

LC n° 01 Titre : De la structure à la polarité d'une entité

Niveau : 1re générale - spécialité

Elément imposé : Visualiser la géométrie d'une entité par utilisation de modèles moléculaires ou de logiciels de représentation moléculaire

Présentée par : Benoît Fanton

Correcteur.ice : Juliette Fenogli

Date : 03/10/24

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Physique-Chimie 1ere spécialité	Stanislas Antczak, Olivier fiat	Hatier 2019	978-2-401-05397-7
Physique-Chimie 1ere spécialité		Nathan 2019	978-2-09-172917-6
Physique-Chimie 1ere spécialité	Bellier, Calafel, Lescure	Hachette 2019	978-2-0139-5495-2
Physique Chimie 2 ^{nde}	Karine Medina- Moretto, David Dauriac	Hatier 2019	978-401-04610-8

Plan détaillé

Niveau choisi pour la leçon : 1re générale - spécialité

Introduction pédagogique

Objectifs : Continuité de ce qui a été fait en seconde sur la structure de Lewis et électronique des atomes. Objectifs :

- Etablir la formule de Lewis d'une molécule à partir de la formule brute.
- Caractériser et établir la géométrie des molécules.
- Etudier la polarisation d'une liaison pour en déduire la polarité d'une molécule.

Difficultés : - représentations systématiques des schémas de Lewis.

- Visualisation dans l'espace (usage de maquettes et logiciels).
- Caractère polaire d'une molécule à partir des polarisations d'une molécule.

Choix : Le choix a été fait de supposer que la notion d'électrons de valence et de schéma de Lewis avait déjà été vu en cours (rappel) et de se limiter, dans la leçon, à construire les formules de Lewis de certaines molécules.

Temps : 2 min 30.

Introduction : déviation d'un filet d'eau par un bâton en plastique chargé, frotté contre une peau. A priori étrange car l'eau n'est pas chargée. Nécessité d'introduire une nouvelle notion.

I- Structure des molécules :

1) Construction d'un modèle de Lewis.

Rappels sur la règle du duet et de l'octet :

« Les atomes s'associent pour former une molécule dans laquelle chaque atome a la configuration électronique du gaz noble le plus proche. »

Donc pour les éléments de lignes 2 et 3, ils cherchent à s'entourer de 4 doublets non liants, sauf quelques exceptions.

Atomes	Nombre d'électrons de valence	Nombre d'électron désirés	Nombre de doublet	Nombre de doublets liants	Nombre de DNL

Tableau des atomes C,H,N,O,Cl et du nombre de doublet liants et non liants l'entourant.

A partir de ce tableau, on peut faire les schémas de Lewis de molécules classiques : H_2, H_20, NH_3. Astuce : partir de l'atome portant le plus de liaisons.

Mais on a fait des schéma plans, sauf qu'en réalité, les molécules sont 3D.... Quid de la géométrie ?

Temps : 11min30

2) Géométrie d'une molécule.

Présentation d'un logiciel : Avogadro. Présentation du fait que les molécules ont certaines géométries, elles ne sont pas planes. H_20 est coudée, pas linéaire. NH_3 est pyramidale. CH_4 est tétraédrique. Cas particulier du méthanal CH_2O qui est plane. Avogadro n'a pas marché, retour sur les modèles moléculaires.

Tableau de la géométrie en fonction du nombre total doublet non liants et de liaisons (2,3 ou 4). Linéaire, triangulaire, tétraédrique. Importance du fait que les doublets non liants, même si non représentés dans la molécule, influencent sa géométrie. Cas des géométries pyramidales et coudées. En fonction du nombre de doublets non liants relativement au nombre de liaisons.

La géométrie résulte d'une idée de répulsion maximale des électrons de valence.

Transition, nous allons maintenant voir, en introduisant une nouvelle propriété des liaisons, comment la géométrie et le schéma de Lewis permettent de décrire certaines propriétés macroscopiques.

Temps : 22 minutes.

II-Polarité d'une molécule

Propriété qui, du fait que les charges plus et moins sont réparties d'une façon particulière, fait que certaines molécules, bien que neutres, ressentent l'effet d'un champ électrique.

En toute rigueur il faut dire que le barycentre des charges positives et celui des charges négatives ne sont pas superposés (on peut parler de « position moyenne » si on ne veut pas utiliser le terme barycentre au lycée). De plus, une moléculaire polaire va s'aligner sur un champ électrique, mais ce qui nous intéresse surtout en chimie c'est qu'une molécule polaire possède un dipôle électrique, et donc créé un champ électrique aussi.

1) Electronégativité

Même si dans une liaison, chaque atome apporte un électron, les électrons ne sont pas répartis également.

Définition : grandeurs sans unité qui traduit l'aptitude d'un atome A à attirer les électrons vers lui dans une liaison.

Dépendance de l'électronégativité avec la position dans le tableau périodique : l'électronégativité augmente vers la droite et vers le haut. Le fluor est donc l'élément le plus électronégatif.

Définition de la polarisation d'une liaison en fonction de l'électronégativité. Soit une liaison entre A et B. Si la différence de leur électronégativité est >0.4 , on considère que la molécule est polarisée, sinon on dit qu'elle n'est pas (ou peu) polarisée.

Notion de charge partielle. L'atome le plus électronégatif est légèrement chargé δ^- .

Exemple de liaisons polarisées ou non : H-H (non polarisée), C-H (peu polarisée) O-H (polarisée).....

Temps : 31 min.

2) Caractère polaire ou apolaire d'une molécule

Définition de polarité d'une molécule : si la « position moyenne » des charges partielles positives n'est pas confondue avec celle des charges partielles négatives.

Attention !! La polarité d'une molécule dépend de sa géométrie.

Exemples de polarité : H₂O (ce qui explique le résultat de la manip d'introduction !), CO₂. Cyclohexane ; aucune liaison n'est polaire, elle est donc apolaire. Exemple de la molécule d'éthanol, qui, elle, est polaire.

Conclusion : On a appris à construire la formule de Lewis d'une molécule à partir de sa formule brute. Puis en déduire sa géométrie, à partir de la formule de Lewis, puis sa polarité. En fait la polarité est une grandeur centrale pour étudier les propriétés macroscopiques des solvants. Expérience finale avec la non miscibilité du cyclohexane dans l'eau et la miscibilité de l'éthanol.

Temps : 39min.

Expérience 1 - Titre : Courber un jet d'eau avec une tige chargée.

Référence complète :

Équation chimique et but de la manip :

Modification par rapport au mode opératoire :

Commentaire éventuel : manip d'introduction pour suggérer qu'il y a quelque chose de spécial avec les molécules d'eau : non chargées mais déviées par une tige chargée.

Phase présentée au jury :

Durée de la manip :

Expérience 2 - Titre : Présentation de modèles moléculaires sur le logiciel Avogadro.

Référence complète :

Équation chimique et but de la manip :

Modification par rapport au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury :

Durée de la manip : 5 minutes

Expérience 3 - Titre : Miscibilité des solvants polaires et apolaires.

Référence complète :

Équation chimique et but de la manip : Montrer de façon visuelle le caractère miscible de deux solvants polaires et non miscibles d'un solvant polaire et apolaire. Mettre de la fluorescéine dans de l'eau. Y ajouter du l'éthanol ou du cyclohexane. Voir qu'il n'y a qu'une phase dans le cas du mélange eau/éthanol et deux phases pour le mélange eau/cyclohexane.

Modification par rapport au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury :

Durée de la manip : 2 min.

Questions posées et réponses proposées

Question : Sur l'intro pédagogique : quels sont les objectifs de la leçon.

Réponse proposée :

- Etablir la formule de Lewis d'une molécule à partir de la formule brute.
- Caractériser et établir la géométrie des molécules.
- Etudier la polarisation d'une liaison pour en déduire la polarité d'une molécule.

Réponse du correcteur :

Les objectifs n'étaient pas formulés clairement sur les slides, mais il y avait une capture d'écran du BO. Je pense que c'est mieux de réécrire et séparer les termes du BO selon sa propre vision pour plus de clarté et de personnalisation.

Question : Pourquoi avoir supposé la définition de règle du duet et de l'octet déjà faite ?

Réponse proposée : On doit faire des choix, et ne pas tout présenter.

Réponse du correcteur : *Oui effectivement c'est un bon choix au vu de la densité de la leçon.*

Question : Pourquoi ne pas avoir mentionné le cas des lacunes et des espèces chargées ?

Réponse proposée : C'est une difficulté supplémentaire, qu'on pourra voir dans un second cours sur les schémas de Lewis.

Question : Représenter la molécule de borane BH₃. Comment appelle-t-on une telle espèce ?

Réponse proposée : Bonne formule mais pas le nom.

Réponse du correcteur : *Il s'agit d'un acide de Lewis.*

Question : Vous avez supposé que les élèves savaient déjà le nombre d'électrons de valence des espèces ? Vous suggérez qu'ils l'ont appris par cœur ?

Réponse proposée : Pour les atomes classiques (C,N,O,H), je suppose qu'ils doivent savoir le retrouver rapidement. Mais la méthode pour le retrouver a déjà été vue en cours.

Réponse du correcteur : *En fait, il aurait été plus pédagogique de projeter une classification périodique en parallèle du remplissage du tableau.*

Question : Structure électronique de l'azote. Quelles règles pour l'établir ? Qu'appelle-t-on n,l, à quoi correspondent-ils ?

Réponse proposée : 1s² 2s² 2p³. Règles de Klechkowski. n,l sont ici les deux premiers nombre quantiques. Il y en a 4 : n,l,ml,ms. n correspond à la distance au noyau.

Réponse du correcteur : *n est le nombre quantique principale, l le nombre quantique secondaire ou azimutal, ml est le nombre quantique magnétique, et ms le nombre quantique magnétique de spin.*

Question : Comment est introduite la structure électronique au lycée ?

Réponse proposée : Pas avec les nombres quantiques de façon systématique. Mais on introduit la notion de couche et on apprend comment on doit les remplir.

Question : Retour sur le schéma fait de l'expérience du barreau proche de l'eau. Réexpliquer les différents effets électrostatiques.

Réponse proposée : La peau arrache des électrons au barreau ce qui le charge positivement.

Question : Qu'est-ce qu'un gaz noble ?

Réponse proposée : Ceux de la dernière colonne du tableau qui ont leur couche électronique remplies ce qui leur confère une certaine stabilité.

Question : Quelles liaisons intermoléculaire connaissez-vous ?

Réponse proposée : Liaison H.

Réponse du correcteur : *on peut aussi parler de l'interaction coulombienne (électrostatique) et des forces de van der Waals.*

Question : existe-t-il des molécules qui ne respectent pas l'octet ?

Réponse proposée : Le borane.

Réponse du correcteur : *Oui, les oxydes d'azote non plus.*

Question : Comment expliquer que les doublets se repoussent ?

Réponse proposée : Ils sont tous chargés négativement. Par interaction électrostatique, elles se repoussent.

Réponse du correcteur : *Cette notion était abordée très rapidement dans la leçon. Cela aurait valu le coup de + insister dessus, voir de remontrer l'expression de l'interaction coulombienne et d'essayer d'en donner une explication imagée.*

Question : Qu'est-ce qu'une molécule polarisable ? Exemple ?

Réponse proposée : molécule qui peut acquérir un moment dipolaire sous l'effet d'un champ électrique. Schéma d'une molécule sous l'effet d'un champ électrique.

Réponse du correcteur : *Généralement sont polarisable des espèces qui possèdent un cortège électronique diffus (gros atomes ou molécules).*

Question : Pourquoi définir le seuil de polarisation des liaisons à 0.4 ? Et si la différence d'électronégativité est grande ?

Réponse proposée : C'est un peu arbitraire mais ça donne une convention pour déterminer si des liaisons sont polarisées ou non. Liaisons ionique.

Réponse du correcteur : *Ce seuil sort un peu de nulle part et je pense qu'on peut le donner comme critère à l'oral, mais ça ne vaut pas le coup d'en faire un critère absolu à écrire au tableau.*

Question : Est-ce que la notion de charge partielle, notée delta est familière aux étudiants ?

Réponse proposée : Pas forcément, c'est simplement pour dire qu'on a une petite charge un peu plus d'un côté que de l'autre de la liaison.

Réponse du correcteur : *Pour la pédagogie, je pense que ça peut être intéressant de justifier la notation delta pour qu'ils la comprennent.*

Question : Comment déterminer de façon générale la « position moyenne » des charges ?

Réponse proposée : Pour les élèves, les cas donnés seront suffisamment simples pour qu'ils aient une intuition. Mais dans le cas général, on somme les moments dipolaires de chaque liaisons pour déterminer le moment dipolaire totale.

Réponse du correcteur : *On peut dire que la notion de vecteur est déjà vu en seconde et utilisée en physique pour l'application du PFD.*

Question : Représenter la molécule de cyclohexane.

Réponse proposée : Formule plane et la représentation 3D en forme de chaise.

Réponse du correcteur : *Attention, il faut toujours représenter la géométrie des molécules avant de calculer le moment dipolaire. La géométrie du cyclohexane est un peu trop compliquée pour des lycéens.*

Question : Dans l'expérience finale, pourquoi le cyclohexane est légèrement coloré en jaune ?

Qu'est-ce qui détermine la solubilité d'une espèce dans une autre ?

Réponse proposée : Le colorant est plus soluble dans l'eau mais diffuse un peu dans le cyclohexane car il est un peu soluble dans le cyclohexane. La solubilité est déterminée par les interactions intermoléculaires.

Question : Dessinez le schéma de lewis de O₂. Est-ce que le modèle de lewis permet de voir qu'elle est paramagnétique ?

Réponse proposée : Le paramagnétisme est lié au fait d'avoir un électron célibataire. Donc le modèle de lewis semble ici prévoir que toutes les orbitales sont pleines....

Réponse du correcteur : *Oui c'est l'une des limites du schéma de Lewis. Pour voir apparaître des électrons célibataires dans la structure électronique du dioxygène, il faut tracer son diagramme d'orbitales (voir cours Manon).*

Question : Pourquoi la molécule de méthanal est plane ? Comment expliquer, dans le supérieur la géométrie de la molécule ?

Réponse proposée : Car il y a trois atomes qui sont reliés au carbone. Dans le supérieur on utilise le modèle VSPER en AX_pE_q.

Réponse du correcteur : *Le modèle des orbitales permet aussi d'expliquer la géométrie plane autour d'une double liaison. Les orbitales p des carbones se recouvrent mieux lorsqu'elles sont parallèles, soit selon une géométrie plane.*

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : vous constatez qu'un ou plusieurs de vos élèves ont utilisé de l'intelligence artificielle pour répondre à votre dernier devoir maison, comment réagissez-vous ?

Réponse proposée : Premièrement, il n'est pas forcément évident de s'en rendre compte. Faire en sorte que ce DM ne compte pas beaucoup dans la moyenne. En discuter avec eux et expliquer les DM sont là pour les faire progresser et que ce n'est pas en pompant qu'ils progresseront. On peut adapter les sujets pour rendre les sujets moins faciles pour l'IA. Mais ce n'est pas un outil mal en soit, l'intelligence artificielle peut aider à la recherche, à la compréhension.

Commentaires du correcteur : Oui. Si l'IA est utilisée à bon escient comme un outil pour obtenir une information, cela peut être intéressant mais il faut toujours faire preuve d'esprit critique.

Champ libre pour le correcteur (compléments, propositions de manipulations ou de bibliographie)Remarques générales (articulation titre/élément imposé/niveau) :

La leçon choisie était calquée sur l'encart du bulletin officiel du même nom, à quelques exceptions près (lacune électroniques, cas des ions). L'élément imposé était bien inséré dans le corps de la leçon, en revanche il n'a pas été bien utilisé (le logiciel n'était pas maîtrisé).

Remarques sur le contenu scientifique de la leçon :

Le contenu scientifique était approprié et maîtrisé, mais cela manquait d'illustrations. On est passés très vite sur les modèles moléculaires, et le choix des notions abordées rend difficile la mise en œuvre d'expériences.

Remarques sur les manipulations :

La manipulation introductory avec la déviation du filet d'eau est pertinente, mais elle devrait être mieux exploitée pour permettre de poser explicitement une problématique. Le schéma fait au tableau manquait un peu de clarté. La manipulation de conclusion était aussi tout à fait pertinente, elle permet d'ouvrir sur le cours suivant.

Il n'y avait pas de manipulation quantitative. En revanche, on peut utiliser Avogadro pour déterminer des longueurs de liaison ou des angles (voir CR de l'année précédente).

Remarques sur les choix pédagogiques et didactiques :

Cette leçon est à revoir sur le plan pédagogique. En gardant à peu près le même contenu, il faut introduire d'avantage d'illustrations (expériences, dessins, images), utiliser plus l'outil numérique (vidéos, animations, logiciels) et le diapo. On a vu un tableau se remplir pendant 30 min d'affilée avec à peine quelques molécules sur Avogadro vers la fin, le tout à un rythme soutenu. Le rythme n'est pas un problème en soi, mais par contre cela empêche de tenir proprement le tableau et il y aurait tout intérêt à passer plus de temps sur les explications pour en dégager un sens physique. Par exemple, pour l'électronégativité on peut avoir l'image de deux chiens qui tirent d'un bout à l'autre d'une corde ou de deux personnes qui se tirent la couette dans le lit. Il y a peut-être trop d'exemples abordés (il faut éviter la leçon « catalogue »). Je pense qu'on peut facilement se contenter de H₂O, NH₃, CH₄ et CO₂ ou H₂ pour voir les géométries principales. Ici, cela faisait un

peu catalogue surtout lors du remplissage des tableaux. Certains tableaux pourraient être préremplis sur un morceau du tableau, ou carrément sur slide pour gagner du temps. Il me semble indispensable d'avoir une classification périodique à portée de main pour le modèle de Lewis et pour l'évolution de l'électronégativité.

Je pense qu'il est très bien de partir d'exemples, mais il faut ensuite poser une méthode générale claire avec un encadré, une slide ou une phrase écrite au tableau par exemple. Ici la méthode pour le schéma de Lewis était noyée dans le remplissage du tableau par exemple.

Autres traitements possibles :

Cela me semble quand même être beaucoup de notions abordées en 40 min : schéma de Lewis, géométrie, électronégativité, polarité. Si l'on veut rajouter d'avantage d'utilisation de l'outil numérique et passer plus de temps à expliquer, cela peut sembler un peu serré. Il peut être envisagé de passer le modèle de Lewis pour les molécules en prérequis et d'aller directement sur la géométrie des molécules puis d'introduire électronégativité et polarité. On pourrait alors passer plus de temps sur la polarité et faire d'autres expériences. Pourquoi pas autour de la solubilité, mais on peut aussi faire une chromatographie sur couche mince (déjà vue en seconde mais on peut donner un éclairage nouveau avec la polarité)

Proposition de bibliographie supplémentaire :

Lelivrescolaire.fr

https://phet.colorado.edu/sims/html/molecule-shapes/latest/molecule-shapes_fr.html

LC n° 22 Titre : Solution et soluté

Niveau : 1^{ère} STL-PCM

Elément imposé : Mettre en œuvre un protocole pour étudier l'influence du pH ou de la température sur la solubilité d'une espèce chimique

Présentée par : Marie-Louise Communal

Correctrice : Morgane Leite

Date : 05/12/2024

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Collection physique chimie et mathématiques 1ère STL, séquence 2 (solvants et solutés), fiches de synthèse 2c et 2d	Mélanie ROUX et Tristan RONDEPIERRE	Avril 2024	

Plan détaillé

Introduction pédagogique (2'50")

Objectifs : Objectifs pédagogiques :

- Connaître les solvants usuels et leurs caractéristiques
- Réaliser un tableau d'avancement
- Prédire la saturation d'une espèce en solution

Objectifs expérimentaux :

- Préparer une solution à une concentration donnée par dissolution
- Étudier qualitativement l'influence du pH sur la solubilité d'une espèce

Difficultés : prise en compte des coefficients stœchiométriques dans les tableaux d'avancement (mise en évidence par des couleurs)

Choix : /

Introduction (1'10")

Manipulation pour contextualiser = dissolution de 2 solides, ils n'ont pas la même solubilité (disparition du sulfate de cuivre, pas de l'acide benzoïque)

Problématique = comment expliquer et prévoir la dissolution d'une espèce dans un solvant ?

I- Solvant et solutions (31'20")

1) Nature du solvant

Rappel : une solution est un liquide **homogène** comportant une espèce liquide majoritaire (**solvant**) et une ou des espèces minoritaires (**solutés**)

On distingue 2 classes de solvants : **polaires** (constitués de molécules polaires) et **apolaires** (constitués de molécules apolaires)

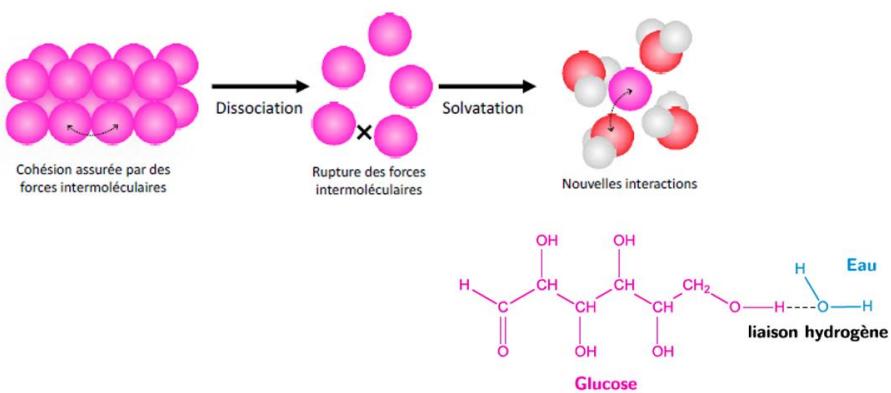
Solvants polaires		Solvants apolaires	
Eau	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	Cyclohexane	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \end{array}$
Éthanol	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Pentane	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$
Acétone	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	Toluène	$\begin{array}{c} \text{HC}=\text{CH} \\ \\ \text{HC}=\text{CH}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{HC}-\text{CH} \end{array}$
Acéate d'éthyle	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$		

Slide des solvants classiques polaires et apolaires + commentaire à l'oral

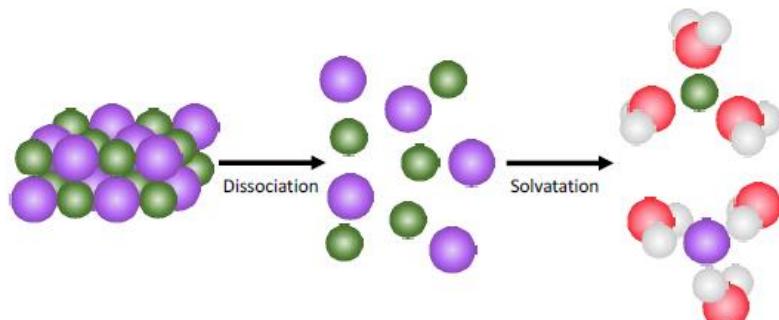
Rq : lorsque l'eau est le solvant, on parle de solution aqueuse

2) Dissolution

Étapes de dissolution d'un composé moléculaire



Slide dissolution + commentaire à l'oral



Etapes de dissolution :

- **Dissociation** (les forces intermoléculaires entre les molécules de solutés sont rompues)
- **Solvatation** (nouvelles interactions entre les molécules de soluté et de solvant créées)
- **(Dispersion** (sous l'effet de l'agitation des molécules de solvant, les molécules de soluté et celles qui les solvatent se dispersent dans le liquide) → supprimé car trop long)

La dissolution d'un composé dans un solvant met en jeu des interactions moléculaires appelées interactions de solvatation qui sont de type interaction de Van der Waals ou liaisons H.

Ex : dissolution du glucose dans l'eau

Equation de dissolution : $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow C_6H_{12}O_6(aq)$

Remarque de Morgane : faire l'acide benzoïque plutôt vu qu'il a été présenté en intro !

Ex : $CuSO_4$ dans l'eau

Equation de dissolution : $CuSO_4(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

TR : comment connaît-on la C° en espèces dissoute ?

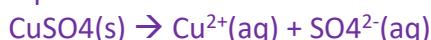
13'50''

3) Bilan de matière

Def : le bilan de matière est un calcul qui permet de déterminer la quantité de matière de toutes les espèces chimiques qui prennent part à la transformation

Ex : dissolution du sulfate de cuivre, objectif de $[Cu^{2+}] = 0,3\text{mol/l}$

Equation de dissolution :



On cherche la quantité de matière de chacun des produits à la fin de la dissolution

Def : l'avancement d'une réaction est une grandeur, notée x et exprimée en **moles**, qui permet de connaître les quantités de matières de réactif et des produits au cours de l'évolution d'un système chimique.

