

LC15 : Solvants

Niveau : CPGE

Pré-requis :

- Liaisons hydrogène et interactions de Van der Waals
- Électronégativité
- Dosages

- **Substitutions nucléophiles 1 et 2** Laisser en suspens, peut être il vaut mieux laisser ceci pour l'ouverture.

- Principes de la chimie verte

- Principe de la CCM

REFERENCES :

[1] Bruno FOSSET, Jean-Bernard BAUDIN et Frédéric LAHITETE. Chimie tout-en-un PCSI. Dunod, 2016.

[2] Florence DAUMARIE, Florilège de chimie pratique. Hermann.

Affichage titre leçon sur slide 1

Introduction : Le rôle du solvant est multiple :

- Il permet tout d'abord de dissoudre des réactifs intervenants dans une réaction chimique et de favoriser leur rencontre (leur mise en contact).
- Il permet également d'isoler ou de purifier les produits d'intérêts

Il en existe une multitude et un des buts de cette leçon sera d'illustrer les caractéristiques que peut posséder un solvant.

- Illustrons le fait que tous les solvants n'ont pas les mêmes propriétés à travers une expérience qualitative :

Définition (solubilité) : La solubilité est la capacité d'un solide à se dissoudre dans un solvant donné.

Explication manip : (dissolution du sel de cuisine NaCl dans l'eau et dans le cyclohexane en théorie).
Pas de video la deçus donc on utilise dissolution de permanganate de potassium dans le BENZENE (TRES CMR). KMNO4 est un sel ionique aussi.

<https://www.youtube.com/watch?v=JsowvWBvz74&feature=youtu.be>

rq. Ici on a complexation avec un ether couronne pour former un complexe octaédrique avec K⁺. Ne pas laisser la video tourner jusque là mais le garder à l'esprit.

Dissolution du permanganate dans l'eau : <https://www.youtube.com/watch?v=-iKpbahSJgs>

(desinfectant, traitements des eaux, médecine pour traiter champignon des pieds.)

- ATTENTION, LE CYCLOHEXANE EST TOXIQUE, IL FAUT TRAVAILLER SOUS HOTTE

- On remplit deux béchers, l'un d'eau et l'autre de cyclohexane .

- Sous agitation on introduit un peu de sel de cuisine dans le bécher rempli d'eau. On observe que le sel se dissout dans l'eau.

- ATTENTION, ne pas dépasser les 3 g de sel pour 10 mL d'eau car la solubilité de NaCl dans l'eau est de 360 g/L.

- Sous agitation on introduit un peu de sel de cuisine dans le bécher rempli de cyclohexane. On observe que le sel reste à l'état solide.

EXPERIENCE 1

- Cette expérience nous montre que le permanganate de potassium est soluble dans l'eau mais pas dans le benzène.

Transition : Ce résultat sera expliqué dans la leçon. On voit déjà qu'une idée nous parvient : classer les solvants en fonctions de la solubilité des solides dans ceux-ci.

I. Caractéristiques des solvants

- Dans un premier temps nous allons expliquer les différentes étapes de la dissolution des composés possédant des liaisons totalement ou partiellement ioniques.

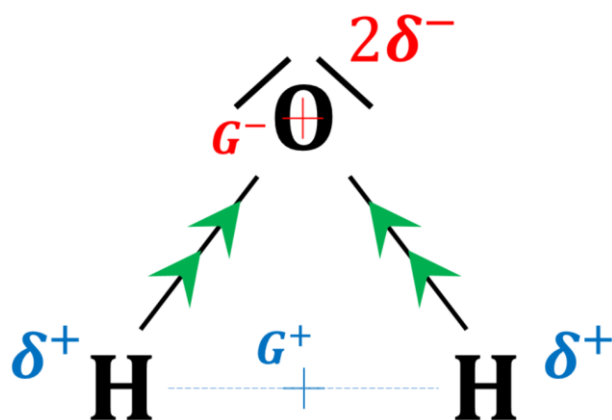
a) Polarité

- Du fait de la différence d'électronégativité entre les éléments, il se peut qu'une liaison chimique soit polarisée, c'est-à-dire que les électrons soient plus localisés sur un atome que sur un autre.

