
LC15 : SOLVANTS

Niveau :

CPGE

Programme :

Les solvants moléculaires

Grandeurs caractéristiques : moment dipolaire, permittivité relative.

Solvants protogènes (protiques).

Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.

Interpréter la miscibilité ou la non-miscibilité de deux solvants.

Justifier ou proposer le choix d'un solvant adapté à la dissolution d'une espèce donnée, à la réalisation d'une extraction et aux principes de la Chimie Verte.

- Appréhender la notion de solvant, au niveau microscopique à travers les interactions intermoléculaires et au niveau macroscopique par leur utilisation au laboratoire, dans industrie et dans la vie courante.

FIGURE 1 – Programme MPSI (rien en MP).

Commentaires du jury

- La construction de la leçon doit également respecter l'esprit des différents préambules des programmes du lycée général et technologique et des classes préparatoires aux grandes écoles (CPGE : MPSI, PTSI, TSI1, MP, PSI, PT et TSI2). → Rien des programmes de PCSI et PC!!

Bibliographie

- Chimie tout en un MPSI-PTSI, Fosset, Baudin, Lahitète

Pré-requis

- Moment dipolaire
- Liaisons chimiques
- électrostatique

Expériences

- Extraction du diiode
- CCM

Table des matières

1 Propriétés des solvants	2
1.1 Polarité (8min)	2
1.2 Permittivité relative (11min11)	3
1.3 Solvatation (15min)	3
1.4 Classification (+1min)	3
2 Le solvant au service de la synthèse organique	4
2.1 Lors d'une extraction liquide-liquide (17min23)	4
2.2 Rôle du solvant dans une chromatographie (31min)	4
2.3 Dans la purification : Recristallisation	5
3 Adaptation et chimie verte (34min 30)	5
4 Entretien	6
4.1 Questions	6
4.2 Question de valeur de la république	7
4.3 Commentaires	8

Introduction (4min)

Expérience introductive :

Diode dans de l'eau, puis on rajoute du cyclohexane : le diode migre dans le cyclohexane. Fosset p. 274.

Définitions

Un **Solvant** est une espèce le plus souvent liquide qui a la capacité de solvater une autre espèce. Ici, l'eau et le cyclohexane sont des solvants. L'espèce solvatée est appelée **soluté**, ici c'est le diode. La mise en solution constitue la **solubilisation**.

Pourquoi le solvant c'est important ?

- Pour favoriser les réactions, il est intéressant d'avoir la même phase. Il faut donc que le solvant solubilise les deux composés.
- Mais on verra que le solvant permet aussi de séparer différents produits (extraction par solvant, lavage).

1 Propriétés des solvants

1.1 Polarité (8min)

Polarité d'une liaison entre 2 atomes :

Entre 2 atomes d'électronégativités différentes, on dit que la liaison est polarisée : (*schéma au tableau : liaison C-O par ex : $\chi_O = 3.5$, $\chi_C = 2.5$*). Les électrons sont plus sur un atome que l'autre, il existe un moment dipolaire.

Les moments dipolaires sont exprimés en Debye :

$$1D = 3.33 \times 10^{-33} \text{C.m} \quad (1)$$

Polarité d'une molécule : On somme tous les moments dipolaires de toutes les liaisons.

Exemple de l'eau : 2 liaisons O-H polarisées ($\chi_H = 2.2$) $\Rightarrow$ moment dipolaire moléculaire.

Si la somme des moments est non nulle, le solvant est dit **polaire**.

Exemples de molécules polaires ou non à projeter : acétone, jaune de tartrazine (exemple de grosse molécule), cyclohexane, tétrachlorométhane (apolaire car symétrique).

Ordres de grandeurs : Moments dipolaires :

- de l'eau : $\mu = 1.8D$ (fort)
- de l'acétone : $\mu = 2.9D$ (fort)
- du cyclohexane : $\mu = 0D$ (pas fort)
- du tétrachlorométhane : $\mu = 0.4D$ (pas fort)

La polarité d'un solvant traduit son **pouvoir ionisant** : sa capacité à former des ions à partir de 2 atomes liés.

Exemple : On part d'une liaison assez polarisée de base (HCl). On rajoute un champ à cause du moment dipolaire du solvant : la polarité de la liaison augmente, elle finit par devenir ionique.