Correspond à la qté de matière qui serait consommée pour un réactif au coefficient stœchiométrique de 1.

Tableau d'avancement

Etat	Avancement	$1 CuSO_4(s) \rightarrow$	$1 Cu^{2+}(aq) +$	$1 SO_4^{2-}(aq)$
Initial	$x = 0 \text{ mol}$	ni	0	0
Intermédiaire	x	$ni - 1.x$	$0 + 1.x$	$0 + 1.x$
Final	$x = xmax$	$ni - 1.xmax$	$0 + 1.xmax$	$0 + 1.xmax$

Si la réaction est totale, $ni = xmax + n = C * V$ etc => pour $V_0 = 100\text{ml}$, $m = 4,788\text{g}$

Exp 2 (7'30''): dissolution du sulfate de cuivre dans l'eau (100ml d'une solution à 0,3mol/l)

→ Peut-être trop concentré (long à se dissoudre car coagulé au fond de la fiole)

II- Solubilité (5'50'')

1) Définition

La **solubilité molaire s** d'une espèce dans un solvant est égale à la quantité de matière maximale de solide que l'on peut dissoudre dans 1l de solution. Elle s'exprime en mol/l

La **solubilité massique sm** d'une espèce dans un solvant est égale à la masse maximale de solide que l'on peut dissoudre dans 1l de solution. Elle s'exprime en g/l

On a la relation $s = sm / M$ → supprimé car pas le time

Notion de saturée = si on arrive plus à dissoudre du soluté dans la solution, elle est dite **saturée**

2) Influence du pH et de la température sur la solubilité

EXP 3'00'': dissolution de l'acide benzoïque

→ La solubilité varie avec le pH (11,6 pH au début, bien dissout, à la fin de l'exp pH=3,82)

Schéma

Conclusion

Au prochain cours, nous verrons pourquoi les solutés se dissolvent plus ou moins et dans quel solvant

40'40''**Expérience 1 - Titre : dissolution du sulfate de cuivre dans l'eau**

Référence complète : collection physique chimie et mathématiques 1^{ère} STL, séquence 2 (solvants et solutés), activité 2 - https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/pluginfile.php/11565/mod_label/intro/PCM_Seq02_Activites.pdf

Équation chimique et but de la manip : CuSO₄(s) = Cu²⁺(aq) + SO₄²⁻(aq)

Montrer le geste de la dissolution

Modification par rapport au mode opératoire décrit : RAS

Commentaire éventuel : Peut-être trop concentré (long à se dissoudre car coagulé au fond de la fiole)

Phase présentée au jury : toute la manip

Durée de la manip : 7 min (très long de tout dissoudre car ça s'était aggloméré)

Expérience 2 - Titre : dissolution de l'acide benzoïque

Référence complète : collection physique chimie et mathématiques 1^{ère} STL, séquence 2 (solvants et solutés), activité 4 - https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/pluginfile.php/11565/mod_label/intro/PCM_Seq02_Activites.pdf

Équation chimique et but de la manip : benzoate(s) → benzoate(aq)

Montrer que la solubilité dépend du pH

Modification par rapport au mode opératoire décrit : on a fait la manip dans l'autre sens (on a tout dissout en milieu basique et on a rajouté de l'acide pour montrer que ça précipite). Pour les concentrations, on a mis de la soude à 10⁻²M et de l'acide chlorhydrique à 1M.

Commentaire éventuel :/

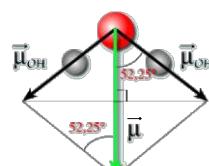
Phase présentée au jury : tout

Durée de la manip : 3'00'' mais il faudrait plus de temps pour bien la faire 😊

Questions posées et réponses proposées

Question posée : Solvants : quel est le nom de l'acétone ?

Réponse proposée : propan-2-one (pas besoin du 2)



Question posée : Moment dipolaire de l'eau

Réponse proposée : dessin

Question posée : d'autre caractéristique de solvants ? Encore une autre ?

Réponse proposée : solvants protiques. Pouvoir dissociant ? (oui)

Le pouvoir dissociant d'un solvant est caractérisé avec la permittivité ε

Question posée : Quel est le nom de SO₄²⁻?

Réponse proposée : ion sulfate

Question posée : Notion de réaction totale déjà connue par les élèves

Réponse proposée : Oui, ils ne savent pas que les réactions peuvent ne pas être totale

Question posée : Pourquoi la comparaison avec 2 écarts types pour les incertitudes ? Quelle notion au programme de filière générale peut y être associée ?

Réponse proposée : zscore (mais ça s'appelle pas comme ça)

Écriture du résultat. Valeur de référence.	Écrire, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat d'une mesure. Comparer, le cas échéant, le résultat d'une mesure m_{mes} à une valeur de référence m_{ref} en utilisant le quotient $\frac{ m_{mes}-m_{ref} }{u(m)}$ où $u(m)$ est l'incertitude-type associée au résultat.
---	---

Extrait du BO de terminale spécialité générale

Question posée : passer d'une solubilité de mol/l à g/l

Réponse proposée : sm=Ms

Question posée : solution saturée définie comme on ne peut plus dissoudre de solide. Comment déterminer à partir de données sur la solubilité si une solution est saturée ou non ?

Réponse proposée : la solubilité est la Cmax

Question posée : Comment justifier que CuSO₄ va se dissoudre dans l'eau ? Quel adjectif (hydrophile/phobe, Lipophile/phobe, amphiphile ...) Que signifie amphiphile ?

Réponse proposée : Positionnement des molécules d'eau, les ions sont hydrophiles et lipophobes.

Question posée : Dans un solvant polaire, lorsque la concentration est supérieure à la C micellaire critique ? Comment déterminer la C micellaire critique expérimentalement ?

Réponse proposée : micelle puis bicouche. On devrait voir des bulles ? Pas très précis...

Réponse Morgane : Solutions étalons + conductivité

Question posée : Le pH a un impact sur la solubilité de l'acide benzoïque. Comment la déterminer à pH basique puis acide ? Représenter l'acide benzoïque, avec ses dnl. Quel pKa ? Comment déterminer la concentration en acide benzoïque ?

Réponse proposée : Dessin correct. pKa autour de 4,5. ~~Proposition de la relation d'Henderson~~. On peut titrer le benzoate, avec de l'acide chlorhydrique, une solution saturée puis filtrée.

Question posée : Pourquoi l'acide benzoïque n'est pas soluble dans l'eau ? Quelles liaisons seraient envisageables avec l'eau ? Pourquoi ne pourrait-on pas les faire ?

Réponse proposée : partie polaire mais grosse partie apolaire. Liaisons H envisageables

Réponse Morgane : liaison H mais avec lui-même (dimérisation) donc plus polaire

Question posée : Schéma de Lewis du diiode (Z=53). Configuration électronique ? Quelles règles pour l'écrire ? Même schéma de Lewis que le difluore

Réponse proposée : I=I . I : [Kr] 5s2 4d10 5p5. |||I-I|||

Réponse Morgane : Atome hypervalents au-delà de la troisième période

Question posée : Le diiode est plus soluble dans le cyclohexane ou dans l'eau

Réponse proposée : Apolaire donc plus soluble dans le cyclohexane

Question posée : Comment déterminer d'un point de vue calculatoire la solubilité de CuSO₄ ?

Réponse proposée : équation de dissolution + écriture du K_s

Question posée : Vous avez parlé du glucose, quel test caractéristique ?

Réponse proposée : Liqueur de Fehling qui détecte les aldéhydes

Réactif de Schiff pour détecter les aldéhydes (voir TP posté 1 manip II ou le lien du sujet : <https://eduscol.education.fr/document/23014/download>)

Question posée : Glucose sous forme cyclique, quel mécanisme ? catalysée en milieu acide 😊

Réponse proposée : hémiacétalisation

Question posée : Ou trouve-t-on l'acide benzoïque dans la vie courante ?

Réponse proposée : Coca (conservateur alimentaire)

Il se trouve à l'état naturel dans certains fruits ou dans certaines plantes.

Commentaire sur la leçon :

On a plutôt des élèves que des étudiants

Pas 2 verbes d'affilé dans les objectifs

Bien d'expliquer pour les gants

Fiole jaugée qui ne se dissout pas = agitateur

Pour tout ce qui est rappel, mettre dans des slides

Pas assez de choses écrits

Pourquoi pas parler de proticité du solvant

Bien garder le même exemple tout du long (pourquoi mettre le glucose au lieu de l'acide benzoïque)

Bcp de temps perdu sur le tableau d'avancement ... Or pas explicitement au programme.

Pourquoi ne pas supposer que ça ait déjà été vu ?

Entonnoir à solide a un plus gros col que les entonnoirs à liquide + bouchons adaptés à la verrerie (verrerie rodée avec bouchons pas en plastique mou mais en plastique dur ou en verre)

Idée de manip plus quantitative = titrage mais pas vu, sinon échelle de teinte (vue en seconde) avec du diiode (en chauffant ?)

Bien de faire une dissolution

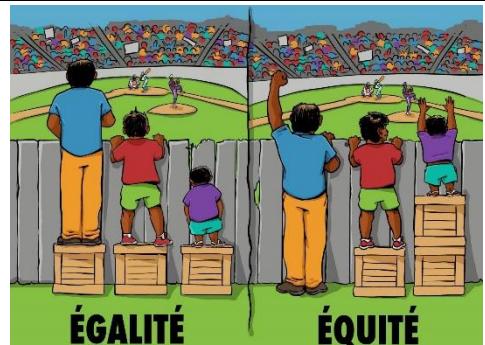
Animation phet.colorado.edu

Bon plan !

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Valeurs de la république : Un de mes collègues se propose de faire des évaluations différencierées, un autre dit que ça rompt l'équité. Quelle est votre position par rapport à cela ?

On rompt l'égalité mais pas l'équité.



Correction/commentaires : figure avec les gens sur des caisses pour voir dans un stade

Commentaires du correcteur :

Commencer par bien définir la différence entre égalité et équité.

Egalité : tout le monde a la même chose

Équité : tout le monde n'a pas pareil mais au final tout le monde est au même niveau.

Ensuite, il faut mentionner le fait que les évaluations données aux élèves doivent respecter le BO. Les élèves doivent être tous évalués sur le BO mais ils n'ont pas les mêmes capacités.

Par exemple un élève qui est en situation de handicap doit avoir un aménagement pour son sujet, par exemple avec un tiers-temps pour respecter le principe d'équité mais du coup il n'y a plus d'égalité entre tous les élèves.

Au final si tous les élèves sont évaluées sur les compétences du BO mais de façon différente il n'y a pas de rupture d'équité puisqu'ils seront en principe tous capable de faire l'évaluation qui est adapté à leur niveau. Il y a par contre une rupture d'égalité puisque tous les élèves n'auront pas les mêmes sujets.

Finalement, ce qui est important à la fin, c'est que tous les élèves doivent avoir acquis les compétences du BO et c'est à l'enseignant de définir comment il fait pour que tous les élèves y parviennent.

Champ libre pour le correcteur (compléments, propositions de manipulations ou de bibliographie)Remarques générales (articulation titre/élément imposé/niveau) :

Le plan proposé fonctionne très bien avec l'élément imposé. Ce plan a permis de traiter 7 points du BO :

- Citer et identifier des solvants polaires et apolaires usuels.
- Décrire la dissolution d'une espèce ionique ou moléculaire en faisant intervenir les liaisons intermoléculaires entre soluté et solvant.
- Modéliser par une équation de réaction la dissolution d'une espèce solide moléculaire ou ionique.
- Effectuer un bilan de matière lors de la dissolution totale d'une espèce solide ionique.
- Capacité expérimentale : préparer une solution aqueuse de concentration donnée par dissolution ou dilution.
- Interpréter qualitativement l'influence du pH sur la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau.
- Capacité expérimentale : mettre en œuvre un protocole pour étudier l'influence du pH et de la température sur la solubilité d'une espèce chimique.

Le point suivant du BO n'a été que traité très rapidement par manque de temps :

- Définir la solubilité molaire et massique d'une espèce chimique.

L'élément imposé a été incorporé de façon correcte au plan de la leçon mais nécessite de prendre plus de temps pour le traité (ici fait en 5 minutes).

Pour gagner du temps, il est possible de mettre le tableau d'avancement en prérequis pour pouvoir passer moins de temps dessus.

Remarques sur le contenu scientifique de la leçon :

Le contenu scientifique est en adéquation avec le BO.
Les notions présentées sont celles attendues.

Caractéristiques d'un solvant :

Un solvant est caractérisé par sa polarité (avec le moment dipolaire μ), sa proticité (capacité à faire des liaisons H) et son caractère dissociant (avec la permittivité diélectrique ϵ)

Réaction d'hémiacétalisation :

Lorsque vous parlez du glucose, il faut savoir indiquer qu'il existe sous une forme ouverte et fermée et que la forme cyclique possède un hémiacétal. Il faut savoir faire le mécanisme d'hémiacétalisation (et de rétro-hémiacétalisation) !

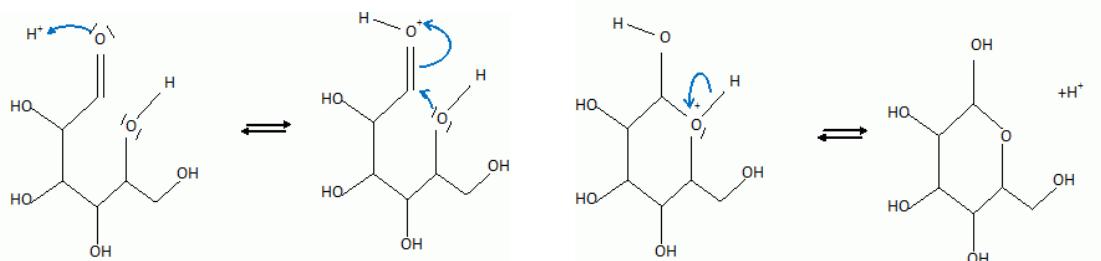
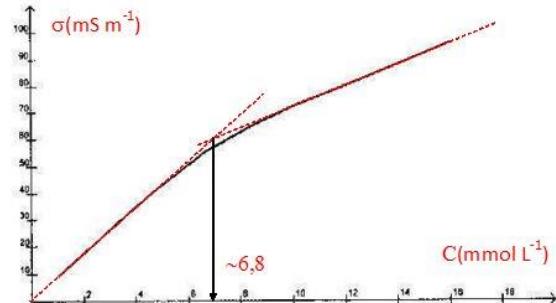


Image issue de <https://www.chimix.com/an10/cap10/capesa17.html>

Détermination d'une CMC :

Il faut préparer des solutions étalons de concentrations connues en tensioactif (ionique), puis mesurer la conductivité de la solution. On trace ensuite la conductivité en fonction de la concentration, la rupture de pente donne la CMC.

Remarques sur les manipulations :**Manip d'intro :**

Essayer de mettre à peu près la même masse de solide de sorte à ce que ce soit vraiment « comparable » et pas « uniquement » dû à la différence de masse que la solubilité ne soit pas la même.

Dissolution :

Lors de la dissolution, il n'est pas nécessaire de préparer des solutions de très grande concentration surtout si vous n'en faites rien par la suite. Vous risquez juste d'être embêtés par des problèmes de solubilité. Visez des concentrations de l'ordre de 10^{-2} à 10^{-3} mol/L.

Lors de l'utilisation de fioles jaugées prenez des bouchons adaptés au rodage (ça permet d'éviter que la fiole ne fuie).

Le calcul des incertitudes permet de rendre un peu plus quantitatif la manipulation.

Afin d'éviter le « gâchis » pourquoi ne pas préparer une solution d'acide benzoïque qui pourra être réutilisée par la suite ?

Influence du pH sur la solubilité :

Bonne idée de faire précipiter l'acide benzoïque en ajoutant de l'acide.

Pour rendre la manip plus quantitative, il est possible de titrer la solution d'acide benzoïque saturée (après l'avoir filtrée) mais risque d'être hors programme...

Autre possibilité : peser la masse de solide qui précipité afin d'en déduire la concentration en solution. Mais il faut sécher le solide et on risque d'avoir de grande incertitude.

Remarques sur les choix pédagogiques et didactiques :

L'introduction pédagogique a été bien menée. Pour la présentation des objectifs, il faut utiliser un seul verbe. Ex : Savoir décrire la dissolution → Décrire la dissolution

Bien d'avoir problématiser la leçon, mais il ne faut pas oublier d'y répondre en fin de leçon !

Par rapport au contenu à écrire au tableau, essayer d'écrire des choses en lien avec le sous-titre de la partie même si le contenu est majoritairement sur la slide.

Lorsque que vous faites des réactions en introduction, si vous avez la possibilité de les réutiliser dans votre leçon c'est mieux que de prendre un nouvel exemple (ici manip d'intro sur l'acide benzoïque, donc écrire l'équation de dissolution sur l'acide benzoïque plutôt que sur le glucose). Le tableau d'avancement n'est pas explicitement au programme de STL mais il paraît compliqué de faire un bilan de matière sans. Précisez bien en introduction que pour faire le bilan de matière vous décidez d'utiliser le tableau d'avancement comme un outil.

Autres traitements possibles :

Pour gagner du temps, vous pouvez mettre en prérequis le tableau d'avancement.

Le plan est correct.

Dans la partie II sur la solubilité, vous pouvez également parler de la solubilité et de la détermination de saturation ou non de la solution. Vous pouvez également parler de l'influence de la température plus en détail.

Proposition de bibliographie supplémentaire :

- Animation pour voir quand la solution est saturée, la concentration ne varie plus :
https://phet.colorado.edu/sims/html/beers-law-lab/latest/beers-law-lab_all.html?locale=fr
- Classement des solvants : *Effets de milieu en synthèse organique : Des effets de solvants aux méthodes d'activation non classiques*, André Loupy
- Un livre de PCSI pour avoir plus d'information sur la solubilité pour vous préparer aux questions.

LC n° 28 Titre : Solubilité et miscibilité des espèces chimiques

Niveau : 1^{re} générale - spécialité

Elément imposé : Illustrer les propriétés des savons

Présentée par : Bryan Gérard

Correcteur.ice : Morgane Leite

Date : 11/04/2025

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	Cote
Physique – chimie 1 ^{ère} spécialité	Antczak et Fiat	2019	PhS HAT 2019

Plan détaillé

Niveau choisi pour la leçon : 1^{re} générale – spécialité

Prérequis :

- Solubilité (2^{nde})
- Interactions entre molécules polaires / apolaires / ponts hydrogène

Introduction pédagogique

Objectifs :

- Extraction par un solvant
- Solubilité dans un solvant
- Miscibilité de deux liquides
- Amphiphilie d'une espèce

Difficultés :

- Prévoir les interactions électrostatiques -> identifier molécules polaires et apolaires
- Interpréter les propriétés tensioactives des savons -> identifier les parties hydrophiles et phobe

Choix :

- Tp : extraction diiode de la phase aqueuse par le cyclohexane

Introduction

D'où proviennent les propriétés détergentes des savons ? 3'

I – Dissolution d'un solide moléculaire (plutôt I - Solubilité et miscibilité)

1) Influence du solvant sur la dissolution

La *dissolution* est le résultat de l'établissement d'interactions électrostatiques et/ou de ponts hydrogène entre molécules de solvant et de soluté.

- Un solide moléculaire constitué de molécules *polaires* (resp. apolaires) est plus soluble dans un solvant *polaire* (resp. apolaire) que dans un solvant *apolaire* (resp. polaire).
- Les *solides ioniques* sont très solubles dans les solvants *polaires*.

	Eau (polaire)	Cyclohexane (apolaire)
Diiode I ₂ (apolaire)	Insoluble	Soluble
Sel NaCl (solide ionique)	Soluble	Insoluble

2) Application à l'extraction liquide-liquide

On dit que deux liquides sont *miscibles* si leur mélange est homogène. Deux liquides de même polarité sont miscibles.

Ex :

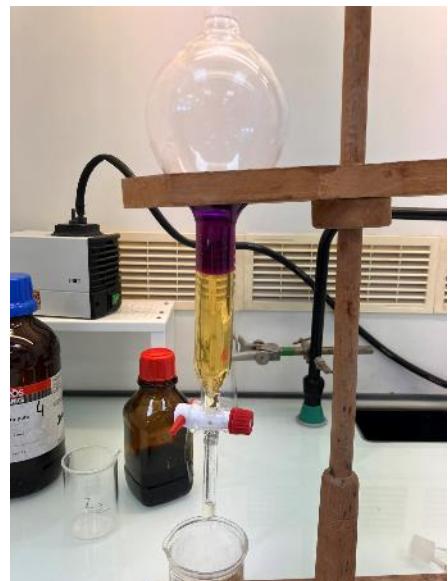
- l'eau, polaire, et le cyclohexane, apolaire, sont non-miscibles
- l'eau, polaire, et l'éthanol, polaire, sont miscibles

L'opération d'*extraction liquide – liquide* est la séparation d'un constituant d'un mélange en exploitant les différences de solubilités de ce constituant avec différent solvants.

Ex : I₂ en solution aqueuse. Comment l'extraire ? Le diiode et le cyclohexane subissent des interactions électrostatiques stabilisantes.

Tableau et fiche technique

Bryan verse du diiode avec KI en solution aqueuse dans l'ampoule à décanter, ainsi que le cyclohexane. Il mélange, dégaze, les phases changent de couleur. Un peu de précipité rouge se forme en bas de l'ampoule.



II – Propriétés des savons 20'

A) Caractère amphiphile

Une espèce *hydrophile* est une espèce soluble dans l'eau. En général, c'est une molécule polaire, capable d'établir des ponts hydrogène avec l'eau. Une espèce est *hydrophobe* si elle n'est pas soluble dans l'eau.

Une espèce *lipophile* est une espèce soluble dans les graisses. En général, ce sont des molécules apolaires, hydrophobes.

Les savons ont :

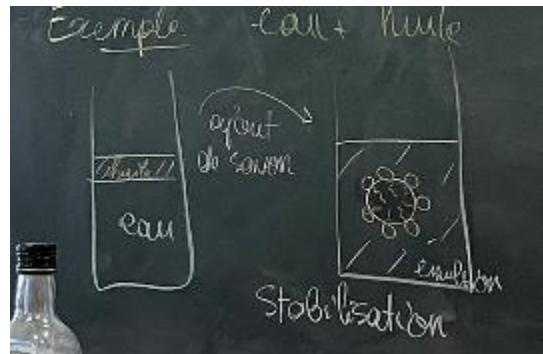
- une partie hydrophile
 - une partie lipophile
- on parle alors d'espèces *amphiphiles*.

Ex : CH3-(CH2)7-CH=CH-(CH2)7-COO-, Na⁺

En jaune, partie lipophile (apolaire) ; en bleu, partie hydrophile (polaire, chargée)

Les savons sont des *tensioactifs*.

B) Propriétés tensioactives 27'



Expérience des particules de poivre repoussés par la couche de savon superficielle. Bryan plonge une spatule sèche : rien ne se passe. Bryan frotte la spatule sur un savon et plonge à nouveau : le poivre s'éloigne.

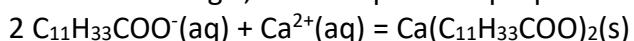


Expériences sur les propriétés des savons.

Propriétés détergentes. Le savon encapsule les gouttes d'huile. Sans savon, après mélange, deux phases. Avec savon, une phase trouble.

C) Dureté d'une eau 35'

Avec Ca²⁺ ou Mg²⁺, le savon perd ses propriétés détergentes.



Dans une eau qui contient du CaCl₂, on n'a plus de mousse mais il se forme un précipité blanc.

Tube 1 : eau distillée + huile : deux phases

Tube 2 : ED + huile + savon de Marseille : émulsion (pas trop visible ici)

Tube 3 : CaCl₂ + savon : empêche les bulles, formation d'un complexe blanc

Tube 4 : MgCl₂ + savon : empêche les bulles

Tube 5 : ED + savon : bulles

Tube 6 : Hépar (contient des ions) + savon : pas de bulles



Conclusion

On a vu que la partie polaire et apolaire de la molécule de savon lui confère des propriétés détergentes.

Expérience 1 - Extraction liquide – liquide.