Définition (polarité) : On dit qu'une molécule qu'elle est polaire lorsque les barycentres des charges positives et négatives ne sont pas confondus.

- Illustrons cette notion à travers quelques exemples :

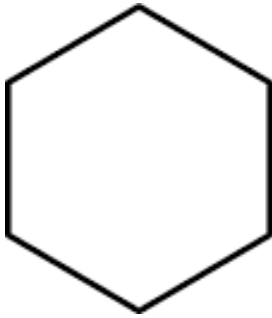
- Molécule d'eau :



moment dipolaire de 1,85 D (refaire ce dessin au

tableau et dessiner le vecteur) (normalement des rappels de lycée !)

- Molécule de cyclohexane :



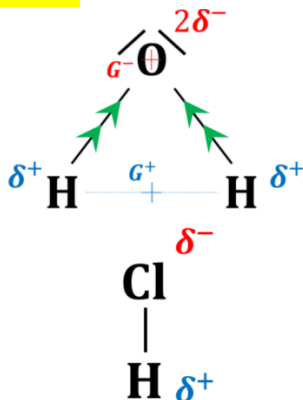
la dessiner et montrer que barycentres sont confondus (moment dipolaire nul)

- L'acide chlorhydrique est un composé possédant une liaison partiellement ionique puisque la grand électronégativité du chlore impose une polarisation de la liaison H-Cl. (*semble inutile de dire ceci*)

-Le sel de cuisine de formule NaCl est une molécule polaire car Cl plus électroéactif que Na. Que se passe-t'il quand on rajoute du sel dans l'eau ?

- Considérons une molécule de NaCl en présence d'une molécule d'eau. Le moment dipolaire de la molécule d'eau va avoir pour effet d'accentuer encore plus la polarité de la liaison Na-Cl jusqu'à former la paire d'ions (Na^+ , Cl^-). Cette étape de séparation de la paire d'ions est appelée **dissociation**. (illustrer ceci avec le dessin suivant). C'est la polarité du solvant qui favorise cette première étape. *À l'occurrence c'est aussi ce qui arrive dans la molécule de permanganate de potassium qui se ionise en ions permanganate et ions potassium.*

Rq. Pourquoi le permanganate ne se ionise pas en Mn et $4O$? Si on s'intéresse à la forme de l'ion il est tétragonal et possède 3 doubles liaisons et une liaison simple qui est délocalisée. Les liaisons de ce ion polyatomique sont alors peu sensibles aux charges partielles des molécules d'eau !



Remplacer H par Na

Les molécules d'eau entourent les ions par interaction entre charges. On appelle cette **deuxième étape la solvatation**. (*rq plus l'ion est petit à même charge plus il est solvaté*). *Monter slide 2*

b) Permittivité relative

- Les ions provenant de la molécule qui vient d'être ionisée interagissent à distance du fait de leurs charges opposées. Ils restent donc proches l'un de l'autre à priori et la liaison ionique pourrait se reformer !
- On comprend qu'un solvant capable d'atténuer cette interaction attractive facilitera la dissolution de l'espèce en question puisque la paire d'ion sera moins sujette à se reformer.
- Les solvants peuvent être vus comme des milieux diélectriques et en tant que tels possèdent une permittivité relative ϵ_r qui leur est propre.