1.2 Permittivité relative (11min11)

On considère l'énergie d'interaction de deux ions de charge z_1e et z_2e situé à une distance r l'un de l'autre dans un milieu homogène de permittivité relative ϵ_r (constitué du solvant). Elle s'écrit :

$$U(r) = \frac{z_1 z_2 e^2}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r r}$$

ϵ_r est une caractéristique du solvant. Plus il est grand, plus les ions "s'ignorent".

Si les paires d'ions dans un solvant existent séparément, le solvant est dit **dissociant**.

ϵ_r	Solvant
$\epsilon_r < 10$	Non dissociant
$10 < \epsilon_r < 30$	Moyennement dissociant
$\epsilon_r > 40$	Fortement dissociant

Ordres de grandeurs :

- eau : $\epsilon_r = 78.5$ (fortement dissociant)
- cyclohexane : $\epsilon_r = 2$ (non dissociant)
- éthanol : $\epsilon_r = 24.8$ (moyennement dissociant)

1.3 Solvation (15min)

La polarité du solvant traduit aussi la capacité à solvater des ions ou des espèces polaires grâce aux interactions dipôle permanent-dipôle permanent (Keesom) : notion de sphère de solvation dans le cas d'ions.

De manière générale, ce sont les interactions solvants - soluté qui permettent de déterminer si un produit est soluble dans un autre.

Un solvant est dit **protique** s'il est constitué de molécules potentiellement donneuses de proton H^+ . Il peut créer des liaisons hydrogènes avec certaines espèces (les anions ou les atomes avec une charge partielle négative), ce qui facilite la solubilisation.

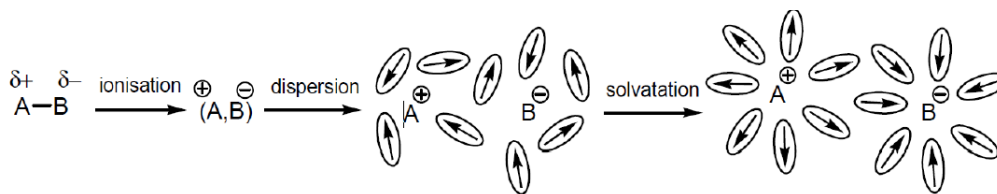


FIGURE 2 – *Dissolution.*

Exemples :

- Eau, éthanol : solvant protique
- hydrocarbures (dont cyclohexane) : aprotiques

Dans le cas d'un solvant polaire, ce sont les interactions dipôle permanent-dipôle permanent qui contribuent à la solvation. Dans le cas d'un solvant apolaire, ce sont les interactions dipôle induit - dipôle induit (de London) qui permettent la solvation.

1.4 Classification (+1min)

En fonction des 3 propriétés ci-dessus.

	Polaire	Apolaire
Protique	Eau Ethanol	X
Aprotique	Dichlorométhane DMSO THF	Cyclohexane Toluène

2 Le solvant au service de la synthèse organique

2.1 Lors d'une extraction liquide-liquide (17min23)

On repart sur l'exemple : eau et cyclohexane non miscibles. **Miscibilité** : Capacité de deux liquides à se mélanger.

→ peut être partielle, totale, nulle...

Exemple : cyclohexane + eau = non miscible, éthanol + eau = miscible. hexane + nitrobenzène = partiellement miscible (juste pour répondre aux questions)...

Dans le cas de l'eau et du cyclohexane, l'eau préfère faire des interactions avec elle-même qu'avec le cyclohexane.

On utilise le fait qu'une espèce est plus soluble dans un solvant qu'une autre. C'est le cas du diiode dans l'eau VS le cyclohexane.

L'intérêt est de récupérer des produits de manière la plus sélective possible. Pour cela on utilise une ampoule à décanter. Dans notre exemple, nous choisissons le cyclohexane, non miscible avec l'eau pour extraire le diiode de l'eau. Le cyclohexane est alors appelé un **solvant d'extraction**. Le procédé a lieu en deux phases. Il faut d'abord agiter de manière importante, puis laisser décanter. On a alors un équilibre entre le diiode qui reste dans l'eau et le diiode qui est passé dans le cyclohexane :

$$I_2(\text{eau}) = I_2(\text{cyclohexane})$$

La constante d'équilibre de cette équation bilan est appelée **coefficient de partage** :

$$K^0 = \frac{[I_2(\text{cyclohexane})]}{[I_2(\text{eau})]}$$

On ne récupère ainsi pas tout le soluté mais plus K^0 est grand est plus le procédé est efficace. De plus ceci peut également être utilisé comme lavage et non pas comme extraction liquide-liquide. Par exemple si on a un soluté dans une phase organique avec des impuretés solubles dans l'eau, on peut par exemple ajouter de l'eau dans une ampoule à décanter et toujours récupérer la phase organique. La différence entre un lavage et une extraction est que la molécule d'intérêt change de solvant dans une extraction et que c'est les impuretés qui passent dans un autre solvant dans le cas d'un lavage.