Bryan mélange du diiode + KI en phase aqueuse avec du cyclohexane (pas encore CMR), on observe un changement de couleur. Expérience décrite dans le livre de première.

Possible de récupérer la phase aqueuse et de la comparer à celle initialement introduite dans l'ampoule à décanter. On peut aussi envisager de rendre cette manipulation quantitative avec un dosage par étalonnage de la phase aqueuse par spectrophotométrie pour déterminer sa concentration après extraction (Beer-Lambert au programme de 1^{ère} spécialité) ou par titrage par le thiosulfate de sodium (titrage colorimétrique rédox au programme de 1^{ère} spécialité).

Expérience 2 – Effet Marangoni.

Eau distillée dans une boîte de pétri. Saupoudrer de poivre moulu. La spatule sans savon ne fait rien. La spatule frottée sur du savon au préalable et plongée au centre de la boîte de pétri pousse le poivre sur les bords.

Expérience 3 – Illustration des propriétés du savon.

Expérience décrite dans le livre de première.

Tube 1 : eau distillée + huile : deux phases

Tube 2 : ED + huile + savon de Marseille : émulsion (pas trop visible ici)

Tube 3 : CaCl₂ + savon : empêche les bulles, formation d'un complexe blanc

Tube 4 : MgCl₂ + savon : empêche les bulles

Tube 5 : ED + savon : bulles

Tube 6 : Hépar (contient des ions) + savon : pas de bulles

Questions posées et réponses proposées

Que sont les interactions de VdW ?

On parle d'interactions entre molécules polaires, apolaires, et de ponts hydrogènes au lycée sans nommer les interactions de VdW. London : induit / induit ; Debye : permanent / induit ; Keesom : permanent / permanent. C'est Keesom qui est la plus intense. Liaison H : entre un H lié à un atome très électronégatif et un autre atome électronégatif qui présente un doublet non liant. Elle est directive.

Quelle propriété atypique de la liaison H ? Liaison OH en spectro IR ?

La liaison OH peut être affaiblie si le H est impliqué dans une autre liaison hydrogène. La bande est déplacée selon que OH est liée ou libre. La bande OH liée est élargie.

Quelle extraction liquide-liquide dans TP que vous avez mentionné ?

Le diiode. On peut le titrer avec des ions thiosulfates par une réaction d'oxydoréduction.

Pourquoi on ajoute le thiodène juste avant l'équivalence ?

Cinétique lente. Le thiodène encapsule le diiode et met du temps à se déformer.

La dissolution fait-elle aussi partie de vos prérequis ? Ça a été vu en seconde ?

C'est la partie précédente du BO.

La dissolution est vue en seconde également.

Questions sur les propriétés du solvant par rapport aux solides ioniques.

Pouvoir ionisant (moment dipolaire), pouvoir dissociant (perméabilité relative), proticité.

Schéma de Lewis du diiode ? Questions générales d'atomistique.**Est-ce qu'on a un nombre d'extraction optimal pour une extraction liquide-liquide ?**

Il vaut mieux faire plusieurs extractions en série.

Une autre constante qui ressemble à la constante de partage ?

Le log p

Constante de partage d'un composé entre l'eau et l'octanol. C'est rentré dans les programmes de PCSI.

Qui est le plus polaire entre phénol et alcool benzylique ? Qui est le plus acide ? Comment les séparer ?

Phénol le moins polaire car le doublet de O est délocalisé sur le cercle aromatique. Le phénol est le plus acide (stabilité de la base conjuguée). Pour les séparer, on peut utiliser de la soude (réaction acidobasique). Le phénol est alors déprotoné et passe en phase aqueuse alors que l'alcool reste protoné et est en phase organique.

Comment on synthétise un savon ? Mécanisme ?

Réaction de saponification.

Addition nucléophile d'un HO- sur le carbone de l'ester ; élimination de OR' ; acide/base pour avoir un carboxylate ?

Où est-ce qu'on trouve des molécules amphiphiles à part dans les savons ?

Phospholipides = membrane des cellules.

Grandeur qui caractérise les tensioactifs ? Comment on la mesure ?

Concentration micellaire critique. Suivi conductimétrique en rajoutant du tensioactif.

Voir manipulation dans le Fosset p.390

C quoi un conductimètre ?

C'est un ohm-mètre en alternatif. Dessin avec les plaques.

Vous avez dit qu'il y avait un tensioactif dans la mayonnaise.

Moutarde, œufs.

Comment déterminer la dureté de l'eau ?

Titrage conductimétrique par l'EDTA.

Application des tensioactifs en chimie organique ?

Catalyse par transfert de phase (réaction biphasique avec un tensioactif qui fait le relais entre les deux milieux)

Pourquoi les grains de poivre s'éloignent ?

Les molécules de savon se déposent à la surface et repoussent le poivre. Effet Marangoni.

Au vu du cours, exemple de molécules hydrophobes mais pas lipophiles (Romain) ?

En général les molécules hydrophobes sont lipophiles.

Origine physique de la formation de micelles (Alexandre) ?

La formation des micelles est favorisée thermodynamiquement mais pourquoi ? La variation d'enthalpie libre est $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Le terme ΔH contient toutes les interactions intermoléculaires, attractives (tête polaire – contre ion, liaison hydrogène tête – molécule d'eau, interactions de London entre queues apolaires) et répulsives (répulsion entre les têtes polaires). La minimisation de surface due à la formation d'une sphère permet aussi de diminuer la tension superficielle. Parmi toutes ces interactions, ce qui l'emporte est le terme de répulsion coulombienne entre deux têtes chargées, si c'est le cas. Dans ce cas la formation des micelles semble a priori non thermodynamiquement favorable, mais c'est sans compter le terme $-T\Delta S$. Avant la formation de la micelle, les tensioactifs libres possèdent chacun leur sphère de solvatation ce qui va organiser pour chacun le solvant autour d'eux. Cependant, une fois la micelle créée, la surface en contact avec le solvant est beaucoup plus petite : moins de molécules de solvant seront organisées. Ainsi, l'entropie du mélange sera plus grande après micellisation, ce qui va permettre une minimisation de G . C'est ce qu'on appelle l'effet hydrophobe.

D'ailleurs, comme il s'agit d'un terme $-T\Delta S$, la CMC dépend évidemment de la température. Au-dessous d'une certaine température, la température de Kraft, les tensioactifs ne forment pas de micelles.

Expliquer le changement de couleur des solutions dans l'ampoule à décanter ?

Couleur violet = couleur naturelle. Quand on a de l'eau, se forment des complexes. Cf. leçon de Benoît.

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : Une élève vient à vous pour vous dire qu'elle aimeraient poursuivre ses études dans les sciences mais que c'est un milieu d'hommes, que faites-vous ?

Réponse proposée : elle a partiellement raison mais elle ne devrait pas se dévaloriser, qu'elle y a sa place. Je donne des exemples de femmes de sciences. J'invite en classe des physiciennes et des chimistes femmes pour montrer qu'elles sont capables de faire des sciences.

Commentaires du correcteur :

- Déconstruire les préjugés
- Tout le monde peut faire ce qu'il veut
- Interventions de femmes de science
- Journée des femmes de sciences le 11 février. Exemple à l'ENS conférences de femmes de sciences à destination des lycéennes.

Il faut commencer par déconstruire les préjugés et dire que tout le monde peut faire des études dans le domaine qu'il veut.

Il peut être intéressant d'interroger l'élève pour savoir d'où viennent ces préjugés.

En classe, ça peut être pertinent de faire venir une chercheuse en sciences par exemple pour qu'elle explique son parcours scolaire et ainsi déconstruire l'idée que c'est un milieu d'hommes. La journée internationale des femmes et filles de sciences a lieu le 11 février. Dans les établissements du supérieur (ça a été le cas cette année à l'ENS), une série d'événements a eu lieu pour souligner l'importance de la place des femmes en sciences, et mettre en avant les carrières et études scientifiques auprès de lycéennes et de collégiennes. Il peut alors être intéressant de voir si c'est possible d'organiser une sortie scolaire pour assister à ces conférences. (lien pour + d'infos : <https://www.ens.psl.eu/actualites/l-ens-une-ecole-engagee-pour-les-femmes-et-filles-de-sciences>)

Retour correcteurRemarques générales (articulation titre/élément imposé/niveau) :

- Faire une diapo exprès pour les objectifs, pas que le BO.
- Intro pédagogique à rallonger.
- Mettre les sources des images sur les diapos.

Remarques sur le contenu scientifique de la leçon :

- Pas fan du titre du grand I : pas de lien entre dissolution et extraction liquide / liquide

Remarques sur les manipulations :

- Montrer la différence de solubilité par une expérience
- Ne pas oublier d'allumer la hotte
- On aurait pu récupérer la phase aqueuse pour comparer les couleurs à la solution de départ.
- Quand on a I2 dans l'eau, on a I2 dans l'eau. Quand on ajoute I-, on obtient I3- qui est soluble dans l'eau.

Remarques sur les choix pédagogiques et didactiques :

- La partie « choisir un solvant » du BO n'a pas été traitée

Proposition de bibliographie supplémentaire :

- *Florilège de chimie*, Daumarie : chloroforme (pour exemple de solvant d'un point de vue théorique mais toxique).

Champ libre pour le correcteur (compléments, propositions de manipulations ou de bibliographie)Remarques générales (articulation titre/élément imposé/niveau) :

Si vous avez le temps, c'est toujours bien de mettre les sources des images sur vos diapos.

Ici, les points suivants du BO ont été traités :

- Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités.
- Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).
- Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants.
- ~~Choisir un solvant~~ et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire
- Expliquer le caractère amphiphile et les propriétés lavantes d'un savon à partir de la formule semi-développée de ses entités. Citer des applications usuelles de tensioactifs.
- Illustrer les propriétés des savons.

Attention toutefois, la partie « choisir un solvant » du BO n'a pas été traitée, il aurait fallu plus insister sur le choix du solvant en proposant d'autres solvants comme le tétrachlorométhane (cf réf bibliographique) qui pourrait fonctionner mais qui n'est pas choisi car toxique.

Remarques sur le contenu scientifique de la leçon :

Le contenu scientifique de la leçon était celui attendu.

Je ne suis pas convaincue par le titre du I. J'aurais plutôt mis quelque chose comme « Solubilité et miscibilité ». En effet, avec les sous-parties on ne peut pas se contenter d'un I qui s'appelle « Dissolution d'un solide moléculaire » alors qu'on mentionne l'extraction liquide-liquide.

Log P :

Le log P est une constante de partage d'un composé entre l'eau et l'octanol. C'est une grandeur qu'on trouve tabulée. La valeur de log(P) permet d'évaluer le caractère hydrophile (ayant une affinité pour l'eau ou les solvants polaires) ou lipophile (ayant une affinité pour les solvants apolaires, notamment organiques) de l'espèce chimique

Présence de I_3^- en solution aqueuse :

Quand on dissout I_2 dans l'eau, alors on a I_2 en solution. Sa solubilité étant faible, si on veut l'augmenter on peut ajouter des ions iodures I^- qui permettront la formation de I_3^- et donc d'avoir

une meilleure solubilité de I_2 . Pour préparer les solutions de diiode, comme la solubilité du diiode est faible, on ajoute alors du KI.

Grande solubilité de I_2 dans l'éthanol :

Une explication de cette forte solubilité serait une réaction photochimique d'oxydation de l'éthanol en éthanal par le diiode formant le triiodure I_3^- . Ces ions I_3^- formés sont très solubles dans l'éthanol (solvant polaire). On remarque que les solutions de diiode sont brunes dans les solvants oxygénés (couleur caractéristique de la présence de triiodure) et violettes dans les solvants non-oxygénés. (source : <https://www.ens-lyon.fr/MasterSDM/sites/default/files/2022-03/iodine-full.pdf>, issu de Batley A, "The absorption spectrum of iodine in ethyl alcohol", *Trans. Faraday Soc.*, 1928, 24, p 438-452)

Remarque : L'éther diéthylique ayant un oxygène, il se peut que ça s'explique également d'une manière similaire (oxydation de l'éther diéthylique peut être par la formation de radicaux.)

Couleur du diiode en solution :

La couleur est expliquée par la formation d'un complexe à transfert de charge entre le diiode et le solvant qui agit en tant que base de Lewis ou donneur d'électrons. Une plus forte liaison de coordination implique une plus faible liaison I-I donc une plus faible fréquence d'absorption. L'eau est une meilleure base de Lewis que le cyclohexane donc la fréquence d'absorption décroît, la solution est jaune au lieu de violet. (source : [https://perso.ens-lyon.fr/pascal.wang/Agr%C3%A9ation%20externe/LC/LC_15_Solvants%20\(CPGE\)/LC_15_Solvents%20\(CPGE\).pdf](https://perso.ens-lyon.fr/pascal.wang/Agr%C3%A9ation%20externe/LC/LC_15_Solvants%20(CPGE)/LC_15_Solvents%20(CPGE).pdf), issu de Halogen bonding in solution, Máté Erdélyi, *Chem. Soc. Rev.*, 2012, 41, 3547-3557 - <https://doi.org/10.1039/C2CS15292D>)

Remarques sur les manipulations :

N'oubliez pas d'allumer la hotte quand vous manipulez ou qu'il y a des produits stockés en dessous !

Pour l'expérience avec l'extraction liquide-liquide et le passage du diiode dans le cyclohexane, on pourrait récupérer la phase aqueuse et comparer la couleur avant et après extraction pour montrer qu'en fait on a moins de diiode.

On peut aussi envisager de faire le dosage de la phase aqueuse pour déterminer la concentration de la solution et avoir une manipulation quantitative. Le dosage peut se faire par titrage (titrage colorimétrique rédox au programme de 1^{ère} spécialité) ou par dosage par étalonnage (Beer-Lambert au programme de 1^{ère} spécialité). La réalisation du titrage devant le jury n'est pas forcément pertinente mais vous pouvez le faire en préparation et faire le calcul avec incertitudes après avoir fait l'extraction (comme ça vous ne sortez pas trop de la case du BO).

Lors de la présentation de la solubilité du diiode et de NaCl dans l'eau et du cyclohexane, on aurait pu faire l'expérience qualitative.

Remarques sur les choix pédagogiques et didactiques :

L'introduction pédagogique aurait pu être un peu plus étayer. On peut notamment ajouter une slide avec les objectifs propre à ta leçon et ne pas se limiter au BO. Ça permet entre autres de laisser le temps au jury de noter tes objectifs.

Les manipulations quantitatives sont vraiment un plus d'un point de vue pédagogique, ça permet d'illustrer les notions que tu traites.

Autres traitements possibles :

Le plan proposé tel quel fonctionne. On aurait pu ajouter la partie sur la dissolution des solides ioniques en I :

- I. Dissolution des solides ioniques
 - A. Description et équation-bilan de la dissolution
 - B. Concentration des ions en solution

Dans la partie B, on pourrait préparer une solution par dissolution et ensuite calculer sa concentration à l'aide des incertitudes (ce qui permet d'avoir une manipulation quantitative).

Proposition de bibliographie supplémentaire :

- N'hésitez pas à fouiller plusieurs manuels scolaires car les approches peuvent être différentes !
- Chimie PCSI (pour vous remettre en tête les interactions de VdW et avoir des notions plus poussées sur la solubilité, miscibilité et tensioactifs).
- *Florilège de chimie pratique*, Daumarie : Détermination de la constante de partage du diiode entre l'eau et le cyclohexane. Dans les anciennes éditions de ce livre, vous la trouvez faite avec du tétrachlorométhane (à ne pas utiliser car toxique) ce qui vous donne un autre solvant d'extraction possible mais que vous ne choisissez pas à cause de sa toxicité.

LC n°34 Titre : SolubilitéNiveau : Tle STL - SPCLElément imposé : Extraire par précipitation sélective des ions d'un mélangePrésentée par : Gwilherm JASPARDCorrecteur.ice : Morgane LEITEDate : 20/02/25

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :

Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Tout en un, PCSI	Cardini	Dunod	
Manuel STL (académie de Montpellier)		En ligne	

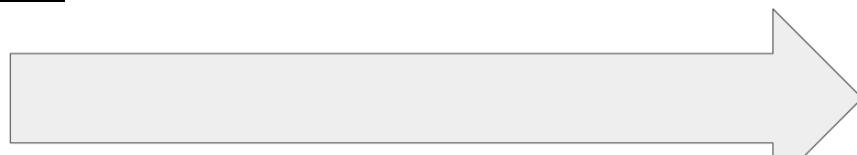
Plan détaillé

Introduction pédagogique

Objectifs : tout le BO

- Notion d'équilibre et constante de réaction
- Evolution spontanée et quotient réactionnel

Solubilité	
Quotient de réaction (Qr). Constante d'équilibre de solubilité (Ks). Sens d'évolution spontanée d'un système. Solubilité et solution saturée. Précipitation sélective des hydroxydes en fonction du pH. Influence de la température sur la constante d'équilibre.	<ul style="list-style-type: none"> - Définir et exprimer le quotient de réaction. - Exprimer la constante d'équilibre d'une réaction de dissolution d'un solide ionique ou moléculaire. - Prévoir l'apparition d'un précipité ou sa dissolution totale par comparaison de Qr et Ks. - Déterminer la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau pure à partir de Ks (sans tenir compte des propriétés acide-base des ions). - Déterminer la composition d'une solution saturée. - Déterminer une gamme de pH de précipitation sélective pour un mélange d'hydroxydes. - Prévoir l'influence de la température sur la solubilité d'une espèce chimique en exploitant des données. <p>Capacités expérimentales :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Proposer et mettre en œuvre un protocole pour extraire une espèce chimique solide dissoute dans l'eau. - Proposer et mettre en œuvre un protocole pour extraire sélectivement des ions d'un mélange par précipitation.

Séquence pédagogique :

1ère :	Chapitre en cours	Suite
- solubilité - recristallisation	- notion d'équilibre - évolution spontanée - lien contenu	- Acide/bases - Oxydo-réduction

Evaluations :

- DM (expression de Ks et calcul de solubilité)

Difficultés :

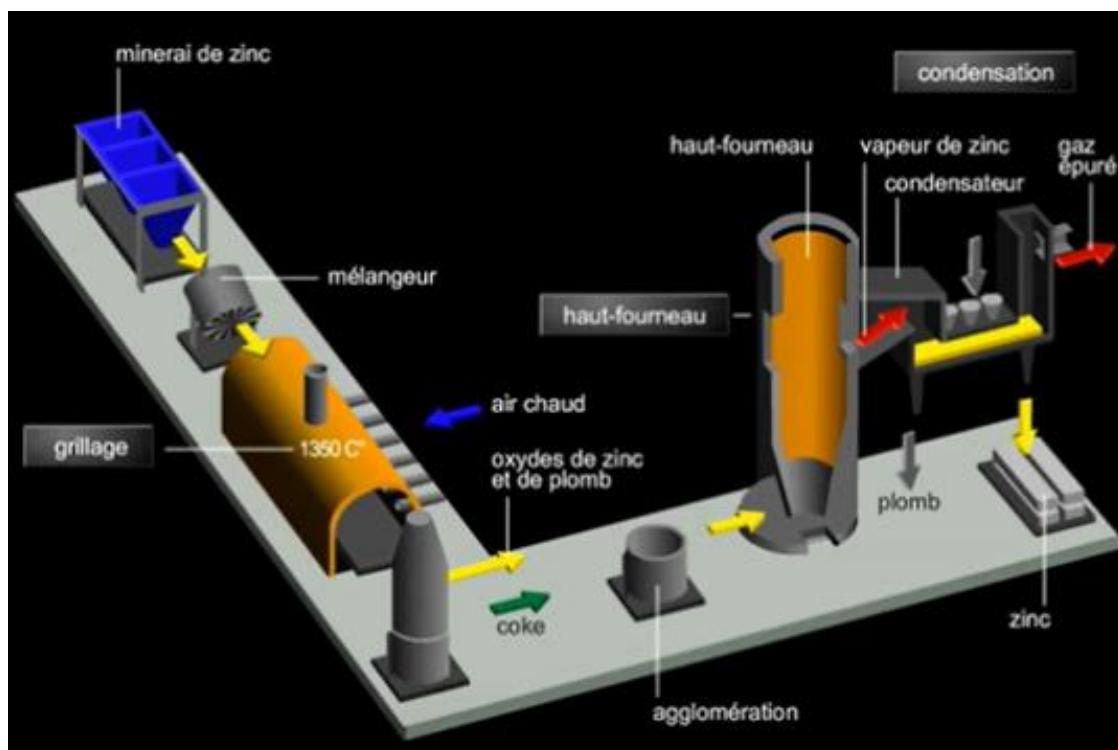
- Confusion Ks VS Qr car définition proche

Introduction

Métallurgie et production industrielle de Zn :

- Extraction de blende ZnS issue de minéraux
- Grillage : $ZnS \rightarrow ZnO$
- Lixiviation : $ZnO \rightarrow Zn^{2+}$
- Electrolyse : $Zn^{2+} \rightarrow Zn$

⇒ Présence d 'autres ions non souhaités (cuivre, fer, ...)

Problématique :

Comment extraire les ions Zn^{2+} d'une solution de lixiviation contenant des ions Fe^{3+} ?

I-Solubilité et équilibre hétérogène

1) Produit de solubilité

Dans les marais salant, on a un processus d'évaporation permettant la formation de sel (NaCl notamment).

Tube à essai avec différentes concentrations en NaCl (dont un avec un précipité solide)

Il existe donc une concentration limite qui correspond à la saturation de la solution, c'est-à-dire à un équilibre entre NaCl (phase solide) et les ions Na^+ et Cl^- en solution (phase aqueuse) :



Cet équilibre de solubilisation est caractérisé par une constante de réaction, nommée produit de solubilité et noté K_S .

$$K_S = [Cl^-]_{eq}[Na^+]_{eq} / c^{\circ 2}$$

C'est une fonction uniquement de la température, qui diffère pour chaque réaction considérée.

Équilibre de solubilisation	Produit de solubilité K_S
$NaCl = Na^+ + Cl^-$	$2,3 \cdot 10^{-10}$
$Fe(OH)_3 = Fe^{3+} + 3 OH^-$	$2,8 \cdot 10^{-39}$
$Zn(OH)_2 = Zn^{2+} + 2 OH^-$	$3,0 \cdot 10^{-17}$

Exemples :

$Fe(OH)_2 \leftrightarrow Fe^{3+} + 3 HO^-$	$K_S = [Fe^{3+}]_{eq}[HO^-]_{eq}^3 / c^{\circ 4}$
$Zn(OH)_2 \leftrightarrow Zn^{2+} + 2 HO^-$	$K_S = [Zn^{2+}]_{eq}[HO^-]_{eq}^2 / c^{\circ 3}$

Attention aux coefficients stœchiométriques et au fait qu'on est ici à l'équilibre.

2) Quotient de réaction :

Constat : la présence du précipité dépend de la valeur de K_S , mais aussi des concentrations des ions en solution. On définit donc le quotient de réaction à chaque instant t (pas nécessairement à l'équilibre) :

$$Q_r = [Cl^-]_t[Na^+]_t / c^{\circ 2}$$

Il est ainsi possible de prédire de sens de la réaction :

- Directe si $Q_r < K_S$ (dissolution de NaCl)
- Indirect si $Q_r > K_S$ (formation de NaCl)
- Equilibre si $Q_r = K_S$

3) Solubilité (d'un solide)

La solubilité est la quantité maximal de solide qu'on peut dissoudre dans 1L de solvant. Définie à

T et P donnés, elle est massique (g/L) ou molaire (mol/L). Une solution est dite saturée en un soluté, si la solubilité est atteinte au dépassée.

4) Calcul d'une solubilité : $NaCl$ dans H_2O

réaction	$NaCl \leftrightarrow Na^+ + Cl^-$		
Initial	Excès	0	0
Final	Excès	s	s

Donc $K_S = s^2/c^o$ et $s = c^o \sqrt{K_S}$

AN : La solubilité de $NaCl$ est de $1,3 \cdot 10^{-5}$ mol/L à 25°C et à la pression atmosphérique.