Rq. (diélectrique c.a.d milieu polarisable par l'application d'un champ électrique)

- En effet considérons une paire d'ions chargés respectivement $+q$ et $-q$. L'énergie potentielle d'interaction entre ces deux ions distants de r est $E_p = -\frac{q^2}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r r}$. A une distance r fixée, on voit que lorsque la permittivité relative ϵ_r augmente, alors l'interaction attractive est moins stabilisante (moins favorable énergétiquement). On dit que le solvant écrante les potentiels générés par les ions et réduit alors leur interaction.
- Si on s'intéresse à la dissolution de NaCl dans l'eau, on prend $q = e$ et $r = 0,42$ nm (somme des rayons de Na^+ et de Cl^- entourés de leurs sphères de solvation) et $\epsilon_{eau} = 78,5$. On trouve en valeur absolue que $|E_p| = 7 \cdot 10^{-21}$ J. A température ambiante, l'énergie thermique $k_B T$ vaut $4 \cdot 10^{-21}$ J. Ainsi on voit que l'on peut séparer les ions rien qu'avec l'énergie associée à l'agitation thermique. (bien mais a simplifier).
- Cette troisième étape de la dissolution est appelée (dispersion).
- La donnée du moment polaire et de la permittivité relative du solvant constitue ce que l'on appelle communément le caractère polaire du solvant.

Slide 3 montrant différents solvants possédant différents moments dipolaires. Bien préciser que l'acétone a un moment dipolaire plus grand que l'eau mais une permittivité relative plus faible. Expliquer que l'on comprend maintenant le résultat de la première expérience.

Pour le benzene epsilon r est de 2.27 (à T ambiante), moment dipolaire nul. [online library]

Remarque

- $\epsilon_r < 15 \Rightarrow$ solvant peu dissociant
- $15 < \epsilon_r < 40 \Rightarrow$ solvant dissociant
- $\epsilon_r > 40 \Rightarrow$ solvant très dissociant

Transition : Nous avons vu précédemment que l'eau était un liquide particulier à cause des liaisons H. Quel rôle jouent ces liaisons lors de la dissolution ?

c) Proticité

Définition (proticité) : Un solvant protique est un solvant constitué de molécules possédant un atome d'hydrogène polarisé positivement. Ces molécules sont alors susceptibles d'être impliqués dans des liaisons hydrogène.

- Exemple de solvation des ions fluorure dans l'eau ou c'est les liaisons hydrogènes qui sont les plus stabilisantes. Le dessiner ? **Non, se limiter à dire que si un solvant peut faire des liaisons Hydrogène avec la molécule/ion solvaté, alors cette molécule/ion sera d'autant plus solubilisé dans ce solvant.**

L'eau est un solvant protique par exemple. Un acide aussi.

- Un solvant qui n'a pas cette faculté est dit **aprotique**.

(Remarque 1 : Les solvants apolaires protiques existent mais ne sont pas très utiles car ils ne solubilisent bien que les composés apolaires receveurs de liaisons hydrogène, qui sont très rares. Acide hexanoïque par exemple) Garder ceci pour nous.

Avec ses informations nous pouvons établir une classification des solvants.

d) Classification des solvants

Slide 4 montrant la classification des solvants avec des exemples.

- Les différentes notions que nous venons d'exposer sont suffisantes pour donner une classification des solvants. Expliciter les différentes classes avec des exemples.

- (THF utilisé avec organomagnésiens)

- (Toluène CCM, solvant d'extraction)

- (DMSO : RMN, forte T ébullition 190, chromatographie sur colonne, réactif ?)

- (DMF, haut point d'ébullition grande plage de T où il est liquide, solvant synthèse de plastiques)

- (HMPT, solvant pour polymères, inhibiteur de dégradation thermique des polystyrène, organomagnésien)

Transition : Que se passe-t-il quand on mélange différents types de solvants ?

II) Mélange et solvants

a) Solubilité, miscibilité

- On réalise l'expérience suivante :

Explication manip : (Miscibilité de deux solvants)

- ATTENTION, LE CYCLOHEXANE EST TOXIQUE, IL FAUT TRAVAILLER SOUS HOTTE

- Dans un premier tube à essai on ajoute 5 mL d'eau et 5 mL d'éthanol : on constate qu'il n'y a qu'une phase. L'eau et l'éthanol sont deux solvants miscibles.