Nous allons ici mesurer le coefficient de partage :

Expérience du Fosset page 272. Attention il faut agiter une demi-heure, c'est à prévoir en préparation.

2.2 Rôle du solvant dans une chromatographie (31min)

Le principe de la chromatographie est de séparer les différents constituants solutés d'une solution, en jouant sur leurs affinités avec des solvants. Cette méthode peut servir soit à caractériser (CCM : chromatographie sur couche mince), soit à séparer (Chromatographie sur colonne). Détaillons le principe d'une CCM : On utilise une plaque de silice appelée phase stationnaire que l'on plonge par un côté dans un solvant qui se nomme dans ce cas éluant (phase mobile). La silice étant poreuse, l'éluant va monter par capillarité le long de la plaque. On place au préalable une goutte de la solution à étudier et des gouttes témoins. Les différents constituants de la goutte vont migrer avec l'éluant selon son affinité avec lui (ils sont entraînés par l'éluant). Cependant, ils interagissent aussi avec la silice qui va ralentir leur migration. Les différences de migration des différents constituants dépendront de leurs interactions avec la silice et avec l'éluant.

Expérience Chromatographie du jaune de tartrazine : Dans deux éluants : éther de pétrole (apolaire) et acétone (polaire). On observe qu'il n'y a pas de migration pour l'éther de pétrole.

2.3 Dans la purification : Recristallisation

Après la synthèse d'un produit, il est possible qu'il y ait des impuretés dans le solide obtenu. La recristallisation est un procédé de purification permettant d'enlever les impuretés. L'idée est de se placer dans un solvant qui solubilise les impuretés mais pas le produit souhaité à basse température et qui solubilise les deux à haute température. Il est donc important de bien choisir le solvant : en effet, en plus de solubiliser le produit à haute température uniquement, il faut que le solvant n'interagisse pas avec le solide à purifier. (On peut rajouter qu'il faut que la température d'ébullition du solvant soit inférieure à la température de fusion du solide, sinon on risque d'avoir une phase huileuse.)

- Mise en solution du solide impur
- Chauffage de la solution
- Si des impuretés ne sont pas solubles à chaud, les filtrer à chaud
- Laisser refroidir, on observe une précipitation.
- Filtrer, et sécher.

3 Adaptation et chimie verte (34min 30)

Qu'est-ce que la chimie verte ? La chimie verte est une chimie qui se préoccupe de l'environnement et du développement durable et est décomposée en 12 principes. Le cinquième principe stipule qu'il faut essayer de *limiter l'utilisation et la dangerosité des substances chimiques auxiliaires*.

En fait, d'autres principes sont applicables aux solvants, sur l'économie et l'impact environnemental...

Les solvants sont très utilisés en chimie (56% des déchets issus de l'industrie pharmaceutique, Augé, *Chimie verte*) mais présentent plusieurs défauts (slide des solvants nuls). Idéalement, on s'en passe : synthèse de la chalcone (TP de chimie organique 3 : mélange de 2 liquides purs + catalyseur solide).

Mais on peut aussi réduire la dangerosité et l'impact environnemental des solvants :

- CO₂ supercritique. On utilise les déchets de l'industrie chimique (CO₂) pour en faire un solvant apolaire, non-toxique, non-polluant, non-inflammable et recyclable. C'est notamment utilisé pour extraire la caféine (propriétés d'un gaz et d'un liquide en même temps).
- 2-méthyltétrahydrofurane (slide) : Issu du sucre de canne et constitue une alternative au THF qui est un dérivé pétrochimique. Il est de plus moins toxique.
- Les liquides ioniques : Sels à l'état liquide (par exemple un petit anion et un gros cation qui cristallise donc mal). Ceci permet d'avoir un solvant non inflammable, et peu volatil. Non soluble avec solvant orga donc permet des extractions (organomagnésiens...)