II- Précipitation sélective

1) Influence de pH sur la solubilité

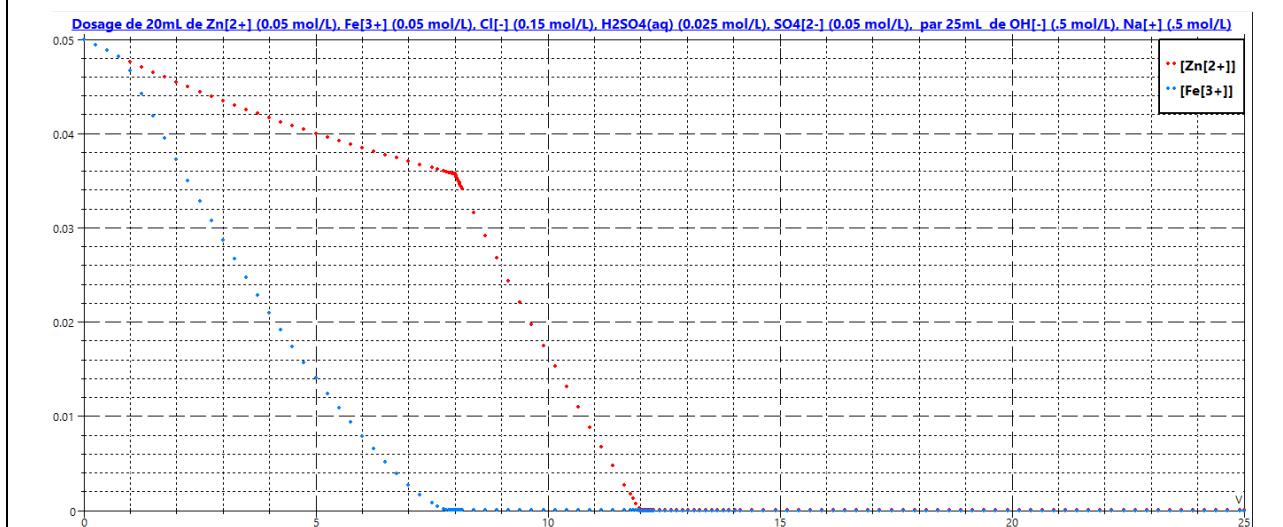
Soit les produits de solubilité :

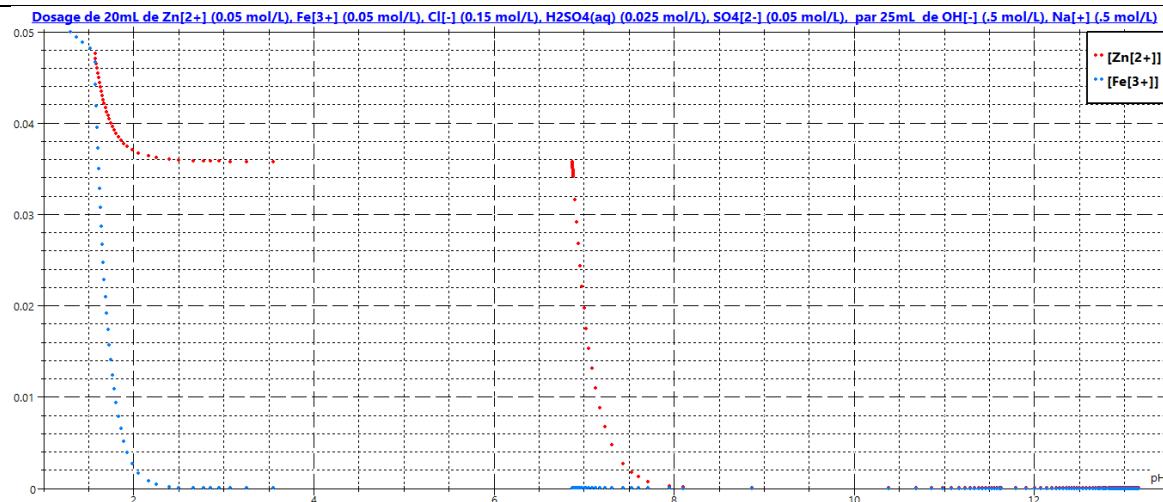
$$K_S(Fe(OH)_3) = [Fe^{3+}]_{eq}[OH^-]_{eq}/c^o{}^2$$

$$K_S(Zn(OH)_2) = [Zn^{2+}]_{eq}[OH^-]_{eq}/c^o{}^2$$

On constate que si $[OH^-]_{eq}$ augmente (donc que le pH augmente), alors les concentrations en Fe^{3+} et/ou en Zn^{2+} diminuent à l'équilibre.

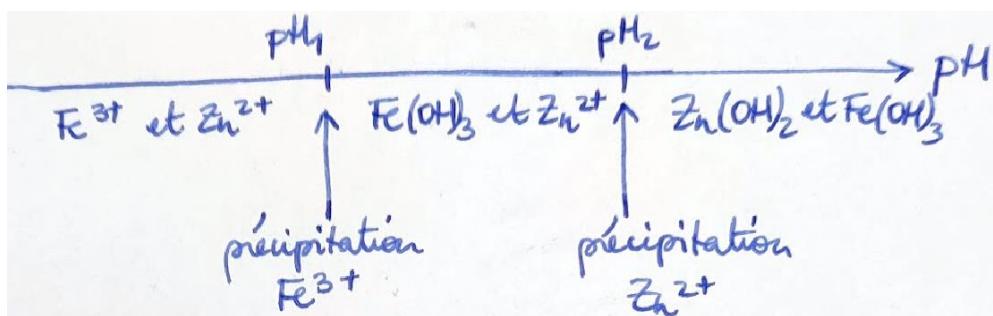
On peut le constater en simulant avec Dozzzaqueux l'ajout d'ions OH^- à une solution contenant des ions Fe^{3+} et Zn^{2+} (concentration en ion en fonction du volume versé et du pH)



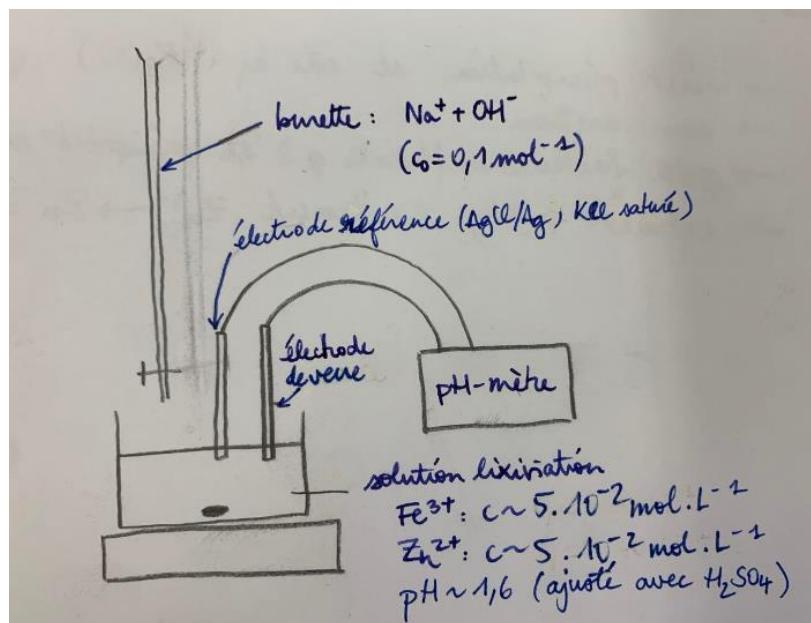


On constate la présence des points anguleux qui correspondent à l'apparition d'un précipité. Trois zones distinctes sont identifiables :

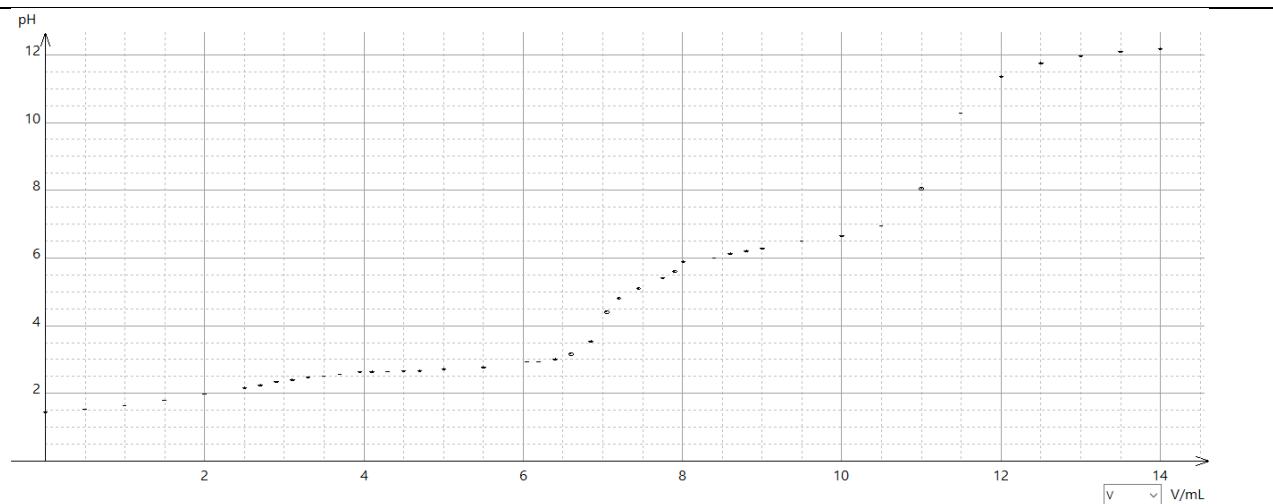
- à partir de $\text{pH}_1 = 3$: Disparition de Fe^{3+} par précipitation en $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- jusqu'à $\text{pH}_2 = 7$: présence de Zn^{2+} puis précipitation en $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- Entre 3 et 7 : présence de ions Zn^{2+} et de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ayant précipité



2) Mise en œuvre expérimentale



Résultats : évolution du pH en fonction du volume de soude versé



On observe (plus ou moins !) un point anguleux (1er grain de $Zn(OH)_2$ formé). A ce moment précis, on a : $[Zn^{2+}] = [Zn^{2+}]_i$ avec $[Zn^{2+}]_i$ la concentration initiale en ion zinc II et $[HO^-] = 10^{pH-14}$.

On peut donc estimer le produit de solubilité :

$$K_s = [HO^-]^2_{ang} [Zn^{2+}]_i$$

L'imprécision sur l'estimation du pH est cependant très importante.

La solution issue du « dosage » est ensuite filtrée et le filtrat est caractérisé avec des ions thiocyanate (coloration rouge sang si présence d'ion Fe^{3+}). Fe^{3+} n'est plus présent (contrairement à la solution de lixiviation initiale).

3) Autres facteurs

- Température :
 - Solides et liquides : augmentation de la solubilité quand la température augmente
 - Gaz : diminution de la solubilité quand la température augmente.
- Pression : Gaz : augmentation de la solubilité quand la pression augmente

Expérience 1- solution de NaCl saturée

Référence complète : X

but de la manip : Comparaison de solutions de NaCl plus ou moins concentrées (présence ou non de précipité blanc)

Durée de la manip : 1 min

Expérience 2- Influence du pH sur la précipitation d'ions Fe^{3+} et Zn^{2+}

Référence complète : Fiches de synthèse STL-SPCM (Académie de Montpellier)

Équation chimique et but de la manip : $Zn(OH)_2 \leftrightarrow Zn^{2+} + 2HO^-$ et $Fe(OH)_2 \leftrightarrow Fe^{3+} + 3HO^-$

Commentaire éventuel : plutôt complexe d'estimer le pH correspondant à la formation du précipité.

Durée de la manip : 5 min

Expérience 3- Test caractéristique d'ions Fe^{3+} par des ions SCN^- **Référence complète :** XÉquation chimique et but de la manip : formation de $[Fe(NCS)(H_2O)_5]^{2+}$ (rouge sang) pour identifier la présence d'ions Fe^{3+} Durée de la manip : 2 min**Questions posées et réponses proposées****Peux-tu détailler les pré-requis de 1ère ?**

La solubilité est abordée en 1^{ère} mais de manière beaucoup moins formelle.

Comment fonctionne le processus de grillage de la blende ZnS ?

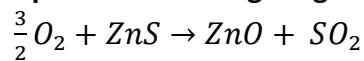
Du dioxygène chaud est envoyé sur le minerais broyé. Cela provoque l'oxydation de la blende et donc la formation d'un oxyde de zinc ZnO.

Quelle est la structure cristallographique de la blende ?

CFC pour S^{2-} avec un site tétraédrique sur deux occupés par Zn^{2+} .

Peut-on vérifier la stoechiométrie de ZnS ?

Populations de 4 pour les anions et cations.

Equation bilan du grillage de la blende ?**Quelle est l'enthalpie de réaction ?**

Loi de Hess $\Delta_r H^\circ = \sum a_i \Delta_f H^\circ$

Quelle est l'unité de Ks ?

Sans unité. Pas de c° dans documents d'accompagnement pédagogique.

Quelle est la définition générale d'une constante de réaction ?

Produit des activités des espèces avec le coefficient stoechiométrique à la puissance.

Une solution avec des ions Na^+ et Cl^- est-elle toujours à l'équilibre ?

Pas nécessairement : la concentration en ions peut ne pas être suffisante pour former un solide. Or l'équilibre n'est atteint que si le précipité est présent en solution.

La solubilité dépend-t-elle du solvant ?

Oui, par exemple la solubilité du sel (NaCl) dans l'acétone et dans l'eau est très différente.

Quel est le principe de la recristallisation ?

L'objectif est d'éliminer les d'impuretés présentes dans un produit solide :

- Dissolution du produit avec un minimum de solvant dans lequel les impuretés sont solubles à froid et à chaud
- Chauffage pour dissoudre le produit et libérer impuretés

- Descente en température doucement jusqu'à formation d'un précipité (plus pur que celui initial)

La solubilité augmente-t-elle toujours avec la température pour un solide?

Cela dépend si la réaction est exo/endothermique. Par exemple, si elle est exothermique, K_s diminue lorsque T augmente.

Pourquoi ce choix d'entonnoir ?

Pas adapté, c'est un entonnoir à solide.

Quelles sont les électrodes utilisées pour mesurer le pH ?

Verre et AgCl/Ag (référence)

Quelle est l'espèce de l'électrode de AgCl/Ag?

2nd espèce car avec précipité.

Comment lire précisément le volume de la burette ?

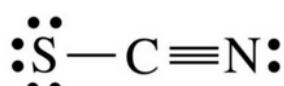
L'œil doit être au niveau du ménisque (et celui-ci tangent au trait de la graduation souhaitée). Une bande photophore permet d'être plus précis.

Comment peut-on enlever des ions cuivre et cadmium d'une solution ?

Pour enlever les ions cuivre de la solution, on peut ajouter du Zn solide qui va s'oxyder en Zn²⁺ (donc pas de problème vu qu'on a déjà des Zn²⁺ en solution et qu'ils nous intéressent) et les ions cuivre vont se réduire en Cu solide et il n'y aura plus qu'à filtrer.

Comment les incertitudes ont-elles été estimées ?

On a considéré une demi-graduation pour le volume versé avec burette et le dernier digit pour le pH (sous estimation car difficulté à se stabiliser).

Quelle est la formule de Lewis de SCN⁻ ?**Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »**

Question posée : Des parents dispensent un élève d'un cours sur l'énergie nucléaire, quelle est votre réaction ?

Réponse proposée : Avertissement de ma hiérarchie et de professeur principal. Discussion avec élève (pas punition) et parents : rassurer sur le traitement impartial et scientifique de la thématique et rappel que scolarisation obligatoire jusqu'à 16 ans.

Commentaires du correcteur :

Ces cours permettent de former les citoyens ainsi que leur esprit critique. Les élèves doivent se former leur propre esprit critique et son avis a le droit d'être différent de ses parents ou de l'enseignant.

Le cours sur l'énergie nucléaire est au programme et ce n'est pas quelque chose à la carte donc l'élève est obligé de le suivre. Il faut bien expliquer que le cours sur l'énergie nucléaire est un cours de sciences qui utilise des éléments scientifiques et qu'il est traité avec neutralité.

L'enseignant ne donnera pas son avis sur le nucléaire, il se « contentera » de suivre le programme.

Si les parents ne sont toujours pas convaincus, on peut leur expliquer que c'est utile notamment en médecine avec les scintigraphies par exemple. En général, parler de la santé peut aider à calmer.

Si on est face à quelqu'un de tête, il ne faut pas hésiter à faire preuve de fermeté. Comme l'école est obligatoire, on ne peut pas enlever son enfant juste parce qu'un cours ne nous convient pas. Les notions qui y sont vues sont utiles pour la formation de l'élève et ce sont par exemple des notions sur lesquelles les élèves peuvent être interrogées au baccalauréat.

Finalement, il faut en parler avec ses collègues et la hiérarchie pour qu'ils soient au courant de la situation et qu'ils puissent intervenir en cas de besoin.

Champ libre pour le correcteur (compléments, propositions de manipulations ou de bibliographie)Remarques générales (articulation titre/élément imposé/niveau) :

La leçon était bien articulée (attention à ne pas oublier d'écrire les titres des sous-parties !).

Elle répond bien à la problématique et aux objectifs.

Les points du BO suivant ont été traités :

- Définir et exprimer le quotient de réaction.
- Exprimer la constante d'équilibre d'une réaction de dissolution d'un solide ionique ou moléculaire.
- Prévoir l'apparition d'un précipité ou sa dissolution totale par comparaison de Q_r et K_s .
- Déterminer la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau pure à partir de K_s (sans tenir compte des propriétés acidebase des ions).
- Déterminer une gamme de pH de précipitation sélective pour un mélange d'hydroxydes.
- Proposer et mettre en œuvre un protocole pour extraire sélectivement des ions d'un mélange par précipitation.

Remarques sur le contenu scientifique de la leçon :

Le contenu scientifique était adapté aux attendus.

Attention à bien penser à mettre les c° même si les ressources que vous utilisez ne les mettent pas. On ne vous demandera jamais pourquoi vous les aviez mis mais par contre si vous les mettez pas soyez sûr qu'on vous pose la question !

Les points anguleux sont quasi impossible à voir en pratique lorsque vous réalisez un titrage. Une façon de faire une application numérique sur un point anguleux est d'utiliser la courbe de

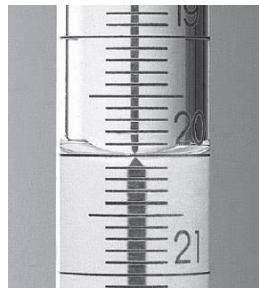
simulation faite sur Dozzyqueux.

Lorsqu'il reste une minute, on profite de cette minute pour conclure proprement, il n'y a pas le temps de faire une sous-partie (surtout qu'ici on avait traité bien assez de points du BO).

Remarques sur les manipulations :

Attention aux erreurs de vocabulaire de verrerie, ne pas confondre tubes à essai et éprouvette !

Lors de l'utilisation d'une burette avec bande photophore, il est préférable de l'utiliser car elle permet d'être plus précis. Il faut qu'elle pince la graduation (cf photo de culture science chimie).



Remarques sur les choix pédagogiques et didactiques :

L'introduction didactique est correcte. La leçon est bien introduite dans une séquence.

L'hydrométallurgie est un très bon choix d'introduction de la leçon. La problématique est bien construite avec la leçon qui permet d'y répondre. Les objectifs énoncés sont bien remplis.

Autres traitements possibles :

Il est possible de faire cette leçon en prenant la bauxite en exemple d'application d'où on extrait l'aluminium.

Proposition de bibliographie supplémentaire :

- Une vie d'aluminium, Vignes, BUP :

<http://materiel-physique.ens-lyon.fr/Logiciels/CD%20N%C2%B0%203%20BUP%20DOC%20V%204.0/Disk%201/TEXTES/1997/07900035.PDF>

➔ Possible de synthétiser la bauxite (à Montrouge il y en a déjà de la synthétiser) et de faire l'étape d'hydrométallurgie basique où il faut broyer la bauxite et ensuite la dissoudre dans la soude pour faire précipiter Fe(OH)_3 (l'aluminium reste sous forme Al(OH)_4^-)

LC n°50 Titre : Evaporation et cristallisation

Niveau : Tle STL - SPCL

Elément imposé : Évaluer le rendement d'une cristallisation

Présentée par : Théotime Régimbeau

Correcteur.ice : Morgane Leite

Date : 11/04/2025

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :

Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Site académie de Montpellier	Roux, Rondepierre		

Plan détaillé

Prérequis : Solubilité, titrage A/B, Synthèse organique

Introduction pédagogique

Objectifs : Définir la notion de cristallisation, utiliser une courbe de solubilité, comprendre les enjeux de l'évaporation (non traité finalement)

Avant la leçon : Distillation et diagramme binaires

Après la leçon : TP : cristallisation du carbonate de sodium. Analyse documentaire : réalisation du concentré de tomate

Difficultés : Diagramme solubilité/température -> réflexion sur quelle variable est fixée

Relation titre massique et solubilité -> écriture en toutes lettres

3min

Introduction

On a vu comment purifier un mélange liquide/liquide et aujourd'hui on va voir comment récupérer un solide

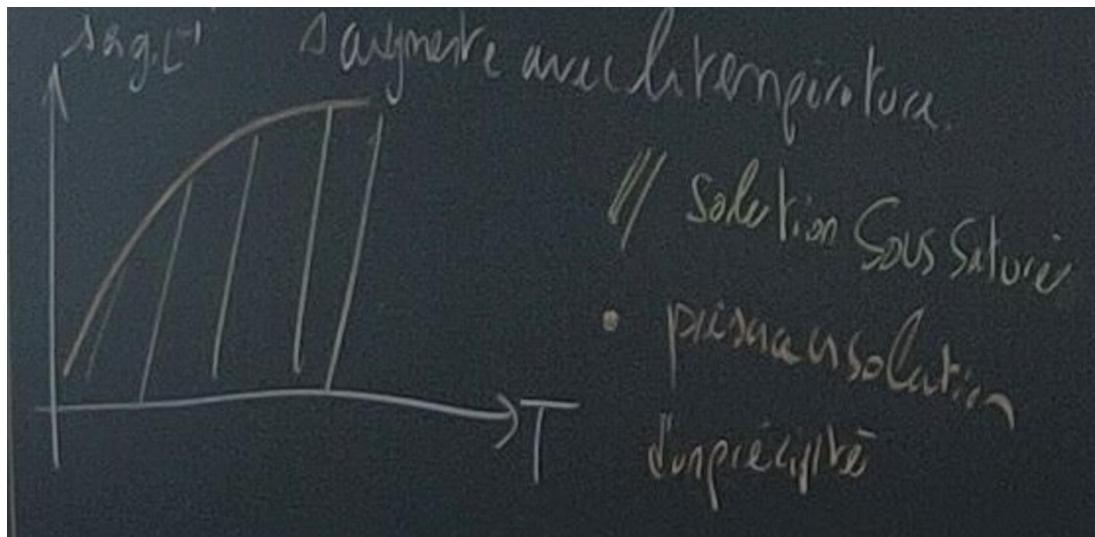
Problématique : Comment récupérer les cristaux de sel dans l'eau de mer ?

I- Cristallisation

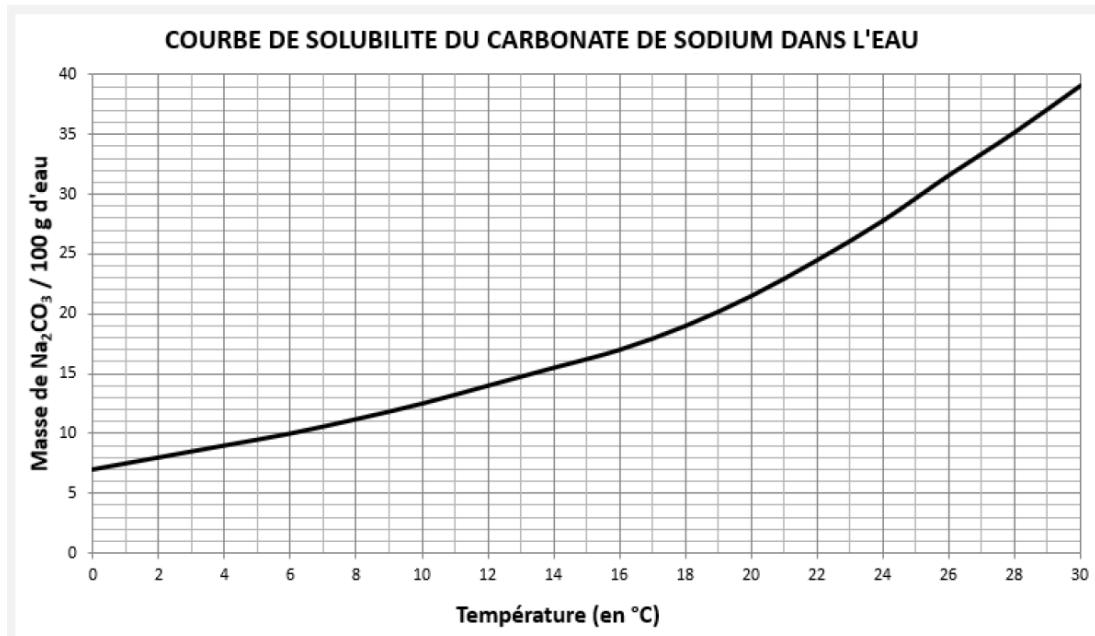
1) Solubilité

Rappel : Solubilité : quantité maximale de solide que l'on peut dissoudre en solution. Elle s'exprime en g.L⁻¹

Règle empirique : s augmente avec la température



Exemple : Carbonate de sodium : Na_2CO_3



Définition : Le titre massique w est :

$$w_{solide} = \frac{m_{solide}}{m_{totale}} = \frac{\text{masse solide}}{\text{masse de solvant+masse solide}} \quad (\text{en pourcent})$$

On peut la relier à la solubilité :

$$w_{solide} = \frac{s}{s + 100}$$

Où s est exprimé en g/100g.