<https://www.youtube.com/watch?v=Dyw1OvYUKL0>

(expérience rapide avec colorants pour montrer que la miscibilité marche bien, s'arrêter rapidement pour pas rentrer dans le détail des mélanges idéaux/non idéaux)

- Dans un second tube à essai on ajoute 5 mL d'eau et 5 mL de cyclohexane : on constate l'apparition de deux phases. L'eau et le cyclohexane ne sont pas miscibles .

<https://www.youtube.com/watch?v=B2rERtD0pKo>

(mélange eau cyclohexane à 2 :00, on observe phases dans 2 :21) (cyclohexane moins dense que l'eau donc au dessus.)

Rq. Dire que il faudrait faire cette expérience sous hotte car le cyclohexane est toxique et volatile.

Solvant polaire et solvant apolaire ne se mélangent pas, solvant polaires se mélangent (pareil pour apolaires).

EXPERIENCE 2

- Dans l'expérience précédente on remarque que l'eau et l'éthanol, tous deux polaires sont miscibles alors que l'eau (polaire) et le cyclohexane (apolaire) ne se mélangent pas.

On peut alors s'en douter que plus un solvant est polaire, moins bien il va solubiliser les molécules apolaires. Et ce type de molécules est très courant en chimie organique !.

Comment alors solubiliser les molécules organiques ?

- On réalise maintenant l'expérience suivante :

Explication manip :

- ATTENTION, LE CYCLOHEXANE EST TOXIQUE, IL FAUT TRAVAILLER SOUS HOTTE

- On prend le tube à essai numéro deux (cyclohexane+eau) et on ajoute 0,02g de diiode (équivalent d'une bille solide). On agite le tout avec un bouchon, on attend un peu et on remarque de la phase organique est violette (complexe de diiode dans phase organique) alors que la phase aqueuse n'a pas changé de couleur (devrait être jaune). On peut donc en conclure que le diiode est plus soluble dans le cyclohexane que dans l'eau.

<https://www.youtube.com/watch?v=B2rERtD0pKo> 4 :15 et 4 :30. On ne voit pas trop ce qui se passe dans la phase aqueuse mais on dit quand même que le diiode ne traverse pas dans l'eau, même si on agitait.

EXPERIENCE 2 bis

- De cette seconde expérience, on remarque que le diiode (apolaire) est plus soluble dans le cyclohexane (apolaire) que dans l'eau (polaire).

Règle : Ces deux expériences qualitatives illustrent une propriété remarquable des solvants : « qui se ressemble s'assemble ». Ainsi deux solvants seront d'autant plus miscibles qu'ils auront des propriétés proches et une espèce chimique sera d'autant plus soluble dans un solvant que leurs propriétés sont similaires.

Transition : Il y a quand même un peu de diode qui est solubilisé dans l'eau. Afin de comparer la solubilité d'un composé dans deux solvants différents on peut utiliser la notion de coefficient de partage.

b) Coefficient de partage

Expliquer la manip *via* slide 5

- Le **coefficient de partage** est la constante de réaction de la réaction :

$$I_{2(aq)} = I_{2(cyclohexane)}$$

- On a $P = \frac{[I_2]_{cyclohexane}}{[I_2]_{aq}} = 55,5$


(devant le jury on réalise le dosage)

Explication manip : (Détermination du coefficient de partage du diiode entre l'eau et le cyclohexane ; voir Florilège p.125 ou images capturées dans dossier)

Lire corrigé coefficient de partage pour expliquer cette partie proprement.

- ATTENTION, LE CYCLOHEXANE EST TOXIQUE, IL FAUT TRAVAILLER SOUS HOTTE

- On prépare une solution de I_2 à 0,040 mol/L en dissolvant $m=1,0$ g de diiode dans une fiole jaugée

de 100 mL que l'on complète jusqu'au trait de jauge **avec du cyclohexane** .

- On prépare une solution de $Na_2S_2O_3$ à $C_{dos} = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L en dissolvant 0,375 g de thiosulfate de sodium dans une fiole jaugée de 500 mL que l'on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'**eau distillée**.