Conclusion

On a étudié plusieurs propriétés des solvants. Ces propriétés permettent de prédire et justifier l'utilisation d'un solvant plutôt qu'un autre en synthèse. Faire un bon choix de solvant est crucial pour de nombreuses manipulations en chimie. Il faut choisir les bonnes propriétés pour aboutir au résultat escompté (solubilité de certaines espèces, affinité,...). Cependant, ils sont souvent assez problématiques (toxiques, polluants) : ils sont à manipuler avec précaution, et imposent des choix en accord avec les principes de la chimie verte.

Nous avons observé avec le diiode que certaines espèces sont plus solubles dans un solvant que dans un autre, ce qui permet de réaliser des extractions. Mais nous avons vu aussi que les solvants polaires stabilisent les ions en solution : cette propriété peut être utilisée pour augmenter la vitesse de réaction, lorsque celles-ci passent par des intermédiaires réactionnels ioniques...

Bonus

- Catalyse par transfert de phase
- Solvant et mesure de pKa
- Mur du solvant en électrochimie (au programme de MP)
- SN1/SN2/ β élimination
- Distillation (hétéroazéotrope)
- autres propriétés des solvants : capacité thermique, conductivités, toxicité,

4 Entretien

4.1 Questions

1. Quels sont les messages de cette leçon ? Qu'est-ce qu'un étudiant doit en retenir ?
 - Utiliser les propriétés des solvants pour pouvoir prédire la solubilisation d'une molécule dans un solvant. Ceci a pour objectif d'être utilisé pour des procédés en chimie.On peut notamment rajouter dans les messages l'importance de la chimie verte.
2. Pourquoi le tableau est-il placé en aparté ?
 - C'est un oubli. En effet le tableau ne doit pas être une aparté mais un message clef du cours. Il peut en effet servir de support pour le choix des solvants dans toutes les expériences au cours de l'année. Il peut donc être un document à donner aux élèves à la fin du cours.Il peut être intéressant de construire le tableau au fur et à mesure de la leçon et de le remettre en conclusion pour bien appuyer le message de la leçon.
3. Les élèves doivent-ils connaître quelques solvants ?
 - Il est intéressant que les élèves connaissent quelques solvants classiques dans chaque catégorie du tableau (globalement ceux du tableau sont à connaître).
 - Polaire protique : L'eau et l'éthanol
 - Polaire aprotique : Dichlorométhane, Acétone
 - Apolaire aprotique : Cyclohexane (hydrocarbure)
4. Connaissez-vous un autre solvant apolaire aprotique très utilisé ? D'où provient-il ?
 - Éther de Pétrole : c'est un mélange d'hydrocarbure. Lors de la distillation du pétrole, cela se fait dans une colonne où chaque étage correspond à des produits de longueur de chaîne carbonées différentes. L'éther de pétrole a la même température d'ébullition que l'éther éthylique.
5. Pouvez-vous justifier le choix de votre plan ? Il semble que le titre Solvation n'est pas sur le même plan que les autres sous-parties de la partie ?
 - Nous avons effectivement eu des difficultés à réaliser le plan dans la mesure où les propriétés des solvants interviennent à plusieurs niveaux dans la solubilisation (par exemple le caractère polaire sert à ioniser et à solvater)
 - Nous pouvons justifier ce choix de plan dans le but de décrire le mécanisme de solubilisation des ions pour commencer, nous suivons donc les étapes : ionisation, dispersion solvation en décrivant à chaque fois les propriétés physiques mises en jeu. Puis nous élargissons au cas de composés non ionique (où les deux premières étapes ne jouent pas)
6. Pouvez-vous justifier le choix de mettre la leçon au niveau MPSI et pas PCSI ?
 - Le programme de PCSI n'est pas au programme de l'agrégation à l'oral de chimie.
 - La partie solvant est similaire dans les deux filières.
 - On peut de plus préciser que cela se situe bien à la suite du tableau périodique des éléments
7. Dans les prérequis, qu'entendez-vous par liaison chimique ? Que voulez-vous que les élèves maîtrisent pour ce cours ?
 - On veut que les liaisons hydrogènes, ainsi que les interactions de London, et de Keesom soient maîtrisés. Il serait donc plus précis de mettre comme prérequis les interactions intermoléculaires.
8. Pourquoi parler de miscibilité en début de la seconde partie plutôt que dans la partie 1 ?
 - On l'introduit à ce moment car on en a besoin à ce moment-là. Nous trouvions que ça n'allait pas dans la continuité de la partie précédente et comme nous considérons que c'est un rappel pour fixer les idées il nous a semblé judicieux de le mettre uniquement au moment où l'on en avait besoin.
9. Vous avez parlé d'interaction de London comme une interaction entre dipôle induit et dipôle induit, pouvez-vous préciser ?
 - On part d'une liaison non polarisée, à un temps donné il y a un moment dipolaire aléatoire due aux fluctuations du système : on parle de moment dipolaire instantané. Ce moment dipolaire va induire sur les molécules voisines un dipôle induit. Ainsi, nous devrions plutôt parler de l'interaction de London comme une interaction dipôle instantané - dipôle induit.
10. Quel type de coefficient est le coefficient de partage (et pas d'extraction) ?
 - C'est une constante thermodynamique (et pas cinétique).
11. Dans votre ampoule à décanter il reste de la phase aqueuse, pourquoi ?