Remarque : ici faire l'AN dans le cas de la solution étudiée dans l'expérience.

Définition : Cristallisation : une méthode pour récupérer un solide initialement en solution

12 min

2) Cristallisation par refroidissement

Lors du refroidissement, la concentration en CS (carbonate de sodium) dans la solution s'approche de la saturation. Lorsqu'elle est atteinte, du solide précipite.

Ici, insister + sur la courbe de solubilité et indiquer la température que l'on vise (pour bien valider l'objectif du BO).

15 min

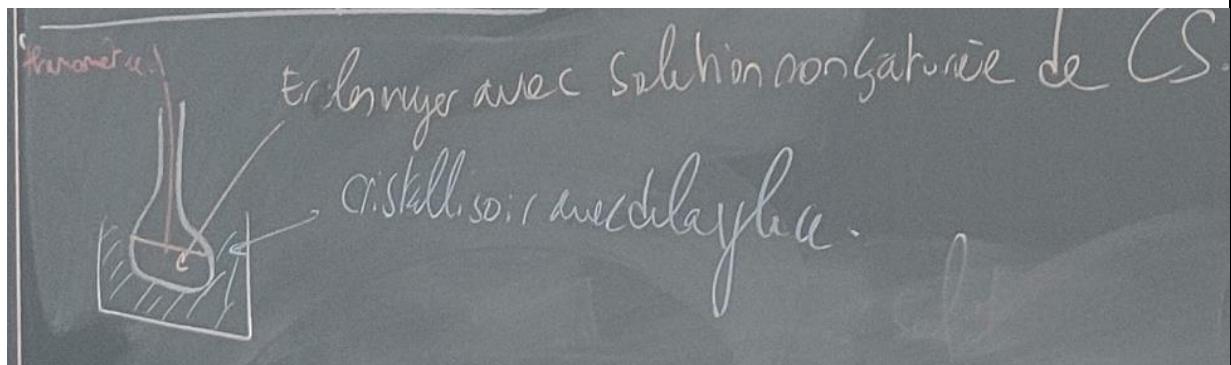
Expérience 1 :

Récupère une certaine masse (mesurée à la balance) de solution non saturée de CS.

Refroidit dans un cristallisoir avec mélange eau-glace.

Rajoute un petit cristal : cristallisation

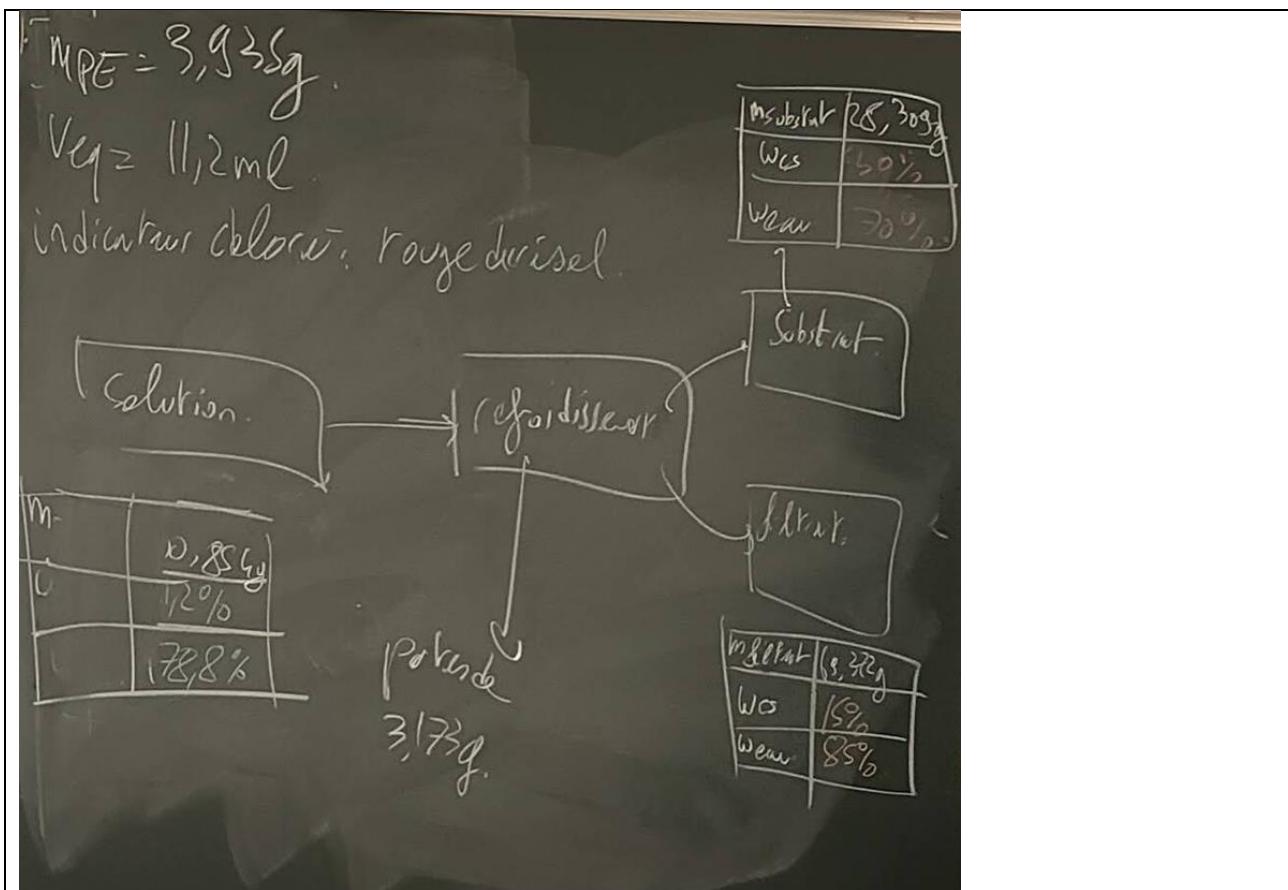
On fait une filtration sous vide.



18 min / 26 min (fin de l'expérience)

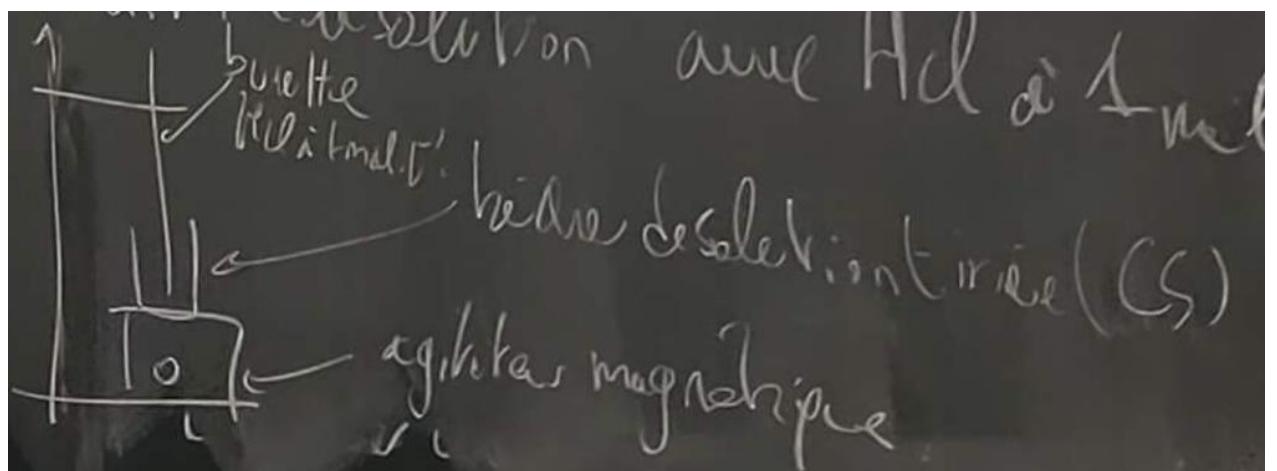
II- Bilan de matière

1) Bilan détaillé



27 min

2) Caractérisation du filtrat et du substrat

Filtrat : titré pour déterminer la quantité de CS présent dans le filtratEtude du substrat : On effectue une dissolution d'une masse mPE de substrat et on titre cette solution avec HCl à 1mol/LExpérience 2 : Titrage du solideOn récupère une masse donnée de solide ($m=3,935\text{g}$)

On la dissout. On fait un titrage colorimétrique avec le rouge de Crésol comme indicateur coloré et avec du HCl à 1M.

On obtient un volume à l'équivalence : $V_{eq} = 11,2mL$

On a à l'équivalence :

$$w_{Na_2CO_3} = M_{Na_2CO_3} \frac{C_{HCl} V_{eq}}{m_{PE}}$$

Avec un code python : $w_{CS} = 30 \pm 1\%$

37 min

3) Rendement

Comme en synthèse :

$$\eta = \frac{m_{CS} \text{ dans le substrat}}{m \text{ totale de CS}}$$

Avec un code python : $\eta = 40 \pm 2\%$

40 min

Expérience 1 - Titre : Cristallisation par refroidissement d'une solution de carbonate de sodium

Référence complète : Académie de Montpellier, Système et procédés, Séquence 8 : Evaporation et cristallisation, les énoncés des activités expérimentales

Équation chimique et but de la manip : Cristalliser une solution de carbonate de sodium en la refroidissant dans un cristallisoir eau-glace

Modification par rapport au mode opératoire décrit : On a récupéré une solution préparée à 2mol/L.

Commentaire éventuel : Attention le bicarbonate de sodium (*nom de la vie quotidienne*) correspond à $NaHCO_3$, ce n'est pas ce qu'on veut ! *Ici on utilise du carbonate de sodium Na_2CO_3 .*

Phase présentée au jury : Tout le protocole en dehors des relevés précis de température.

Durée de la manip : 8 min

Expérience 2 - Titre : Analyse des cristaux obtenus.

Référence complète : Académie de Montpellier, Système et procédés, Séquence 8 : Evaporation et cristallisation, les énoncés des activités expérimentales

Équation chimique et but de la manip : Titrage des cristaux de Na_2CO_3 par HCl .

Modification par rapport au mode opératoire décrit : Utilisation du rouge de Crésol (car moins toxique que la phénolphthaleine).

Commentaire éventuel : Il vaut mieux verser lentement sinon dans une région localement acide, on peut avoir une deuxième réaction acide/base qui dégage du CO₂ et fausse donc la mesure.

Phase présentée au jury : Mesure d'une certaine masse de cristaux, dissolution, titrage.

Durée de la manip : 8 min

Questions posées et réponses proposées

Question : Qu'est-ce que la recristallisation ?

Réponse : Il s'agit d'une étape de purification d'un solide. On dissout à chaud un produit de synthèse avec ses impuretés. On refroidit lentement ce qui permet de garder les impuretés dans le solvant et de récupérer le produit solide.

Question : Qu'auriez-vous fait pour traiter l'étude de l'évaporation ?

Réponse : On aurait regardé de manière générale l'évaporation avec par exemple l'évaporateur rotatif puis plus précisément le cas de la cristallisation

Question : On n'utilise pas l'évaporateur rotatif pour cristalliser ?

Réponse : On peut (c'est moins fréquent mais possible)

Il arrive que dans des protocoles expérimentaux, le solide est récupéré par extraction liquide-liquide (il est alors dissous dans un solvant) et il ne reste qu'à évaporer le solvant pour récupérer le solide qui cristallise avec l'évaporation du solvant.

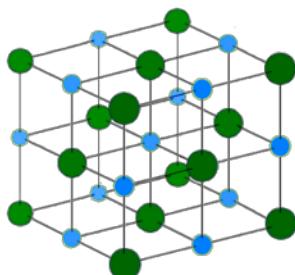
Question : Pouvez-vous répondre à la problématique sur les marais salant ?

Réponse : En pratique on n'utilise pas le changement de température pour cristalliser mais plutôt une évaporation pour récupérer les cristaux de sel.

Question : Pouvez-vous être plus précis sur les cristaux de sel ?

Réponse : NaCl mais aussi d'autres ions (iode, métaux, Potassium)

Question : Structure cristalline de NaCl ? Nombre de chlorure par maille ?



Réponse : Deux CFC , 4 par maille

Question : Quelle est l'unité de la solubilité ?

Réponse : On peut l'exprimer de plusieurs manières différentes : mol/L, g/L, g/100g

Question : Contre-exemple de la solubilité qui augmente avec T ?

Réponse : Calcaire

Question : Comment déterminer théoriquement la solubilité d'un solide ?

Réponse : On utilise la constante de solubilité K_s.

Question : Le faire dans le cas de Na₂CO₃

Réponse : $K_s = \frac{(2s)^2 s}{c^o{}^3}$ et donc $s = \left(\frac{K_s}{4}\right)^{\frac{1}{3}} c^o$

Question : Comment mesurer expérimentalement la solubilité ?

Réponse : On titre une solution saturée. On peut utiliser un bêcher thermostaté pour le faire à une température donnée.

Question : Commenter l'appellation « cristaux de soude » du carbonate de sodium

Réponse : C'est un terme historique qui peut amener de la confusion car c'est différent de la « soude » qui désigne $NaOH$.

Question : A partir de quelle concentration il faut porter des gants ?

Réponse : On regarde la fiche de sécurité. Les acides ne sont pas trop dangereux jusqu'à 10^{-1} mol/L

Question : Comment avez-vous titré le filtrat ?

Réponse : Même méthode : titrage par HCl à 1M avec rouge de Crésol

Question : Différence dosage et titrage ?

Réponse : Dosage : terme générique, possibilité de dosage par étalonnage ou titrage

Question : Equation de titrage ?

Réponse : $CO_3^{2-} + HCl = HCO_3^-$

Question : Pourquoi y a-t-il des bulles ?

Réponse : En fait on a aussi localement une double acidification qui produit du CO_2 gazeux : $HCO_3^- + H^+ = H_2O + CO_2$

Question : Quels sont les significations des pictogrammes du HCl ? Et celui avec la tête de mort ?

Réponse : Le symbole « ! » c'est « nocif ou irritant » (*altère la santé*), l'autre c'est corrosif. La tête de mort c'est « toxicité aigüe » (donc beaucoup plus dangereux).

Question : Expliquer la méthode de propagation des incertitudes ?

Réponse : On ne garde que les incertitudes relatives de l'ordre du pourcent et on écrit la formule pour un produit/fraction.

Question : Autre méthode de propagation ? Explication ?

Réponse : Monte-Carlo : on fait différents tirages « possibles » et on regarde moyenne écart-type

Question : Quand utilise-t-on la distillation en terminale STL-SPCL ?

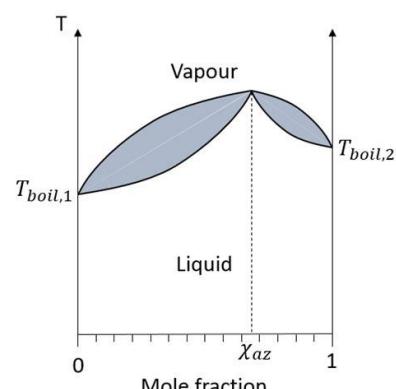
Réponse : On le fait pour hydrodistillation et la distillation fractionnée

Question : Quel outil permet de prédire ce qu'on obtient avec une distillation ? Exemple ?

Réponse : Un diagramme binaire, pour eau/acétone, on a :

Question : Qu'obtient-on avec une distillation avec majoritairement de l'eau et avec de l'acétone ?

Réponse : On a le distillat avec de l'eau et le résidu à l'azéotrope.



Question : Aurait-on pu prévoir le titre massique de carbonate de sodium du solide ?

Réponse : Par conservation de la masse (si on néglige les pertes) oui.

Question : Et avec la courbe de solubilité ?

Réponse : Théoriquement oui si on suppose le filtrat saturé, on obtient la saturation.

Question : Est-ce qu'on aurait fait le même geste (de filtration sur Buchner) si on était dans le cadre d'une synthèse ?

Réponse : On aurait sûrement fait aussi lavage par un solvant froid et trituration de la phase solide.

Question : Pourquoi on utilise un solvant à froid ?

Réponse : On prend un solvant à froid lorsque le produit de synthèse est moins soluble à froid

Question : Est-ce que c'est un problème de couper la pompe à vide ?

Réponse : Pas vraiment ici avec une pompe à vide, mais c'est problématique avec une pompe à eau : il faut enlever le tuyau avant de couper le courant d'eau.

Question : Comment récupérer de l'acétone pur avec un mélange eau-acétone avec beaucoup d'eau ?

Réponse : On peut utiliser des dessiccants pour aller au-delà de l'azéotrope.

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : Depuis la réforme du bac les épreuves de spécialités se tiennent en mars sur deux jours. Pour faire face aux incompatibilités entre les choix de spécialités 2 épreuves de physique-chimie sont proposées sur deux jours une par jour. Est-ce équitable ?

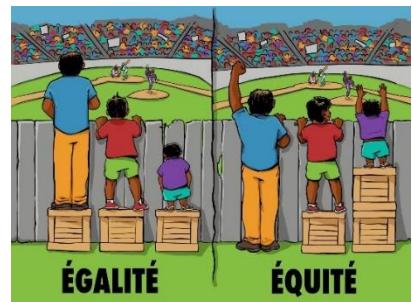
Réponse proposée : Il y a une différence entre équitable et égalité. Il faut faire attention à ce que les sujets aient des difficultés comparables. Sinon on peut faire des statistiques : on devrait s'attendre à des moyennes et des écarts-types similaires

Commentaires du correcteur : Très bien de définir égalité/équité. On peut s'appuyer sur le BO qui est censé donner tout ce qui est du même niveau. Il y a 12 spécialités. De toutes façons il y a des épreuves outre-mer. C'est un examen et pas un concours : on cherche à vérifier les acquis.

Commencer par bien définir la différence entre égalité et équité.

Egalité : tout le monde a la même chose

Équité : tout le monde n'a pas pareil mais au final tout le monde est au même niveau.



Il faut mentionner le fait que les épreuves du bac doivent respecter le BO. Ainsi peu importe le sujet, les élèves seront évalués sur des notions qu'ils ont vu au cours de l'année.

Au final si tous les élèves sont évaluées sur les compétences du BO mais de façon différente il n'y a pas de rupture d'équité puisqu'ils seront en principe tous capable de faire l'épreuve. Il y a par contre une rupture d'égalité puisque tous les élèves n'auront pas les mêmes sujets.

Ici c'est un examen et pas un concours donc tous les élèves n'ont pas besoin d'avoir le même sujet tant qu'ils sont évalués dans le cadre du BO.

Pour des raisons pratiques et éviter de bloquer jusqu'à 12 jours (il y a 12 spécialités possibles pour le bac général), ce choix de faire deux sujets sur deux jours a été faits.

C'est de toute façon déjà le cas avec le bac qui se passe plus tôt dans les territoires d'outre-mer. Donc en soit la question pouvait déjà se poser avant.

Remarques :

Il ne faut pas parler trop vite.

Attention au terme cristallisation/recristallisation

Très bien les verbes d'actions pour les objectifs.

Bien de manipuler les formules avec des applications numériques.

Bien de mettre une feuille en dessous du titrage colorimétrique

On peut observer le relevé de température sur picolog et donc le projeter au tableau.

On aurait pu plus s'appuyer sur la courbe exacte de solubilité.

On peut gagner du temps avec des rappels projetés au vidéoproj.

On doit préciser la raison pour laquelle on ne rince pas.

Champ libre pour le correcteur (compléments, propositions de manipulations ou de bibliographie)

Remarques générales (articulation titre/élément imposé/niveau) :

La leçon s'intitule « Evaporation et cristallisation » et ici seule la cristallisation a été traitée. Pour être sûr de ne pas traiter que la moitié du sujet, il faut ajouter une partie sur l'évaporation (cf autre traitement possible).

Les points du BO suivants ont été traités :

- Expliquer le principe de la cristallisation par refroidissement ou par évaporation en exploitant une documentation.
- Réaliser un bilan de matière global et évaluer le rendement d'une cristallisation ou d'une opération d'évaporation.
- Concevoir et mettre en œuvre un protocole permettant de récupérer des cristaux à partir d'une solution.
- Évaluer le rendement d'une cristallisation.

Le point « Utiliser une courbe de solubilité en fonction de la température pour déterminer des conditions de cristallisation. » n'a pas été assez détaillé. Il faut prendre le temps de parler sur la courbe de saturation et d'expliquer d'où on part, où on veut arriver pour en déduire les conditions de cristallisation.

Remarques sur le contenu scientifique de la leçon :

Le contenu scientifique était celui attendu. Il faut rajouter une partie sur l'évaporation (cf autre traitement possible).

Utilisation de l'évaporateur rotatif :

On fait descendre la pression dans le ballon ce qui permet d'abaisser la température d'ébullition du solvant par rapport à la pression atmosphérique. De cette façon, on peut séparer le solvant du produit d'intérêt.

Il arrive que dans des protocoles expérimentaux, le solide est récupéré par extraction liquide-liquide (il est alors dissous dans un solvant) et il ne reste qu'à évaporer le solvant pour récupérer le solide qui cristallise avec l'évaporation du solvant.

Remarques sur les manipulations :

La variation de la température lors de la cristallisation aurait pu être suivi par Picolog afin de projeter la courbe au tableau.

Lors de l'agitation d'un erlenmeyer, soit vous mettez un bouchon soit vous mettez sur un agitateur magnétique. En aucun cas votre main ne doit servir de bouchon !

Un titrage (d'autant plus si il est colorimétrique et qu'il n'y a pas d'électrode) peut être réalisé dans un erlenmeyer. Ça évite les transvasements et les pertes de matière.

C'est toujours bien de mettre une feuille blanche sous le bécher de titrage pour mieux voir le changement de couleur.

N'oubliez pas d'indiquer l'équation support de votre titrage (sur slide ou au tableau).

Remarques sur les choix pédagogiques et didactiques :

L'utilisation des diapos peut être + optimale. Il ne faut pas hésiter à mettre sur slide tout ce qui est un rappel afin de ne pas perdre de temps à l'écrire au tableau. Ça permet de gagner du temps ! De même, le schéma du montage pour le titrage aurait pu être projeté directement sur slide et il n'y a plus qu'à le commenter.

C'est toujours bien quand vous présenter une formule de faire une application numérique directement. Ici, lors de la présentation de la fraction massique, on pouvait directement faire l'AN dans le cas de la solution étudiée lors de l'expérience.

Autres traitements possibles :

Le plan proposé fonctionne très bien mais en passant sur slide les rappels, on peut gagner du temps pour traiter l'évaporation. On reprendrait alors le plan proposé par Théotime et on ferait une partie I.C. Cristallisation par évaporation. On expliquerait alors le principe et l'utilisation de la courbe de saturation.

Proposition de bibliographie supplémentaire :

- *Génie chimique et des procédés - 2e année*, Stéphane Bostyn, Olivier Chedeville, Henri Fauduet, Dunod (disponible entre autres dans la BU des chimistes) : dans les pages 120-126 vous avez toute une partie sur la cristallisation.