- Dans un grand bécher on introduit 20 mL de la solution de diiode préalablement préparée et 200 mL d'eau distillée. Sous hotte, agiter pendant **30 minutes**. Transvaser le tout dans une ampoule à décanter sans bouchon pendant **15 minutes**. Le cyclohexane est moins dense que l'eau, la phase aqueuse se situe donc en dessous.

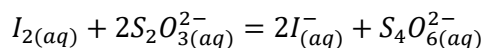
- Transvaser une grande partie de la phase aqueuse dans un bécher. Prélever à la pipette $V = 50$ mL de la phase aqueuse dans un bécher de 100 mL. Doser alors par la solution de thiosulfate de sodium à $C_{dos} = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Il s'agit d'un dosage colorimétrique. En se rapprochant de l'équivalence (qui se situe autour de 8 mL) la solution prend une couleur jaune pâle ; on ajoute alors 5 gouttes d'empois d'amidon et la solution devient bleu (il se forme un complexe amidon-diiode de couleur bleu). On ajoute alors quelques gouttes de la solution titrante et la solution devrait devenir transparente. On note le volume équivalent **avec l'incertitude associée**.

- On remarque que l'on a prélevé un quart de la solution aqueuse. Ainsi on, s'intéresse à la solubilisation dans l'eau et le cyclohexane d'un **quart de la quantité de matière initiale introduite**.

$$\begin{aligned} \frac{m}{M_{I_2}} &= n_{I_2,tot} \\ n_{I_2,tot} &= n_{I_2,aq} + n_{I_2,org} \\ n_{I_2,org} &= \frac{m}{M_{I_2}} - 4 \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2} eq = \frac{m_{I_2,tot}}{M_{I_2,tot}} - 4 \frac{V_{eq} C_{dos}}{2} \end{aligned}$$

$$[I_2]_{org} = \frac{\frac{m_{I_2,tot}}{M_{I_2,tot}} - 4 \frac{V_{eq} C_{dos}}{2}}{V_0}, \text{ avec } V_0 = 20 \text{ mL}$$

- Ainsi comme la réaction support du dosage est :



Alors on a $n_{I_2,aq} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2}$ et donc $[I_2]_{aq} = \frac{V_{eq} C_{dos}}{2V}$

- Le coefficient de partage a donc l'expression :

$$P = \frac{\frac{m_{I_2,tot}}{M_{I_2,tot}} - 4 \frac{V_{eq} C_{dos}}{2}}{[I_2]_{aq}} = \frac{\frac{m_{I_2,tot}}{M_{I_2,tot}} - 4 \frac{V_{eq} C_{dos}}{2}}{\frac{V_{eq} C_{dos}}{2V}}$$

- Il y a une incertitude sur V_{eq} . Probablement que c'est la première source d'incertitude et qu'on peut négliger les autres ? A voir le jour J.

- Propageant les incertitudes : $\delta P = \frac{mV}{2M_{I_2}V_0C_{dos}} \times \frac{\delta V_{eq}}{V_{eq}^2}$

- Données : $M_{I_2} = 254 \text{ mol/L}$

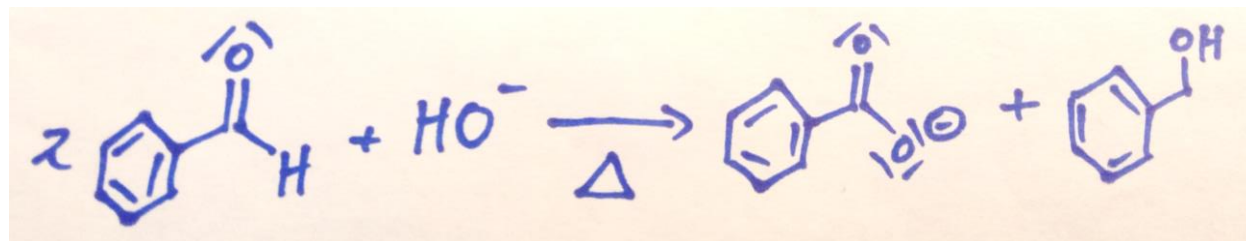
Le I₂ dans la phase aqueuse est colorée, tout comme I₃⁻ qui réagit de manière identique. On observe alors la décoloration de la solution au fur et à mesure du titrage. On ajoute l'empois d'amidon vers la fin en très petite quantité pour repérer mieux l'équivalence. C'est l'⁻ion qui est incolore.