- C'est une erreur, on veut ici tout prendre. Nous aurions pu améliorer notre mesure de K en prélevant plus précisément une quantité connue de phase aqueuse à titrer.
 - Dans la manipulation faite, la diminution des incertitudes que l'on gagne en titrant un volume d'eau grand (pour avoir un volume à l'équivalence assez grand) est complètement contrebalancée par l'imprécision que l'on a sur le volume de phase aqueuse que l'on titre.
12. Vous avez montré un code python pour le calcul de K et les incertitudes, pouvez-vous le commenter ? (Commenter notamment les incertitudes)
- Le code sert essentiellement à ne pas perdre du temps à taper à la calculatrice le calcul (qui est long). Toutes les grandeurs sont écrites et une incertitude leur est associée :
 - Incertitude sur V_{eq} : 0.5mL c'est gros. On a choisi cette valeur car on est imprécis sur la détermination de la couleur, mais c'est quand même large, surtout sachant qu'une goutte c'est 0.05mL. Si nous ne sommes pas sûr de pouvoir déterminer à la goutte près le virage, il faut commencer à compter les gouttes juste avant la zone de virage et s'arrêter une fois que l'on est sûr que le virage soit passé, ce qui peut donner une idée de l'incertitude.
 - incertitude sur la masse : Incertitude de la balance
 - Incertitude sur la concentration de thiosulfate : La solution vient du labo et on néglige son incertitude devant les autres.
 - Incertitude sur le volume d'eau : Incertitude sur le volume prélevé de l'ampoule à décanter et la précision de la burette qui nous a permis de remplir l'ampoule à décanter.
13. Pouvez-vous expliquer comment vous avez propagé les incertitudes ?
- On différencie logarithmiquement la relation donnant K et on somme quadratiquement chaque terme. Il faut quand même rajouter l'intervalle de confiance. Pour cela on calcule l'incertitude élargie avec les coefficients de Student et on précise l'intervalle de confiance.
- Dans le cas que nous avons eu pendant la leçon, l'incertitude sur V_{eq} était dominante.
14. Comment adapteriez-vous le calcul des incertitudes dans une séance de TP avec plusieurs binômes faisant la même manip ?
- Si il y a plusieurs binômes, on fait un traitement statistique. On calcule l'écart type sans biais. En le divisant par $\sqrt{n}$ on trouve l'incertitude type. Pour trouver l'incertitude élargie on multiplie par le facteur d'élargissement adéquat. Par exemple si on mesure y_{mes} et l'on a une incertitude type de u_c . On écrira alors notre résultat sous la forme : $y = y_{mes} \pm k u_c$ avec k le facteur d'élargissement associé à un niveau de confiance. Par exemple pour une dispersion des données suivant une loi normale $k = 2$ définit un intervalle de confiance à 95%.
15. Comment expliquer le changement de couleur et justifier qu'il n'est pas dû à une réaction ?
- Quand un composé change de couleur en fonction du solvant on parle de solvatochromie. On peut expliquer rapidement le changement de couleur par une modification des transitions électroniques due au solvant : les interactions avec le solvant engendrent une modification des niveaux électroniques de la molécule et ainsi de l'écart énergétique correspondant à la transition responsable de la couleur.
 - On a titré du diiode dans la phase aqueuse, donc il y en a.
 - Dans la manip introductive on aurait pu faire un témoin de cyclohexane et de diiode pour montrer que la couleur violette était bien caractéristique du passage du diiode dans le cyclohexane et pas d'autre chose.