LC n° 17 Titre : Le modèle du cristal parfait et ses limites

Niveau : MPSI

Elément imposé : Mesure d'un paramètre de maille par mesure d'une masse volumique

Présentée par : Bryan GERARD

Correcteur.ice : Manon WITTWER

Date : 28/11/2024

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :

Titre	Auteurs	Editeur	ISBN
Chimie MPSI Tout-en-un	Fosset, Baudin, Lahitète	Dunod 2021	978-2-10-82095-5

Plan détaillé

Niveau choisi pour la leçon : MPSI

Prérequis :

- Interactions de Van der Waals
- Liaisons covalentes, liaisons hydrogène
- Solubilité

Introduction pédagogique

Objectifs :

- Connaître les caractéristiques de la maille CFC
- Comprendre le lien entre paramètre de maille et masse volumique
- Déterminer un paramètre de maille expérimentalement

Difficultés :

- Visualisation dans l'espace d'une structure cristallographique => modèles moléculaires
- Localiser les sites interstitiels => logiciel ChimGéné

Modalité d'évaluations :

- DM sur les alliages de substitution et d'insertion
- DS sur le modèle du cristal parfait appliqué à la maille hexagonale compacte
- TP sur l'influence des paramètres expérimentaux sur les caractéristiques du cristal

Introduction

Pb : Comment la structure microscopique permet-elle d'interpréter sa structure macroscopique ?

Bryan fait passer un cristal de sulfate de cuivre pentahydraté et fait remarquer que les arêtes sont saillantes et les faces planes.



I. Le cristal parfait

1) Définitions

Un cristal parfait est un ensemble de particules empilées périodiquement, à l'infini, et sans défaut. Hypothèse supplémentaire : les atomes sont des sphères dures.

Le réseau est un ensemble périodique 3D de points (« nœuds ») qui se déduisent les uns des autres par la donnée de trois vecteurs (**a**, **b**, et **c**). Si A est un nœud du réseau, tous les B tels que $\mathbf{AB} = \mathbf{a} Z + \mathbf{b} Z + \mathbf{c} Z$ appartiennent au réseau.

2) La maille - 8'40"

Réseau = ensemble de points

Maille = unité de pavage de l'espace 3D, volume élémentaire engendré par (**a**, **b**, **c**).

$$dV = (\vec{a} \times \vec{b}) \cdot \vec{c}$$

Maille simple -> contient un seul nœud. Un nœud partagé en n mailles est compté 1/n fois.

Maille primitive -> une maille simple qui contient tous les éléments de symétrie du réseau.

Motif : contenu de la maille.

Cristal parfait = répétition à l'infini, périodique, d'un motif sur un réseau.

Bryan fait passer les balles de ping-pong cubiques simples.

3) Différents types de solides – 13'40"

L'énergie de cohésion vient de cinq interactions.

- Solides covalents / moléculaires : VdW : diamant ($T_{fus} = 3550^\circ\text{C}$) ; Liaisons covalentes, hydrogène : diiode ($T_{fus} = 113.7^\circ\text{C}$).
- Solides ioniques : motifs = ions. Liaisons ioniques. NaCl ($T_{fus} = 801^\circ\text{C}$).
- Métalliques : liaisons métalliques. Cu ($T_{fus} = 1083^\circ\text{C}$).

II. La structure cubique face centrée (CFC) – 18'

1) Propriétés

Diapo d'une CFC + dessin d'une CFC + le modèle moléculaire passe dans les rangs.

- Paramètre de maille : a

- Population : $z = 8 * 1/8 + 6 * 1/2 = 4$

Diapo qui explique bien les atomes qui appartiennent à 2 ou 8 mailles.

- Coordinance : nombre de plus proches voisins. 12.

Illustration avec le logiciel ChimGéné. 8 mailles de CFC représentées, réduction de la taille des atomes pour meilleure visibilité, et décompte des voisins de l'atome au milieu.

- Condition de tangence : les plus proches se touchent. $\sqrt{2} a = 4 r$ donc $a = 2\sqrt{2} r$

- Compacité :

$$\begin{aligned} C &= \frac{\text{Volume occupé par les atomes}}{\text{Volume d'une maille}} \\ &= \frac{z \times \frac{4}{3} \pi r^3}{a^3} \\ &= 4 \times \frac{4}{3} \pi \times \frac{1}{2^3 \sqrt{2}^3} \\ &= \frac{\pi}{3\sqrt{2}} = 74\% \end{aligned}$$

Anecdote sur la conjecture de Kepler, qui dit que la compacité d'un empilement sphères dures est maximale en CFC (1611), l'un des 23 grands problèmes de mathématiques prouvé en 1998 par Thomas C. Hales pour la première fois.

- Masse volumique :

$$\rho = \frac{z M(\text{Cu})}{N_a V_{\text{maille}}} = \frac{z M(\text{Cu})}{N_a a^3}$$

31'15''

Expérience de mesure du paramètre de maille. $a_{\text{exp}} = 365 \pm 1 \text{ pm}$; $a_{\text{th}} = 369 \text{ pm}$

Calcul des incertitudes par un programme Python qui fait Monte-Carlo.

35'

Limites du modèle du cristal parfait : effets de bord et irrégularités ou défauts.

2) Sites interstitiels

Sites octaédriques : un au milieu de la maille et $\frac{1}{4}$ sur chaque arête.

Sites tétraédriques : au centre de chaque huitième de cube.

Diapo qui illustre les deux sites.

Habitabilité d'un site : rayon max d'une sphère dans le site.

Conclusion : lien entre micro et macro, mais comment connaître la structure de la maille ? Ouverture sur la diffraction rayons X.

Expérience 1 - cristal de sulfate de cuivre pentahydraté

En préparation, confection d'un cristal de sulfate de cuivre pentahydraté.

- Partir d'une solution de sulfate de cuivre saturée à température ambiante
- Chauffer environ 100mL de cette solution dans un bêcher au moyen d'une plaque chauffante, avec agitation magnétique.
- Dissoudre du sulfate de cuivre déshydraté pendant le chauffage, de sorte à garder la solution à saturation.
- Une fois portée à 90°C, couper le chauffage, retirer le barreau, faire prendre un bout de ficelle dans la solution et laisser refroidir lentement dans perturber (plusieurs heures).

Expérience 2 – paramètre de maille du cuivre

Cylindre d'Eric de 174g et 20 mL plongé dans une éprouvette 50 mL.

Questions posées et réponses proposées

Tu peux m'en dire plus sur les plans d'empilement ?

Deux types : ABAB (hexagonale compacte) ou ABCABC (cubique face centrée).

Comment déterminer l'énergie de cohésion d'un cristal ?

Rupture homolytique en phase gaz => ne fonctionne pas car trop de liaisons. Cycle de Born(Haber) (cycle thermodynamique) pour arriver à l'énergie réticulaire (Er).

Qu'est-ce qu'une variété allotropique ?

Certains composés adoptent à l'état solide différentes structures cristallines en fonction de la température et de la pression. On parle de différentes variétés allotropiques. Lorsque plusieurs variétés allotropiques existent pour le même corps pur à l'état solide, les domaines de stabilités de ces différentes formes apparaissent sur le **diagramme de phase**.

C'est quoi la structure la plus stable entre le graphite et le diamant ? Laquelle est la plus stable ?

A température ambiante, le graphite est le plus stable mais le diamant est métastable. Ce qui fait que l'on peut observer des diamants à T/P ambients alors même que ce n'est pas la forme qui est sensée être stable. C'est un effet de **blocage cinétique** : la transformation Diamant -> Graphite, bien que thermodynamiquement favorable, est extrêmement lente.

Est-ce qu'on peut passer d'une structure à l'autre (c'est la thermodynamique qui le dicte !) ?

Recalcscence du fer. A 906°C le fer passe de FCC à hexagonale compacte.

Variétés allotropiques de l'étain (peste de l'étain).



Étain β (à gauche) et étain α (à droite).

L'une d'elles, forme β ou étain blanc, est stable au-dessus de 13 °C avec une forte densité (7,27), tandis que la forme α ou étain gris moins dense (5,77) se forme en dessous de 13°C. Lorsque de l'étain blanc est brutalement refroidi son réseau cristallin est ébranlé et les objets en étain pur tombent en poussière. Cette transformation est d'autant plus rapide que la température est basse et en dessous de -40 °C il devient très rapidement pulvérulent. C'est la «peste de l'étain» qui a été observée lors d'hivers rudes. L'addition de petites quantités de bismuth ou d'antimoine à l'étain empêche ce phénomène.

Anecdote : L'étain blanc était utilisé pour fabriquer les boutons des tenues de la Grande Armée de Napoléon. Au cours de la retraite de Russie fin novembre 1812, les troupes ont dû traverser la Bérézina, rivière de Biélorussie large d'une centaine de mètres et profonde de deux à trois mètres. La température a atteint -39 °C et les boutons en étain des pantalons des soldats de

Napoléon ont explosé. Les soldats ne pouvaient donc plus combattre correctement ou mourraient de froid à cause de la désintégration de leurs vêtements.

Source : Mediachimie.org

NaCl peut-il exister en énorme cristaux dans la nature ? Comment on fait un gros monocrystal ?

On refroidit très très lentement une solution saturée.

Halite : roche de sel qui peut faire des parties très cubiques.



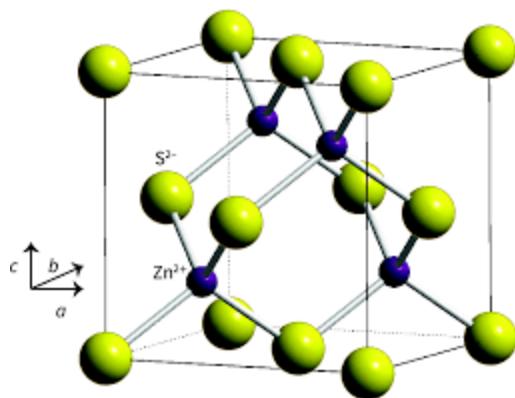
Halite

C'est quoi la maille de NaCl ? Qui est le plus gros entre Na⁺ et Cl⁻ ?

Cl⁻ est plus gros que Na⁺. Cl⁻ forme une CFC et Na⁺ dans les sites octaédriques interstitiels.

Exemple de cristal où les cations sont dans les sites tétraédriques ? Coordinance des sites T et O ?

La blende (ZnS). Neutralité du solide ionique. 8 sites T dans une maille CFC. Coordinance du site T = 4. Coordinance du site O = 8. Dans un la blende, un site tétraédrique sur deux est occupé.



Est-ce important de mettre des couleurs quand on fait des dessins de mailles ?

Attention aux élèves daltoniens.

Est-ce judicieux d'utiliser le logiciel ChimGéné pour trouver la coordinance ? Est-ce que tu peux trouver la coordinance sans ChimGéné ?

Comme les élèves doivent trouver une coordinance par eux-mêmes, c'est bien de faire sans. Ca peut être un plus pour aider à mieux visualiser dans l'espace.

Comment ça fonctionne la diffraction aux rayons X ?

L'onde envoyée dans un cristal est diffractée dans plein de directions différentes et on peut remonter à la structure du réseau.

Est-ce qu'on peut faire ça sur autre chose ?

DRX de protéines, très intéressant d'avoir la structure cristallographique de protéines pour par exemple comprendre leur interaction avec des ligands.

Le cristal parfait existe-t-il ? Qu'est-ce que tu entends par « sans défauts » ?

S'il existe c'est à 0 K.

Défaut : Tout facteur responsable de l'interruption de la régularité parfaite d'un cristal. Ils affectent, selon leur nature et leur concentration, les propriétés des matériaux

Est-ce qu'on peut vouloir avoir des défauts ?

Oui dans un semiconducteur dopé. Pierres précieuses pour la couleur.

C'est quoi les alliages ? Exemples ? Qu'est-ce qui fait que ce sera insertion ou substitution ?

Alliages d'insertion et alliages de substitution déterminé par la taille des atomes. Acier : fer et carbone (FeC_x). Laiton : cuivre et zinc.

Les défauts permettent-ils de stabiliser le cristal ?

Compromis entre stabilisation entropique et coût enthalpique de formation des défauts (voir après).

Quelle est l'entropie du cristal parfait ?

0 car cristal car parfait (un seul état).

On regarde le BO. A quel moment tu aurais parlé de « rayon atomique covalent, VdW, ionique » ?

Dans le BO il n'y a que la CFC, et pourtant tu veux parler de la hexagonale compacte ?

Il est dit un peu plus haut dans le BO que les élèves doivent savoir

Tu parlerais de quoi dans ton DS sur les hexagonales compactes ?

Paramètre de maille, coordinances, sites interstitiels...

Est-ce que la maille hexagonale est plus difficile que la CFC pour les élèves ?

Oui car la longueur des arêtes est différente entre la base et la hauteur.

Le DM sera noté ?

Oui.

Est-ce que tu envisages de faire une évaluation sommative (= de cours) ?

Oui ça peut se faire sur la maille CFC.

Est-ce que tu attends d'eux de manipuler le logiciel présenté ?

Non mais ça donne une bonne intuition pour les personnes qui ont du mal à visualiser en 3D. On pourrait faire une séance TP d'info où ils utilisent les logiciels pour les aides.

Qu'est-ce que tu demandes dans le DM ?

Trouver les sites T et O, trouver l'habitabilité, quel est le nombre de sites occupés ?

A quel moment le prérequis « solubilité » t'a-t-il été utile ?

C'était pour expliquer comment faire le cristal d'introduction.

Quel contexte pédagogique ? Dans une séquence ?

Grand thème constitution de la matière.

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : les programmes de physique-chimie changent, vous êtes déçu, vous ne les aimez pas, que faites-vous ?

Réponse proposée : les personnes qui font les programmes savent ce qu'elles font, je prends mon mal en patience. Je change mes cours pour m'inscrire dans la logique globale de formation des élèves qui n'ont peut-être plus les prérequis pour traiter l'ancien programme et vice-versa.

Le programme laisse-t-il une certaine marge de manœuvre ? Oui sur les modalités d'évaluation, sur les activités documentaires.

Commentaires du correcteur :

Débrief :

- Les modèles moléculaires sont un attendu.
- ChimGéné permet de cocher la case outils numériques.
- Le script Python est bienvenu aussi.
- Trouver d'autres sources que le Dunod.
- Discussion sur la subtilité entre motif, maille, réseau. En fait le motif, c'est l'atome ou groupe d'atomes.
- Pas forcément utile de faire passer les modèles en leçon, formulations « ça vous pouvez l'écrire sur votre feuille » pas adapté à l'exercice de la leçon.
- Détailler un peu plus les prérequis.

Champ libre pour le correcteur (compléments, propositions de manipulations ou de bibliographie)

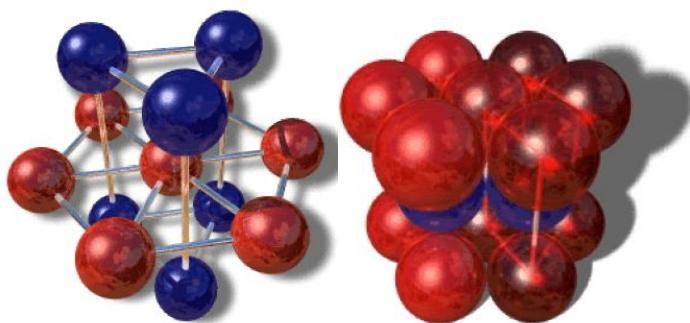
Remarques générales (articulation titre/élément imposé/niveau) :

C'était une très bonne leçon, le plan est cohérent et les éléments ont bien été amenés. On aurait pu ne pas parler des différents types de solides pour se libérer du temps pour ne pas aller trop vite sur les sites interstitiels, ou parler des différents types d'empilements compacts (ABA/ABC).

Remarques sur le contenu scientifique de la leçon :

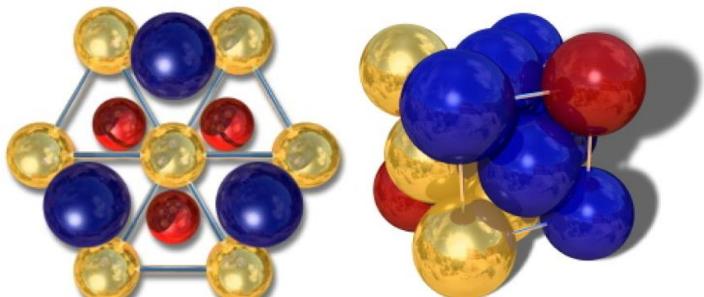
1. Empilements et plans compacts (avec les balles de ping pong)

Plans ABABAB (hc)



<https://uel.unisciel.fr/>

Plans ABCABCABCABC (cfc)

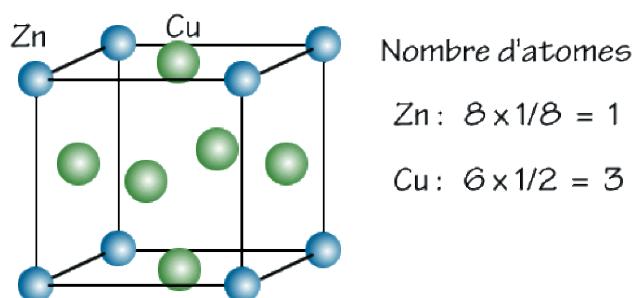


<https://uel.unisciel.fr/>

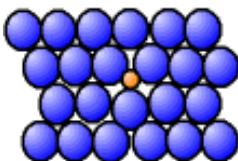
2. Alliages

- Substitution

Exemple : Le laiton est un alliage cuivre-zinc qui dérive de la structure cfc du cuivre. Des atomes de zinc remplacent certains atomes de cuivre. La formule est Cu₃Zn.



- Insertion

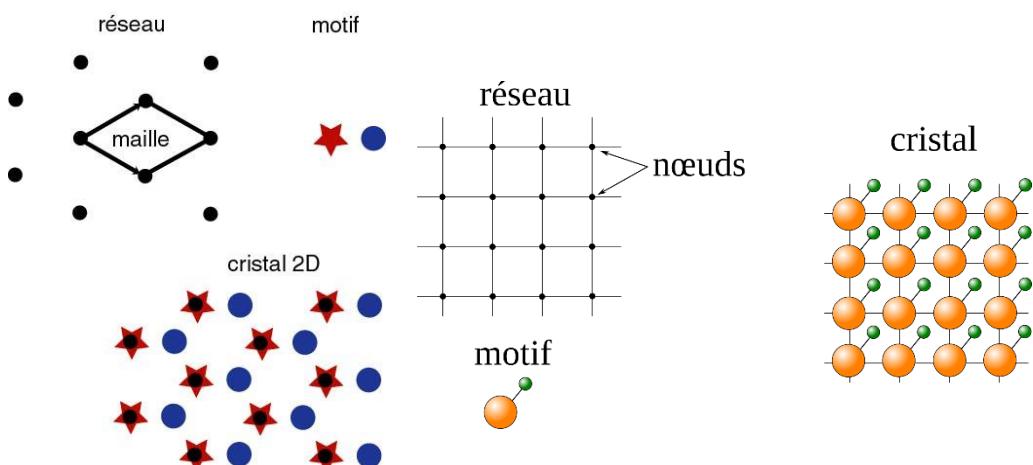


Exemple : Austénite (famille des aciers) : solution de carbone dans le fer γ (gamma). Cristallise dans le système cubique faces centrées CFC.

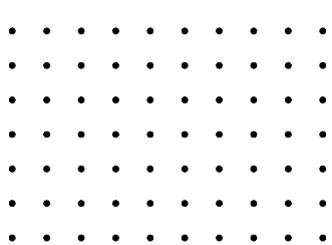
3. Réseau, maille, motif (d'après *CultureSciencesChimie* : Dossier « Un siècle de cristallographie »)

Un **cristal** est un solide dont les constituants (atomes, ions, molécules) sont organisés de façon régulière ; il est traditionnellement défini par la **périodicité** de sa structure.

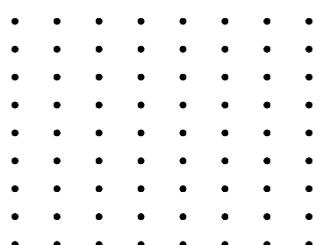
Dans chaque structure cristalline, on peut identifier une infinité de **motifs** différents, plus ou moins complexes, qui représentent la formule brute du composé (ou un de ses multiples). On choisit par convention le motif le plus simple possible qui permette par périodicité de reproduire l'ensemble de la structure. Ainsi, pour NaCl le motif est 1Na⁺ et 1Cl⁻ (et on dénombre 4 motifs par maille).



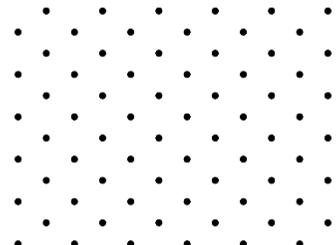
Chaque point sur lequel un motif est appuyé est un **nœud**. L'ensemble des nœuds forme un **réseau**.



Réseau carré



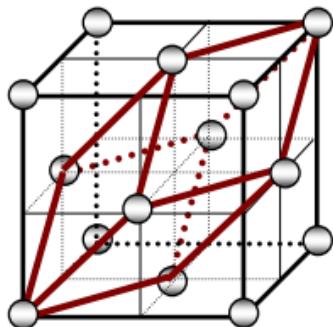
Réseau rectangulaire



Réseau rhomboédrique (losanges)

Un triplet de translations de réseau non colinéaires forme une **maille**, volume délimité par six faces en forme de parallélogramme, identiques et parallèles deux à deux : il s'agit d'une unité de répétition du réseau. Une fois encore, un réseau donné peut contenir une infinité de mailles, certaines ne contiennent qu'un seul nœud (les **mailles primitives**, voir après) d'autres en contiennent plusieurs (les **mailles multiples**), mais seules quelques-unes, les **mailles conventionnelles**, sont représentatives de la symétrie totale, ses vecteurs directeurs étant parallèles aux axes de symétrie. Elle peut être autant une maille primitive qu'une maille multiple : tout dépend du réseau.

La **maille primitive** (hors programme) est la maille dont le volume est le plus petit, celle qui contient le moins d'atomes possibles, celle dont le motif est le plus simple. C'est la maille de volume minimal qui permet de décrire un réseau.



Maille primitive en rouge et maille conventionnelle en gris (CFC)

4. Le cristal réel a nécessairement des défauts

- Enthalpie H

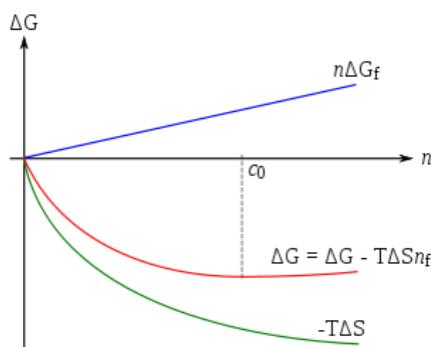
Former un défaut est couteux en énergie. Enthalpie de formation d'un défaut : $\Delta fH_i > 0$. Pour créer ns défauts : $\Delta H = \Delta fH_i \times n_s$

- Entropie

Les défauts permettent de **stabiliser entropiquement** le cristal (augmentation du « désordre »).

- Enthalpie libre G = H – TS

Les deux phénomènes (enthalpique et entropique) vont influer sur la concentration en défauts. Le minimum de G est atteint pour une valeur non nulle de n ! Il existe une concentration en défauts, non nulle, vers laquelle le cristal évolue spontanément lorsque T n'est pas nulle



Wikimedia Commons

On retrouve qu'à $T=0$, il faut regarder uniquement le terme enthalpique qui nous dit qu'il faut une concentration nulle en défauts pour minimiser G (c'est le cristal parfait).

Remarques sur les manipulations :

L'utilisation des modèles moléculaires est indispensable ici : cela permet de mieux voir dans l'espace. On peut également utiliser l'outil numérique comme cela a été fait.

La manipulation d'introduction était une bonne idée, permet de bien problématiser le sujet.

La manipulation correspondant à l'élément imposé a été bien réalisée. Il faut déboucher sur une différence (certes petite) entre la prévision du modèle cristal parfait et la donnée expérimentale et la mettre en lien avec les limites du modèle du cristal parfait.

Remarques sur les choix pédagogiques et didactiques :

L'utilisation de ChimGéné et des modèles moléculaires est un **indispensable**.

Il est plus intéressant d'essayer dans un premier temps (à l'aide des modèles moléculaires ou schémas au tableau) d'expliquer la coordinence au tableau puis de vérifier cette valeur avec ChimGéné par exemple, que de trouver directement la coordinence avec ChimGéné (les étudiants n'ayant pas forcément accès à ChimGéné lors des DS...).