On constate que I₂, bien que initialement dans la phase organique et non polaire, est présent en faibles quantités dans la phase aqueuse. Le diode reste peu soluble dans l'eau ($s = 0,33 \text{ g/L}$ à T ambiante, cf wikip) mais il y a des situations où une espèce, bien que soluble dans une première catégorie de solvants, l'est encore plus dans une deuxième catégorie de solvants. C'est le principe utilisé pour l'extraction liquide-liquide.

EXPERIENCE 3

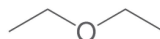
c) Application : Extraction liquide-liquide

- On va parler de l'extraction liquide-liquide pour la réaction de dismutation de Cannizzaro. Les produits formés sont les ions benzoate et l'alcool benzylique (voir leçon 1 pour avoir cannizzaro en tête) :



Donner la réaction mais ne pas la discuter : ion benzoate (de l'acide benzoïque) et alcool benzylique. Ensuite parler de l'ampoule à decanter et les solvants utilisés pour la séparation.

- Ici, on peut remarquer que les ions benzoates (étant des espèces chargées), ont une très grande affinité avec l'eau. Inversement la molécule organique d'alcool benzylique (non chargée + cycle



benzénique) a une très bonne affinité avec l'éther diéthylique.

Pour choisir les solvants il faut non seulement regarder la catégorie vis-à-vis des réactifs à séparer, mais aussi la densité qui doit être différente !

-Ce qui fait qu'une extraction liquide-liquide marche est la **différence de densité entre les deux solvants (si non emulsion impossible à séparer)** ainsi que la **différence de solubilité de l'espèce d'intérêt dans les deux solvants**.

Principe : (à commenter en même temps que slide 6) On considère deux solvants non miscibles. Soit un composé chimique peu soluble dans le solvant 1 et très soluble dans le solvant 2. Une extraction liquide-liquide consiste à faire passer ce composé chimique du solvant 1 vers le solvant 2. Pour ce faire on utilise une ampoule à décanter.

- Le but de la manipulation est d'isoler le produit d'intérêt. Mais après séparation les deux produits d'intérêts sont dans leurs solvants respectifs.

III) Choix du solvant lors des séparations et contrôles

L'ion benzoate est soluble dans l'eau, mais sous sa forme acide il précipite. On peut récupérer facilement l'acide benzoïque de la phase aqueuse en modifiant le pH. Or l'alcool benzylique dans la phase organique est liquide. Si on veut le récupérer il faut le séparer du solvant.

III.1) Séparation liquide liquide

On peut utiliser la différence de température d'ébullition entre le solvant et le produit pour les séparer. Ceci implique que le solvant et le produit doivent avoir des températures d'ébullition différentes. La température d'ébullition de l'alcool benzylique est de 205 °C.

On peut comparer 3 solvants qui peuvent être utilisés pour séparer l'alcool benzylique de la phase aqueuse (SLIDE 7). Éther diéthylique, le dichlorométhane et le toluène.

Si on compare les points de fusion – On élimine toluène, coûte trop d'énergie de l'évaporer on a d'autres solutions. Penser à la chimie verte.

Si on compare dangerosité :

On élimine le dichlorométhane. Qui nécessite aussi des traitements spécifiques.

Donc éther diéthylique est le meilleur choix.

III.2) Chromatographie

On limite la discussion à la CCM. Expliquer que dans une CCM on utilise une phase mobile, l'éluant qui monte par capillarité sur la phase statinaire, la plaque (typiquement de silice ou oxyde d'aluminium). L'éluant joue le rôle de solvant dans une CCM.

