4x plus lourd que l'atome de fer (197g/mole et 56g/mole respectivement)

8) Qu'est ce qui est plus volumineux : un atome d'oxygène ou une molécule d'eau ?

réponse : une molécule d'eau. En règle générale les molécules, étant composées d'atomes, sont plus grandes que ces derniers.

9) Combien avez-vous avalé d'atomes d'oxygène lorsque vous avez bu un verre d'eau pure de 3 décilitres ?

réponse : environ 10^{25} atomes (10 millions de milliards de milliards). 3 décilitres valent 0.3 kg (1 litre d'eau = 1 kilogramme). 1 mole d'eau = 18 grammes. Donc il y a 16,67 moles d'eau dans ce verre. Cela équivaut à $100 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau et donc $100 \cdot 10^{23}$ (10^{25}) atomes d'oxygène (il y a 1 atome d'oxygène par molécule d'eau... H₂O)

10) Quelle est le pourcentage d'azote au niveau de la mer (pourcentage de masse) ?

réponse : environ 75,5 %

Composition chimique de l'air sec (valeurs constantes jusqu'à env. 80km d'altitude). Pourcentages en masse de chaque constituant (attention = pas pourcentage de volume).

N₂ : 75.520

O₂ : 23.140

Ar : 1.288

CO₂ : 0.050

Ne : 0.001267

He : 0.000072

Kr : 0.000330

Xe : 0.000039

H₂ : 0.000003

CH₄ : 0.00011

N₂O : 0.00008

Données Table CRM 2000

11) Quelle est la masse totale des électrons de votre corps si celui-ci pèse 60 kg et qu'il est entièrement constitué d'eau ?

réponse : environ 20 grammes (attention ! question très difficile !). 60 kilos représente 3333 moles d'eau. Donc $2 \cdot 10^{27}$ molécules d'eau (1 mole = 18g). Donc $20 \cdot 10^{27}$ électrons (10 e⁻ par molécule). Cela pèse environ 20 grammes (1 e⁻ pèse $9.1 \cdot 10^{-31}$ kilos).

12) Combien pèse un cube d'eau pure de 1 mètre de côté ?

réponse : 1 mètre cube d'eau pèse environ 1000 kg (1 tonne)

13) Quelle température peut-t-on lire quand on plonge un thermomètre dans l'azote liquide ?

réponse : -196 °C

14) Quel volume d'eau condensée représente un nuage de 1km^3 , sachant qu'il y a 1 gramme d'eau par mètre cube de nuage ?

réponse : environ 1 million de litres d'eau. $1\text{km}^3 = 1'000'000'000 \text{ m}^3$. Il y a donc 1'000'000'000 de grammes d'eau et 1 kilogramme d'eau = 1 lt.

15) Quelle quantité (masse) totale de phosphates trouve-t-on dans le lac Léman sachant que la concentration est de 0,0001 grammes par litre et que le lac a un volume en eau d'environ 90km^3 ?

réponse : environ 9 millions de kg (9000 tonnes). $90\text{km}^3 = 90'000'000'000'000$ litres (dm^3).

16) Combien d'atomes dénombre-t-on dans une molécule de chlorophylle, l'une des molécules les plus importantes pour la vie sur terre, pigment vert des plantes ?

réponse : 137 atomes (la formule chimique est $\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{N}_4\text{O}_5\text{Mg}$)

17) Combien d'acides aminés différents rentrent dans la composition de toutes les protéines du règne animal et végétal ?

réponse : 20 : ARGININE, ASPARTATE, ALANINE, CYSTINE, GLUTAMIQUE ACIDE, GLYCINE, ISOLEUCINE, LEUCINE, LYSINE, METHIONINE, PHENYLALANINE, THREONINE, VALINE, PHENYLALANINE, PROLINE, THREONINE, TYROSINE, etc. définition AA !

18) Si on pouvait déplier tout l'ADN contenu dans l'une de nos cellules, quelle serait la longueur de ce fil ?

réponse : plus de 2 mètres de long

19) Combien de temps faut-il en moyenne à une cellule de notre corps pour copier (répliquer) tout son ADN ?

réponse : moins d'une heure pour certaines.

20) Qui est généralement le plus grand et le plus petit entre : un virus, un neurone et une bactérie ?

réponse : neurone (corps cellulaire : 10-20 μm , axone jusqu'à 1mètre !) > bactérie (1-10 μm , Ecoli: 2 μm) > virus(50-150nm). Une bactérie est entre 10 et 100 plus grande qu'un virus et une cellule humaine, entre 10 et 100 plus grande qu'une bactérie...

21) Quelle est la durée de vie moyenne d'un globule rouge ?

réponse : 100-120 jours

22) Combien de cellules nerveuses (neurones) dénombre-t-on dans notre cerveau ?

réponse : aux alentours de 100 milliards. Et si l'on considère que chacune peut faire jusqu'à 10'000 connections avec un autre neurone... 50 millions de millions = nombre total de cellules dans un être humain adulte.

23) Combien l'homme perd-il de chromosomes par jour?

réponse : 0

24) Combien de molécules d'azote ayant déjà été respirées par Napoléon, inhale-t-on à chaque respiration ?

réponse : $1.814 \cdot 10^{10}$ (voir feuille de calcul pour détails)