4.2 Question de valeur de la république

Une élève vient vous voir car une personne a pris une photo de son DM sans son consentement. Comment réagissez-vous ?

- Dans un premier temps, je rassure l'élève, notamment en lui disant que ça se voit quand quelqu'un copie. Je ne demanderais pas le nom de la personne concernée. Plus généralement, je profiterais de cet incident pour parler du plagiat. Il est important de sensibiliser les élèves à cette notion. Je leur rappellerai qu'au vu de ce qu'il les attend à la fin, ça ne sert à rien de copier car cela se voit à la fin. Il est important de prendre le temps de comprendre l'élève qui se sent plagié. Si ça se reproduit, j'irais voir personnellement les personnes qui copient pour discuter avec eux et leur faire comprendre l'intérêt des exercices proposés (d'y réfléchir et non pas de copier). J'essayerais également de comprendre pourquoi ils copient (charge de travail excessive, etc...).
- **Commentaire :** C'est important d'essayer de comprendre ce que pense les élèves. C'est une bonne idée d'essayer d'aller plus loin avec la notion de plagiat dans les sciences. La copie, ça ne se voit malheureusement pas toujours. Mais un étudiant passe très rarement le filtre des écrits de concours par la suite s'il sa préparation n'a pas été personnelle, encore moins celui des oraux.

4.3 Commentaires

Globalement : Bonne aisance à l'oral. Tu as une attitude de professeur, c'est très bien !

C'est bien aussi de donner des valeurs numériques.

- Il y a des problèmes sur le plan. Il faut être plus clair sur les objectifs : savoir prédire l'utilisation des bons solvants. On peut également insister sur la chimie verte comme message à retenir.
- Une idée pour modifier le plan est de partir de la situation : "j'ai un solvant, comment je solubilise des choses dedans". Avec une première sous-partie sur la mise en solution, puis à chaque étape on explique les différentes propriétés.
- Gestion des prérequis à revoir, nous avons présenté des choses qui ont déjà été vues.
- Il faut être plus **clair et concret sur les messages dès l'introduction** et mieux contextualiser. Expérience avec du sel qui ne se dissout pas dans tous les solvants. Constatation plus simple pour le début de la leçon et c'est plus concret.
- Il peut être intéressant de construire au fur et à mesure un document bilan. Ici, cela peut être le tableau classant les solvants selon leurs propriétés. Il doit être central. Il peut d'ailleurs être réutiliser en conclusion.
- En deuxième partie, nous aurions pu ne pas présenter la CCM et plus exploiter la manipulation sur le coefficient de partage (qui une manipulation explicitement au programme). Le faire proprement et bien insister sur les conclusions de l'expérience, notamment $K > 1$ et le relier aux propriétés du solvant.
- Même sur une incertitude de type B il faut faire des incertitudes élargies et donner l'intervalle de confiance.
- Attention le terme de délocalisation des électrons est associé à la mésomérie. On peut parler de déformation du nuage électronique.
- Ne pas lire ses notes pour la première définition
- Il faut continuer à parler pendant les manipulations.
- Ça peut être bien de projeter les schémas des expériences en même temps que de les faire. Il faut aussi aller jusqu'au bout des manipulations et les commenter.
- Dans la manipulation de la détermination du coefficient de partage, il peut être intéressant de faire un schéma bilan simplifié pour bien suivre tout le raisonnement.
- Pour la phase de manipulation correspondant au titrage : Bien vérifié le 0 (ici OK) et faire attention à la présence d'une bulle d'air au niveau du robinet (ici c'était le cas). Attention à l'oubli d'agitation. Préciser, en vu d'un traitement d'incertitude, à partir de quand vous déclenchez un éventuel décompte de gouttes pour l'estimation du point de fin de titrage"
- Proposition de plan (sachant qu'"un plan ne vaut bien sûr que si vous vous l'appropriez") :
 - Manipulation introductive : essayer de dissoudre une même quantité de solide dans différents solvants (eau, éthanol, acétone, éther de pétrole)
 - 1. Mise en solution et choix du solvant (objectif : interpréter les résultats de l'expérience introductive)
 - (a) Mise en solution et interactions
 - (b) Classification des solvants par interactions
 - (c) Considérations de chimie verte
 - 2. Compétition entre 2 solvants : l'extraction liquide-liquide (objectif : aller plus loin et utiliser les connaissances acquises sur les solvants pour comprendre un procédé)
 - (a) Position du problème
 - (b) Détermination d'un coefficient de partage