Proposition de bibliographie supplémentaire :

- Livres de prépa pour cadrer la leçon (Dunod, HPrepa...)
- Pour approfondir : Marucco
- Site CultureSciencesChimie : Dossier « Un siècle de cristallographie », de la maille au cristal et diffraction aux rayons X
- Chimie³

LC n° 44 Titre : Liaisons chimiques

Niveau : MPSI

Elément imposé : Utiliser un logiciel permettant de visualiser la géométrie d'une molécule

Présentée par : Hubert COSTE

Correctrice : Manon LECONTE

Date : 04/04/2025

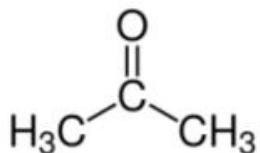
Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Tout-en-un MPSI Chimie	Fosset Baudin Lahitète	DUNOD, 2ème éd.	

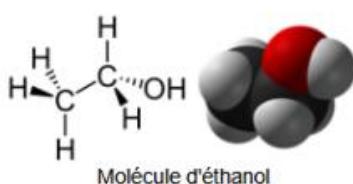
Plan détaillé
<u>Niveau choisi pour la leçon : MPSI</u>
Introduction pédagogique (2min) (tot : 2min)
Objectifs : Toute la partie « Structure des entités chimiques », plus la partie sur les interactions entre entités de la partie « Relations de structure des entités – propriétés macroscopique »
Avant : États et transformation de la matière Pendant : Liaison covalentes et intermoléculaires (VdW et H) Après : Solubilité/miscibilité et Solvant
Difficultés : Visualisation 3D des molécules : Avogadro Exceptions aux règles énoncées : discussion des limites du modèle Dénombrer le nombre d'électron de valence : règle simple Construction du schéma de Lewis : décompte du nombre de doublet mis en jeu
Choix : Succins sur les notions de géométrie et de moment dipolaire
Introduction : (5min) (tot : 7min) Montages à reflux sous sorbonne : eau, éthanol, acétone

On observe des température de reflux, donc d'ébullition, différentes.

Acétone

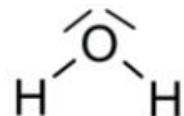


Éthanol



- 56,1°C

Eau



- 100°C

→ Les températures d'ébullition de différents éléments dépendent de leur géométrie

Problématique : Comment expliquer les différences de température d'ébullition ?

Retour sur expérience :

- Présentation des dispositifs à reflux
- Mesure des températures d'ébullition avec incertitudes
- Calculs des écarts normalisés sur Python

I- Modèle de la liaison covalente

1) Liaison covalente localisée (6min) (tot : 13min)

ODG : noyau atomique : 10^{-15} m

nuage électronique : 10^{-10} m

→ distances très petites : nécessité d'une description quantique, approche probabilité de présence

→ N corps : description analytique TRES COMPLEXE !

Définitions :

- Liaison covalente : mise en commun d'un doublet d'électrons
ex : $\text{H} + \text{H} \rightarrow \text{H}-\text{H}$
- Energie de liaison (E_L) : Energie à fournir pour casser une liaison existante entre 2 atomes (ou 2 groupes d'atomes)

	H ₂	O ₂	N ₂
E _L (kJ/mol)	432	494	942

→ Qu'est-ce qui peut expliquer ces différences sur d et E_L pour différentes molécules ?

→ Qu'est-ce qui peut expliquer que certaines molécules ont des nombres différents de liaisons ?

2)

Classification périodique

(8min30)

(tot :

21min30)

█ Bloc s █ Bloc d █ Bloc p █ Bloc f

→ diapo

Z : numéro atomique = nombre de protons dans le noyau (caractérise l'atome)

Z augmente de gauche à droite et de haut en bas

Colonnes 1 et 2 : bloc s / Colonnes 3 à 12 : bloc d / Colonnes 13 à 16: bloc p

→ Pourquoi a-t-on rangé les éléments comme cela : notion d'électron de valence :

Electrons de coeur	Electrons de valence
Fortement liés au noyau	Peu liés au noyau

→ le nombre d'électrons de valence = n° de colonne (bloc s), n° de colonne + 2 (bloc p)

→ Même nombre d'électrons de valence si deux éléments appartiennent à la même colonne

Elément	Na	O	C	F	S
Nb e- valence	1	6	4	7	6 (idem que O)

3) Schéma de Lewis (8min30) (tot : 30min)

→ Liaison = partage entre atomes d'é- de valence

→ Comment rationaliser les observations expérimentales (température différentes) à partir de ce modèle ?

Elément stables	Na ⁺	Cl ⁻	Ca ²⁺
Nb e- valence	8	8	8

=> Règle de l'octet (valable seulement pour le bloc s et le bloc p) :

Chaque atome partage autant d'électrons que nécessaire pour s'entourer de 8 e- de valence

→ soit il met en commun ses électrons, soit il les garde pour lui, afin de respecter cette règle

→ Exemple :

- Azote : 5e- de valence → 3 doublets liants + 1 doublet non liant
- Oxygène : 6e- de valence → 2 doublets liants + 2 doublets non liant

=> Limitations à la règle de l'octet :

- Blocs s et p seulement
- règle du duet pour H et He
- atomes hypervalents (ne respectent pas l'octet)

Représentation de Lewis :

→ Un doublet (= 2 électrons de valence) est noté -

→ Exemples :

- H₂O:
 - O : 6 e- de valence
 - H : 1 e- de valence
 - total : 8e- de valence
 - représentation : H-O-H
- Méthanal aussi (COH₂)

II- Géométrie et polarité des entités chimiques

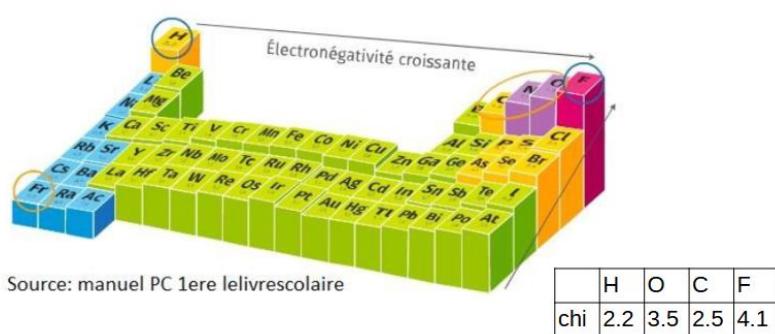
1) Géométrie (3min) (tot : 33min)

→ On ne représente pas les molécules d'eau de manière linéaire

→ La géométrie d'une molécule est déterminée par la configuration 3D qui permet une minimisation de l'énergie = maximisation de la distance entre groupes d'atome

→ Logiciel Avogadro : observation des modèles moléculaires 3D de l'eau, l'éthanol et l'acétone

2) Polarité (4min30) (tot : 37min30)



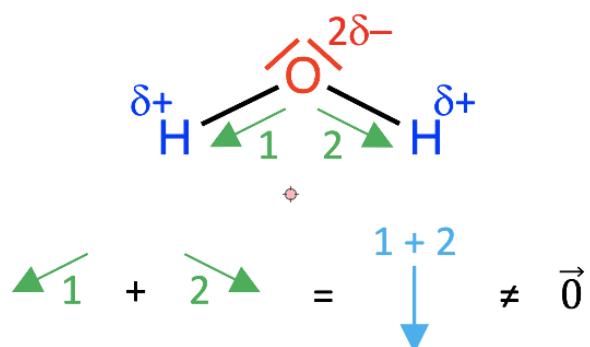
Electronégativité : capacité d'un atome à attirer à lui les e- mis en commun dans une liaison covalente, notée chi

→ Implication : polarisation des liaisons covalentes, création de moments dipolaires entre les atomes

→ On parle alors de moment dipolaire μ , mesuré en Debye (noté D, $1D = 3,3 \cdot 10^{-30}$ C.m) : $\mu = q d$ (avec q la valeur absolue des charges partielles et d la distance entre les deux atomes)

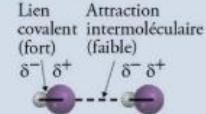
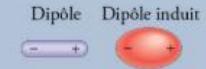
Ex : H_2O

$\chi(O) > \chi(H)$



Polarité : Une molécule est dite polaire si le barycentre de ses charges positives et celui de ses charges négatives ne sont pas confondus.

III- Interactions entre entités

1) Interaction de Van der Waals (1min30) (39min)					
Interactions**	Autre nom	Espèces impliquées	Particularité	Phénomène observé	Représentation
Dipôle-dipôle	Forces de Keesom	Deux molécules polaires	Attraction entre deux dipôles permanents	Le δ^+ de la première molécule s'aligne avec le δ^- de la seconde.	Lien covalent (fort) Attraction intermoléculaire (faible)  Exemple : HI
Dipôle-dipôle induit	Forces de Debye	Une molécule non polaire et une molécule polaire	Le dipôle permanent (ou la charge de l'ion) force un déplacement des électrons dans la molécule non polaire (apparition d'un dipôle instantané).	La déformation du nuage électronique (polarisabilité) augmente avec la taille de la molécule et le nombre d'électrons.	Dipôle Dipôle induit  Exemple : H ₂ O et CH ₄ (dans un hydrate)
Forces de dispersion (dipôle instantané-dipôle induit)	Forces de London	Deux molécules non polaires	L'apparition d'un dipôle instantané sur une première molécule induit un dipôle sur la seconde.	L'intensité des forces de dispersion augmente avec la taille de la molécule et le nombre d'électrons.	 Exemple : azote (N ₂)

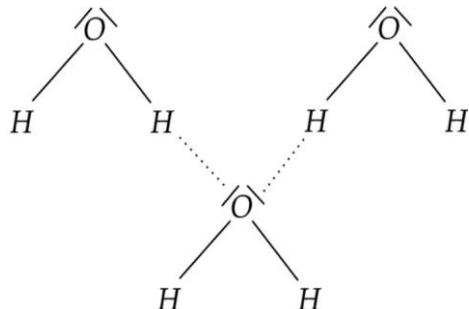
$$\text{ODG : } E(\text{VdW}) \sim \text{kJ/mol}$$

2) Liaisons hydrogène

Définition : Interaction attractive entre deux espèces A-H et B |

→ A et B sont très électronégatifs

→ B | porte un doublet non liant



$$\rightarrow E(\text{liaison H}) \sim 40 \text{ kJ/mol}$$

Conclusion

	VdW	Liaison H	Liaison covalente
Énergie de liaison (kJ/mol)	1 - 5	10 - 40	200 - 800

Chauffage : augmentation de l'agitation thermique

On a ébullition si $E(\text{thermique}) > E(\text{interactions intermoléculaires})$

Conclusion : La présence de liaisons H pour l'éthanol et l'eau explique leur température d'ébullition plus élevée que l'acétone.

Expérience 1 - Titre : Montage à reflux pour mesurer les températures d'ébullition de l'eau, l'éthanal et l'acétone

Référence complète : /

Équation chimique et but de la manip : /

Modification par rapport au mode opératoire décrit : /

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury : Mesure de température

Durée de la manip : 3 min

Questions posées et réponses proposées

Q : Pour quelle raison avez-vous traité la partie Structure des entités chimiques ET la partie Relations structure des entités ?

R : Liaisons chimique = intra et intermoléculaires

Souhait de couvrir les deux chapitres pour relier à l'intro expérimentale

Q : Quels prérequis à ajouter dans votre leçon ?

R : Noté au tableau : état de la matière et classification périodique

Sans doute trop léger, on aurait pu ajouter les notions de schéma de Lewis, de géométrie et de polarité, abordées en lycée.

Q : Sur quoi peut-on aller plus vite et sur quoi doit-on de fait insister ?

R : Pas lu le BO de terminale, donc pas de réponse détaillée (voir retours Manon)

Q : quel type d'éthanol a été choisi pour le point d'ébullition ?

R : éthanol 95 % et 5 % eau (en masse)

Q : Pourquoi vend-on de l'éthanol à 95 % ?

R : Ethanol fabriqué par distillation, existence d'un azéotrope

Q : Détailler notion de distillation

R : tracé du diagramme binaire eau/ éthanol à azéotrope, on part d'un mélange eau éthanol peu concentré en éthanol, on fait différents paliers

Cohérent avec concentration de 95 % (distillat = composition azéotrope = éthanol pas pur)

Q : quelle pièce de verrerie pour distillation fractionnée ?

R : colonne Vigreux

Q : Comment faire de l'éthanol absolu (99,8 %) ?

R : Séchage avec tamis moléculaire. Pour retirer encore plus, d'eau, on fait réagir avec un métal (ex : Mg) puis on distille

Q : Quelle est la composition d'un thermomètre ?

R : Pas de mercure mais de l'alcool

Q : Pourquoi z-score = 1 : OK, mais = 2,2 pas OK ?

R : On suppose distribution gaussienne. Probabilité d'être à plus de 2 écart-types de la valeur moyenne de moins de 5 % (notion d'intervalle à 95%)

Q : Qu'est-ce qu'une liaison covalente non localisée ?

R : Effet mésomère : délocalisation des liaisons

Q : Faire un exemple de mésomérie

R : Exemple sur l'ozone

Q : Qu'entendez-vous par « mécanique quantique » en chimie ? Et par « vous le reverrez plus tard » ?

R : Méca Q en MPSI et en MP, mais en physique.

Pas de chimie quantique en prépa.

Idée de la remarque : liaison covalente représentée par une droite,

Q : Comment représenter les liaisons chimiques en prenant en compte du caractère quantique de la molécule ?

R : CLOA des orbitales atomiques pour représenter les orbitales moléculaires. (+ critères recouvrements (énergie, symétrie)

Q : Comment définir proprement la liaison covalente d'un point de vue quantique ?

R : Recouvrement important entre OA (énergie, symétrie) conduisant à une diminution de l'énergie du système après interaction

Q : Comment justifier la position du bloc f dans le tableau périodique ?

R : Remplissage des couches avec règle de Klechkowski, E(6s) < E(4f) < E(5d)

Q : Donner configuration électronique du chrome

R : Cr (Z=24) : 1s₂, 2s₂, 2p₆, 3s₂, 3p₆, 4s₂, 3d₄

On peut l'obtenir plus vite, juste avec la position dans le tableau

Q : Nombre e- valence Cr ?

R : e- valence = 4s et 3d (couche n max, et sous-couche non complètement remplie)

Q : Comment prévoir les configurations des ions issus du Cr ?

R : On retire par n décroissant (pas comme Klechkowski à l'envers)

Q : Quel est le nom de la règle de remplissage de la conf électronique ? Cr ne la vérifie pas, quelle configuration proposer ?

R : règle de Klechkowski, on propose 4s¹ et 3d⁵ (sous-couches à demi remplies)

Q : Quelle méthode souhaitiez-vous proposer pour déterminer rapidement le schéma de Lewis d'une molécule

R : On compte le nombre d'électrons de valence

Q : Peut-on prévoir la géométrie d'une molécule à partir de sa formule brute ?

R : A partir du schéma de Lewis, avec le modèle VSEPR

Q : Qu'est-ce que le modèle VSEPR ?

R : On décompte les doublets liants (X) et non liants (E) dans la configuration AX_nE_m , et en fonction de $n + m$, on a des géométries particulières (linéaire, coudée, triangulaire plane, tétraédrique, octaédrique)

Q : Les arguments présentés en leçon permettent-ils de prévoir l'évolution des températures d'ébullition des solvants étudiés ?

R : acétone : pas de liaison H

eau = liaisons H (donc Téb(eau) > Téb(acétone))

éthanol = liaisons H aussi, difficile de distinguer eau et éthanol

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : Quelle est la différence entre croyance et savoir ?

Réponse proposée :

- Savoir : notion qui a été vérifiée par des résultats expérimentaux, appuyée sur une théorie validée par des experts
- Croyance : pas démontrable
- Théorie du complot : pas vérifiable non plus

Complément :

Savoir : fait d'adhérer à une idée en se fondant sur des connaissances établies qui prouvent la vérité.

Croyance : tenir pour vrai quelque chose sans pouvoir le prouver.

Religion : ensemble de croyances et de cultes portant sur le divin ou sur le sacré, et donnant des règles de vie aux individus, qui font partie d'une communauté de croyants ou de fidèles.

Champ libre pour le correcteur (compléments, propositions de manipulations ou de bibliographie)

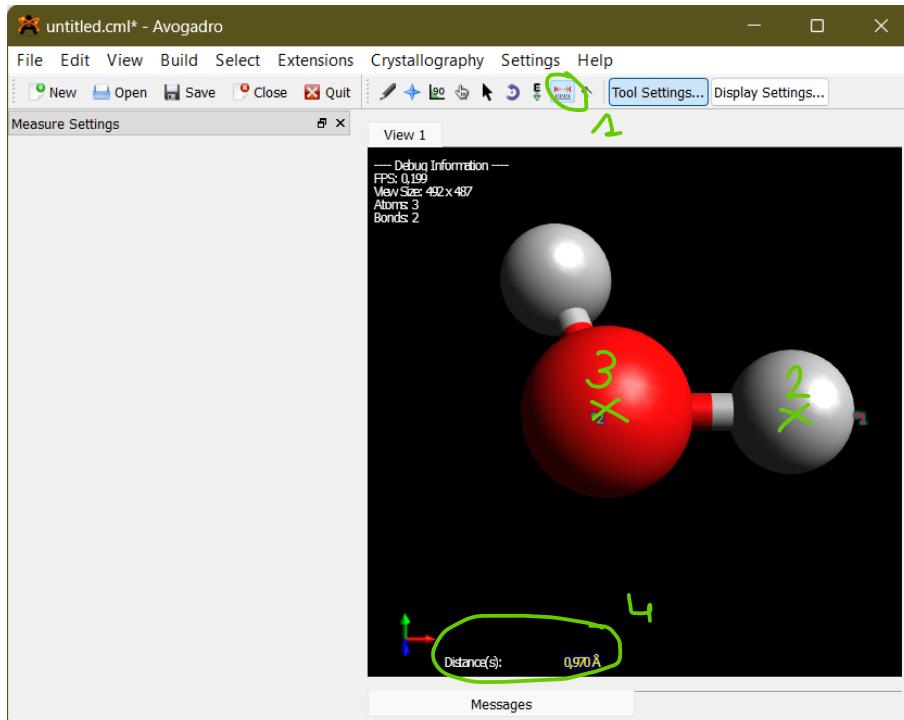
Remarques générales (articulation titre/élément imposé/niveau) :

Hubert propose une leçon ambitieuse, mais peut-être un peu trop. L'idée d'ajouter une manipulation quantitative pour récupérer des points supplémentaires est louable, mais elle conduit à présenter beaucoup trop de contenu ce qui fait que l'élément imposé n'est que survolé et la leçon pâtit d'un manque de pédagogie.

Remarques sur les manipulations :

Il faut idéalement passer 5 min sur l'élément imposé. Il est possible d'exploiter le logiciel Avogadro pour calculer des angles ou des longueurs de liaison.

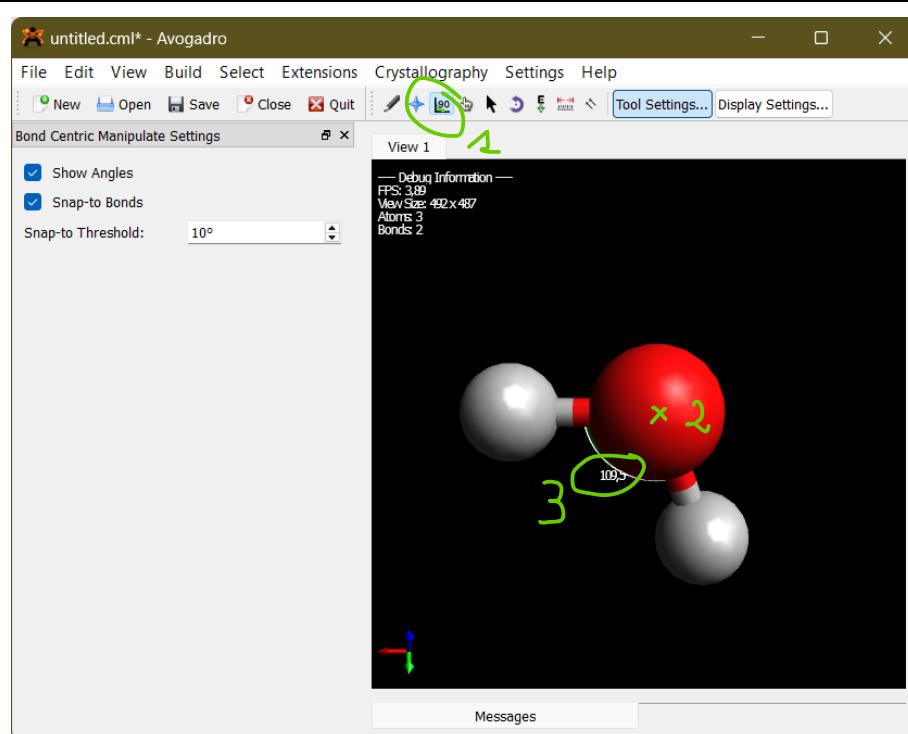
- *Calculer une longueur :* Cliquer sur l'outil mesure dans le volet horizontal (1) puis cliquer sur les deux atomes de la liaison (2, 3) pour voir apparaître la distance en bas à gauche de la fenêtre (4).



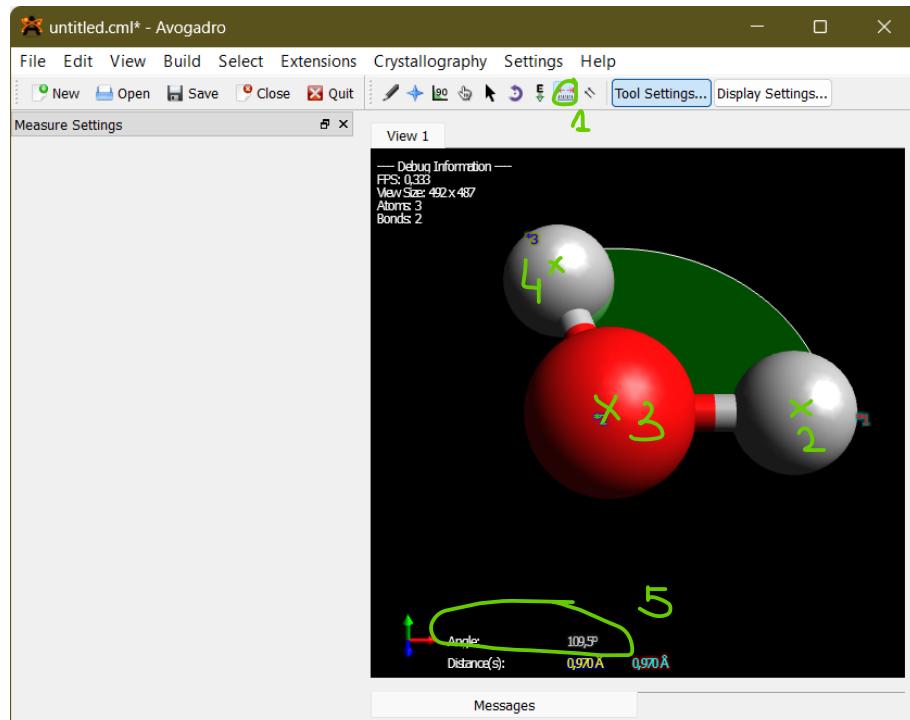
On peut alors commenter la valeur calculée au regard de l'ordre de grandeur que les étudiants doivent retenir.

- *Calculer un angle :*

- Cliquer sur l'outil angle dans le volet horizontal (1) puis rester cliqué sur l'atome central (2) pour voir apparaître l'angle que forment les atomes autour de lui (3).

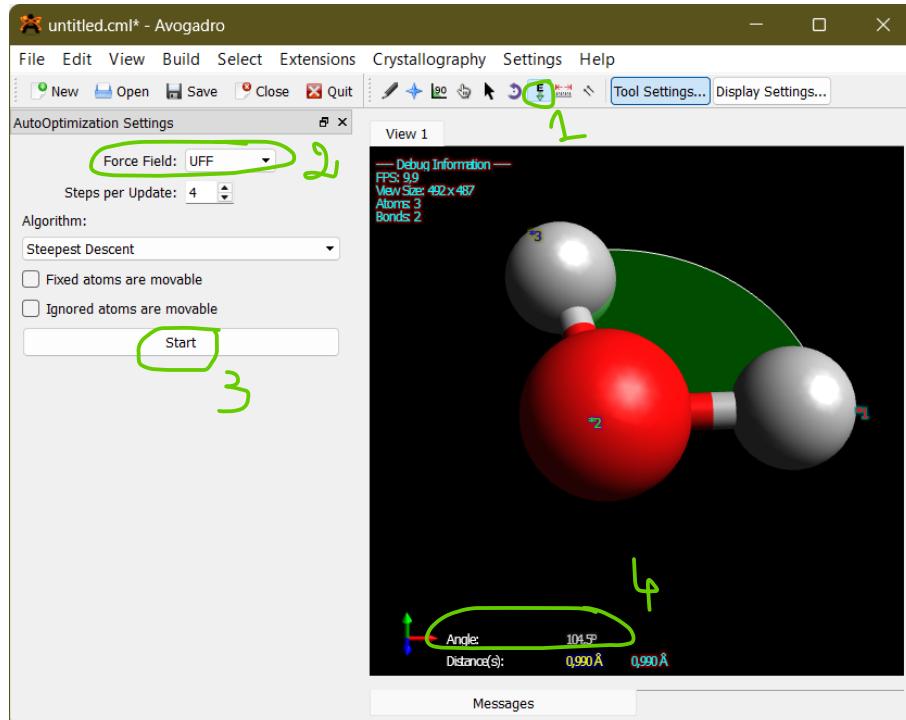


- Cliquer sur l'outil mesure dans le volet horizontal (1) puis cliquer sur les trois atomes de la liaison (2, 3, 4 : l'atome central doit être au milieu) pour voir apparaître l'angle en bas à gauche de la fenêtre (4).

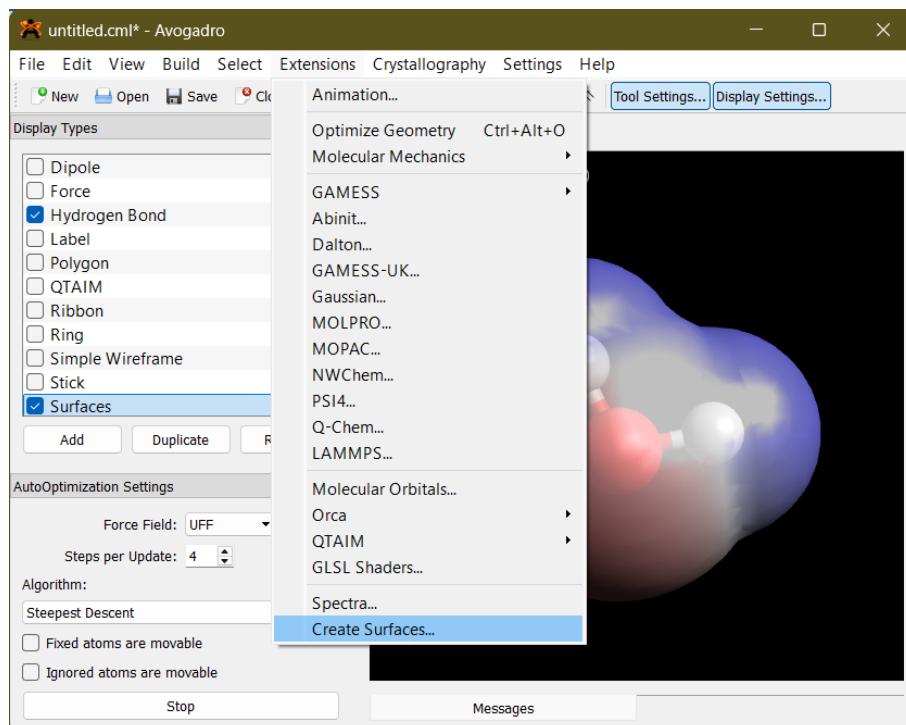


- *Optimiser la géométrie* : Lorsqu'une molécule est dessinée sur Avogadro, aucun champ de force n'est appliqué entre les atomes initialement. Ainsi, les angles correspondent aux figures de répulsion régulières (109,5° pour un tétraèdre par exemple). Lorsque l'on clique sur l'outil optimisation dans le volet horizontal (1) et que l'on sélectionne le champ de

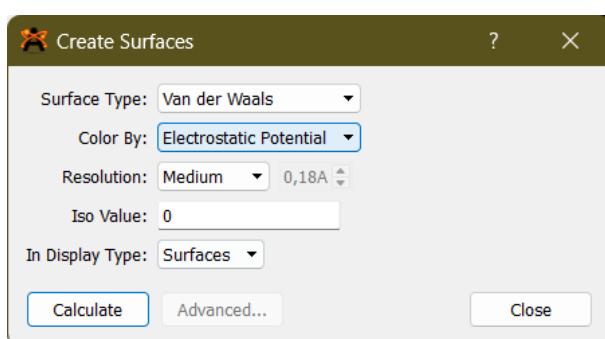
force UFF (*Universal Force Field*, 2, 3), on observe une diminution de l'angle HOH du fait de la répulsion plus grande des doublets non liants (4).



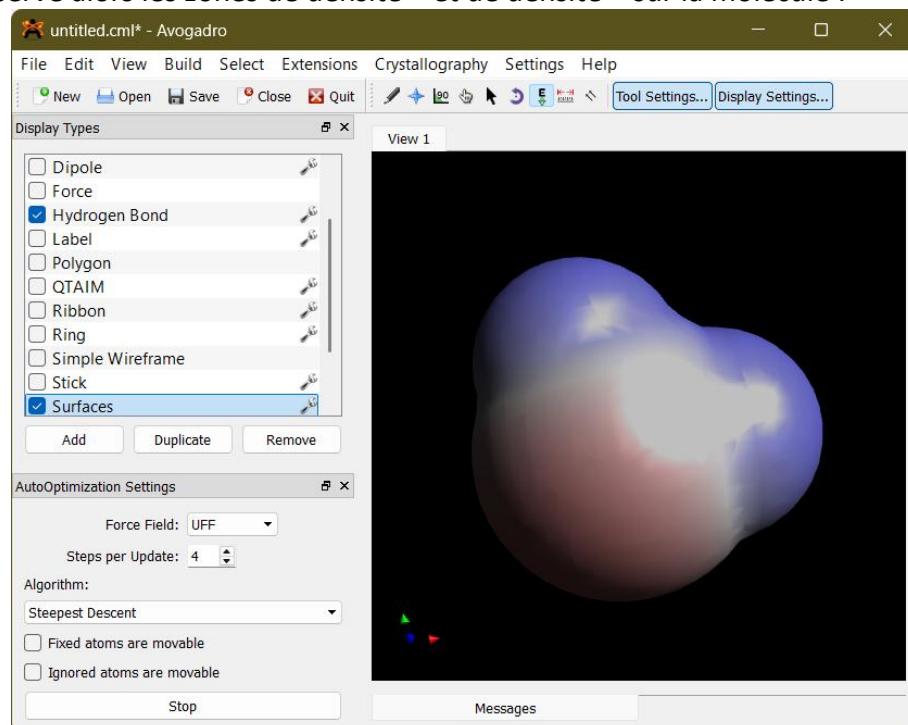
- Visualiser les surfaces d'isopotentiel électrostatique : cliquer sur Extensions puis sur Create Surfaces...



Renseigner Surface Type : Van der Waals, Color By : Electrostatic Potential puis cliquer sur Calculate.



On observe alors les zones de densité + et de densité – sur la molécule :



On peut ainsi rendre « quantitative » la manipulation du logiciel car on en extrait des valeurs calculées.

L'expérience de mesure du point d'ébullition n'a pas sa place dans la leçon. Cependant, c'est une très bonne idée pour un titre « Liaisons intermoléculaires » ou « Cohésion de la matière ». Il est important de bien se placer au reflux, d'agiter le contenu du ballon pour que la température y soit homogène et de bien plonger la sonde du thermomètre dans le liquide.

Remarques sur les choix pédagogiques et didactiques :

Pour que cette leçon rentre dans les 40 min, il faut se limiter à la première partie du BO (« Structure des entités chimiques »).

Notions et contenus	Capacités exigibles
4.2.1 Structure des entités chimiques	
Modèle de la liaison covalente Liaison covalente localisée. Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion monoatomique ou d'un ion polyatomique pour les éléments des blocs s et p.	Citer les ordres de grandeur de longueurs et d'énergies de liaisons covalentes. Déterminer, pour les éléments des blocs s et p, le nombre d'électrons de valence d'un atome à partir de la position de l'élément dans le tableau périodique. Établir un schéma de Lewis pertinent pour une molécule ou un ion. Identifier les écarts à la règle de l'octet.
Géométrie et polarité des entités chimiques Électronégativité : liaison polarisée, moment dipolaire, molécule polaire.	Associer qualitativement la géométrie d'une entité à une minimisation de son énergie. Comparer les électronégativités de deux atomes à partir de données ou de leurs positions dans le tableau périodique.
	Prévoir la polarisation d'une liaison à partir des électronégativités comparées des deux atomes mis en jeu. Relier l'existence ou non d'un moment dipolaire permanent à la structure géométrique donnée d'une molécule. Déterminer direction et sens du vecteur moment dipolaire d'une liaison ou d'une molécule de géométrie donnée.

On remarque les notions et capacités exigibles surlignés en orange a déjà été vue au lycée (en 2^{nde} GT ou en 1^{re} spécialité physique-chimie). On peut donc passer très vite sur ces parties qui sont considérées comme maîtrisées par les élèves « infiniment intelligents » que sont le jury. En outre, les schémas de Lewis et la géométrie ont aussi été abordés (sans rentrer dans leur détermination) en 1^{re}.

Autre traitement possible :

Accroche : Pourquoi l'éthanol est un solvant polaire mais pas l'éther diéthylique ?

I- Modélisation de la liaison covalente

- a. Le modèle de Lewis
NEV d'un atome, construire un schéma de Lewis, limites du modèle
- b. Caractéristiques de la liaison covalente
Citer les ODG de longueurs et d'énergies de liaisons covalentes

II-Géométrie et polarité des entités chimiques

- a. Géométrie d'une molécule
Description du modèle VSEPR avec les mains, associer géométrie et minimum énergétique
- b. Moment dipolaire de liaison
Définition d'électronégativité, sens, direction et norme du moment dipolaire de liaison
- c. Moment dipolaire permanent
Relation de Chasles pour trouver le moment dipolaire permanent d'une molécule

Conclusion : retour sur l'exemple d'intro

Ouverture : Liaisons intermoléculaires pour justifier que la température d'ébullition de l'éthanol est bien plus grande que celle de l'éther

Proposition de bibliographie supplémentaire :

- Burrows. *Chimie*³. Ed de Boeck
- Autres parascolaires niveau PCSI et MPSI
- Cours « Les molécules », Unisciel. Université Bordeaux 1. 2005.

https://uel.unisciel.fr/chimie/strucmic/strucmic_ch05/co/apprendre_01.html

LC n° 18 Titre : Sécurité routière

Niveau : Tle

Elément imposé : Mettre en œuvre un protocole de mesure d'un volume de gaz produit lors d'une transformation chimique.

Présentée par : Gilles COLETTE

Correcteur.ice : Lise BOUTENEGRE

Date : 02/06/2025

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Livre de ST2S			

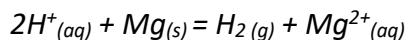
Plan détaillé
<u>Niveau choisi pour la leçon :</u> T ^{le} ST2S
Introduction pédagogique
Objectifs :
- Bilan de matière
- Volume molaire
- Principe de l'alcootest
Difficultés :
- Oxydoréduction
- Equilibre des équations
- Calcul de quantité de matière

Introduction

Comment fonctionne le principe d'un alcootest ?

I- Quelle quantité de matière dans un volume d'un litre d'air ?

A) Réaction



	H ⁺	Mg	H ₂	Mg ²⁺
Quantité initiale	n ₀ (H ⁺) = excès	n ₀ (Mg) = 1,15 mmol	0	0
Avancement	n ₀ - 2δ	n ₀ (Mg) - δ	δ	δ
Fin		0	δ = 1,15 mmol	δ = 1,15 mmol

$$m_{Mg} = 0,028g$$

$$M_{Mg} = 24,3 \text{ g/mol}$$

$$n_0(Mg) = m/M = 1,15 \text{ mmol}$$

B) Volume molaire

$$V_m = V/n \text{ avec P et T constants (25°C et 1bar)}$$

$$V_m = 25 \text{ L/mol}$$

$$V = n \cdot V_m = 1,15 \cdot 25 / 1000 = 28,7 \text{ mL}$$

Expérience :

$$V_{ini} = 47,9 \text{ mL}$$

$$V_{fin} = 17,6 \text{ mL}$$

$$\Delta V = 30,3 \text{ mL de gaz produit}$$

C) Validation par l'expérience

Évaluation statistique des incertitudes → tracé d'un histogramme

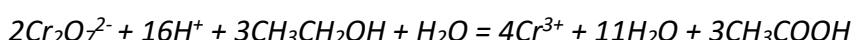
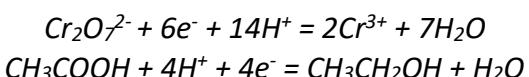
$$V_m = 26,31 \pm 0,74 \text{ L/mol}$$

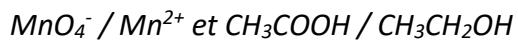
$$Z_c = (V_{m \text{ exp}} - V_{m \text{ tab}}) / u_V = 1,8$$

II- Principe chimique d'un alcootest ?

A) 1^{ere} méthode

Réaction d'oxydoréduction :



B) Méthode moins dangereuse

Conclusion :

- Fonctionnement d'un airbag ($2NaN_3 = 2Na + 3N_2$)

Test de l'alcool

Il existe d'autre test pour la détection de produit illicite

Expérience 1 - Titre : Mesure du volume de gaz libéré (Acide sur Mg)

Référence complète :

Équation chimique et but de la manip :

Modification par rapport au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury :

Durée de la manip :

Questions posées et réponses proposées

Question posée : Pourquoi utilisé un chauffe ballon ?

Réponse proposée : Tiens mieux le ballon mais on n'utilise pas la fonction chauffante.

Question posée : Nécessaire de chauffer ?

Réponse proposée : Non, la réaction est totale et rapide et déjà exothermique.

Question posée : Exothermique au point d'être dangereux ?

Réponse proposée : Non, on la contrôle grâce à l'ampoule de coulée.

Question posée : Qu'est ce qui réagit et comment voir que la réaction est terminée ?

Réponse proposée : On a un solide (Mg) donc quand on en voit plus on peut dire que c'est fini (ou presque, surtout pas l'absence de production gazeuse)

Question posée : Utilisation de python pertinente ?

Réponse proposée : Oui car déjà été vu en première.

Question posée : Dans quelle mesure la distribution des incertitudes est une gaussienne ?

Réponse proposée : Il faut faire beaucoup de tirage.

Question posée : Quel dangers du Chrome ?

Réponse proposée : CMR sous certains degrés d'oxydations

Question posée : Pourquoi ça se décolore dans les tubes ?

Réponse proposée : Oxydation du permanganate (violet) qui forme Mn²⁺ qui est incolore.

Question posée : Comment est amené l'acide dans un alcootest ?

Réponse proposée :

Question posée : NaN₃ très toxique pour qui/quoi ?

Réponse proposée :

Question posée : SiO₂ inoffensif ?

Réponse proposée : Non, la poudre est dangereuse. La taille des grains définit la dangerosité de certains éléments.

Question posée : Catalyseur de la réaction de l'airbag ?

Réponse proposée : La pression

Question posée : Comment détecter les substances illicites par de la spectro ?

Réponse proposée : Loi de Beer Lambert si coloré.

Question posée : Les nouveaux éthylotest, comment ça marche ?

Réponse proposée :

Question posée : Comment faire plus précis qu'un changement de couleur.

Réponse proposée : Prise de sang.

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : Quel méthode pouvez-vous utiliser pour assurer l'égalité/l'équité entre les élèves ?

Réponse proposée :

Mettre en place de dispositifs si enfant handicapé (tiers temps, police adapté, table adapté, ...)

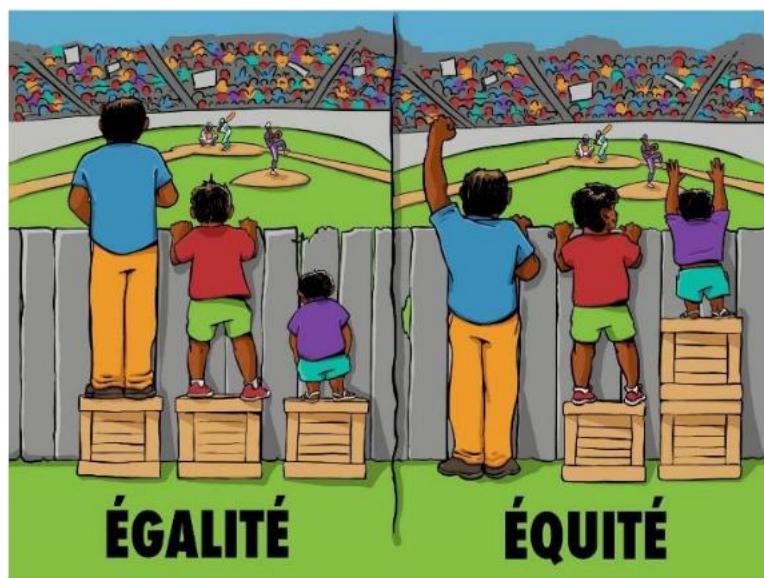
Equité H/F → faire attention au temps de parole et l'image qu'on donne.

En TP de chimie → aide par une personne tierce pour les handicaps moteurs

Commentaires du correcteur :

La différence entre équité et égalité correspond au fait que lorsqu'on cherche l'égalité entre les étudiants on donne les mêmes moyens à tous tandis que l'équité correspond au fait de donner des moyens différents à chacun mais adapté à leur niveau de départ. Ainsi, il est important de chercher l'équité entre les différents étudiants par exemple pour les TP s'il est question de handicaps moteurs ou pour les polices qu'on utilise dans les cours s'il est question de troubles de dyslexie.

La réponse correspondait au fait de vouloir assurer l'équité entre les différents élèves.



Champ libre pour le correcteur (compléments, propositions de manipulations ou de bibliographie)Remarques générales (articulation titre/élément imposé/niveau) :

L'élément imposé a été bien traité et a été contextualisé dans le cadre de la leçon. Il pouvait être utilisé dans ce cadre en déterminant le volume molaire de gaz pour ensuite expliquer comment obtenir une concentration avec un éthylotest. Il pouvait aussi être utilisé pour traiter de l'airbag et expliquer comment celui-ci se gonfle grâce à une réaction chimique (même si ce n'est pas la même qui est utilisé, plus comme preuve de concept).

Remarques sur le contenu scientifique de la leçon :**Fonctionnement actuel des éthylotests :**

Il existe des éthylotests chimiques (comme présentés dans la LC) qui sont à usage unique et des éthylotests électroniques. Les éthylotests électroniques, comme beaucoup de capteur (de glycémie par exemple) reposent sur des principes électrochimiques. Un article de l'actualité chimique décrit le principe des différents éthylotests :

<https://new.societechimiquedefrance.fr/wp-content/uploads/2019/12/2012-367-368-oct.-nov.-p90-Valade-HD.pdf>

Fonctionnement des airbags :

Attention lorsque vous projetez des informations tirées d'exercices ou autre, ici il a été présenté un tableau indiquant SiO₂ comme inoffensif cela risque de faire tiquer quelques chimistes. En effet, la silice est considérée comme assez dangereuse lorsque ses particules sont trop fines. Elles se collent dans les poumons, c'est ce qu'on appelle la silicose.

Spectrométrie de masse :

La spectrométrie de masse n'est pas une spectroscopie (attention), elle peut être utilisée pour identifier des molécules organiques. En effet, les molécules vont être ionisé, suivant le type de d'ionisation elles peuvent être fragmentées ou non, puis elles vont être séparés selon leur rapport m/z (masse/charge) pour finalement être détectées. Des bases de données permettent, en fonction des conditions utilisées, d'identifier les différents pics en sortie et de les associer à une molécule. Ce type de spectrométrie peut sûrement être utilisé pour la détection de substances illicites.

Remarques sur les manipulations :

Ici, seuls quelques millilitres de HCl (environ 2) ont suffi à ce que la réaction avec le magnésium soit totale. Il n'est donc pas nécessaire d'utiliser de l'acide chlorhydrique aussi concentré et je me placerais plutôt à une concentration pour laquelle il n'est pas nécessaire de porter de gants.

Le montage utilisé pour la manipulation est très bien, c'est malin de placer le magnésium dans un ballon et d'utiliser une ampoule de coulée pour ajouter l'acide (il vaut mieux attacher l'ampoule pour que ça soit parfait) puis de mettre un tuyau pour recueillir le gaz dans une burette graduée et ainsi mesurer le volume précisément.

Ajouter la manip qualitative de décoloration du permanganate était très bien, il faut bien penser à mettre les tubes à essai devant le jury comme la réaction est lente pour qu'ils puissent observer le phénomène.

Remarques sur les choix pédagogiques et didactiques :**Programme de 1^{ère} ST2S :****Mesure et incertitudes**

Dans la continuité de la classe de seconde, l'objectif est, à partir d'exemples simples et significatifs, d'approfondir la prise en compte, par l'élève, de la variabilité des valeurs obtenues dans le cadre d'une série de mesures indépendantes d'une grandeur physique. L'influence de l'instrument de mesure ou du protocole est au centre des activités expérimentales. Lorsque cela est pertinent dans le domaine des applications à la santé, la valeur mesurée est comparée à une valeur de référence afin de conclure qualitativement à la compatibilité ou à la non-compatibilité.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Variabilité de la mesure d'une grandeur physique	Exploiter une série de mesures indépendantes d'une grandeur physique : histogramme, moyenne et écart-type. Discuter de l'influence de l'instrument de mesure et du protocole.
Incertitude-type	Définir qualitativement une incertitude-type et l'évaluer par une approche statistique.
Écriture du résultat	Écrire, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat d'une mesure unique.
Valeur de référence	Comparer qualitativement un résultat à une valeur de référence.

Programme de Terminale ST2S :

Un soin est apporté à la présentation des unités et des ordres de grandeur, et à la maîtrise de notions mathématiques et numériques simples (proportionnalité, fonctions, simulation, etc.). L'enseignement vise également à renforcer la sensibilisation de l'élève, à partir d'exemples simples et pertinents, à la fluctuation des valeurs obtenues dans le cadre d'une série de mesures d'une grandeur physique indépendantes les unes des autres, en tenant compte de l'**incertitude-type**. La comparaison à une valeur de référence, notamment dans le domaine sanitaire, aiguise l'esprit critique autour de la mesure. Le choix du protocole est également au cœur de la formation portée par les activités expérimentales.

- Au vu du programme de première et terminale ST2S, je ne présenterai pas la méthode de Monte Carlo de cette manière dans une leçon à ce niveau-là. Un bon compromis serait, je pense, d'utiliser un code python pour générer N valeurs aléatoires dans l'intervalle de ta valeur puis de faire traiter les incertitudes de manière statistique sur un tableur en faisant tracer un histogramme, calculer la moyenne et l'écart-type. De même, le Z-score n'est pas au programme et on parle d'une comparaison qualitative entre le résultat et la valeur de référence donc une comparaison « à l'œil » peut suffire.
- Si tu décides de faire tout le processus d'écriture de l'équation d'oxydo-réduction à partir des demi-équations, il faut faire attention à le justifier dans ton introduction pédagogique car dans le programme il est indiqué de faire équilibrer l'équation d'oxydo-réduction à

partir des demi-équations fournies.

- Lorsque des valeurs sont modifiées au tableau il vaut mieux barrer qu'effacer et pour les calculs je vous conseille un tableur avec les calculs déjà prêts plutôt que l'utilisation de la calculatrice.

Autres traitements possibles :

Il était possible de présenter l'airbag dans une première partie puis l'éthylotest dans l'autre. Cependant finir sur l'airbag en ouverture comme approche documentaire était intéressant ici je trouve. La répartition de temps entre les deux grandes parties était parfaitement gérée.

Proposition de bibliographie supplémentaire :

- Consulter l'actualité chimique sur l'éthylotest aurait pu faire un complément culturel.
- Il y a deux bups sur les airbags :
https://bupdoc.udppc.asso.fr/consultation/article-bup.php?ID_fiche=15734
https://bupdoc.udppc.asso.fr/consultation/article-bup.php?ID_fiche=3898
- Coupler l'utilisation des livres de lycée avec un livre de manipulation de chimie pour comparer les protocoles.