Les molécules qu'on dépose sur la plaque vont être partiellement dissoutes dans l'éluant quand celui-ci montera sur la plaque, ce qui aura tendance à les entrainer vers le haut de la plaque. Or ces mêmes molécules seront aussi adsorbées par la plaque ce qui aura tendance à les maintenir dans leur position.

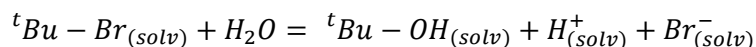
Suivant la polarité de l'éluant, nous pouvons modifier l'interaction entre les molécules déposées et la phase mobile.

Plus l'éluant est polaire, plus les molécules polaires seront facilement entraînés par celui-ci et vice-versa.

On garde en conclusion la SN1/SN2 comme autre influence du solvant, surtout en chimie organique cette fois-ci.

- ATTENTION, IL FAUT LANCER LA MANIP EN DEBUT DE PARTIE CAR ELLE PREND DU TEMPS

- La réaction qui a lieu est l'hydrolyse du bromure de tertio-butyle :



	${}^tBu - Br_{(solv)} +$	$H_2O =$	${}^tBu - OH_{(solv)} +$	$H_{(solv)}^+ +$	$Br_{(solv)}^-$
Etat initial	a	excès	0	0	0
Etat intermédiaire (t)	$a - x(t)$	excès	$x(t)$	$x(t)$	$x(t)$

- On utilise ici une méthode qui permet de s'affranchir de connaître les conductivités initiales et finales : la **méthode de Guggenheim**.

- D'après la loi de Kohlrausch :

$$\sigma(t) = (\lambda_{H^+}^0 + \lambda_{Br^-}^0)x(t) + \sigma_0$$

- On impose un intervalle de temps constant Δt entre chaque mesure de conductivité. On admet que la cinétique est d'ordre 1 en bromure de tertio-butyle (car S_{N1} , l'étape cinétiquement déterminante est la formation du carbocation) :

$$x(t) = a(1 - e^{-kt})$$

- On montre alors :

$$\sigma(t_n) = cst + \sigma(t_{n+1})e^{k\Delta t}$$

Où $t_{n+1} = t_n + \Delta t$

- Il suffit alors de tracer $\sigma(t_n)$ en fonction de $\sigma(t_{n+1})$ pour obtenir une droite de pente $e^{k\Delta t}$.

Explication manip : (Hydrolyse du bromure de tertiobutyle; voir Florilège p.71 ou images capturées dans dossier)

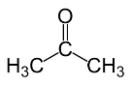
- En fait, le protocole a été un peu modifié. On utilise le bromure de tertiobutyle plutôt que le chlorure de tertiobutyle car la réaction est alors plus rapide. Cela est dû à la meilleure polarisabilité des halogènes lorsque l'on descend dans la classification périodique des éléments (facteur 100 sur la vitesse de réaction).

- On n'a pas besoin d'étalonner le conductimètre mais on peut tout de même le faire par acquis de conscience en utilisant une solution étalon dont on connaît le conductivité (par exemple KCl à 0,1

Température (°C)	Conductivité σ (mS/cm)
19	11,43
20	11,67
21	11,97
22	12,15
23	12,39

mol/L \Rightarrow). Cela permet de s'affranchir de la constante de cellule.

- On prépare alors deux solutions (on rappelle que le moment dipolaire de l'eau est de 1,85 Debye et que celui de l'acétone est plus élevé et de 2,88 Debye):

- Solution 1 : (20 mL d'eau + 30 mL d'acétone )
- Solution 2 : (30 mL d'eau + 20 mL d'acétone)

Ainsi du fait de la différence de moment dipolaire en l'eau et l'acétone, **la solution 1 est plus polaire que la solution 2)**

- En préparation **on ajoute 1 mL de bromure de tertiobutyle à la solution 2** et on mesure *via* Synchronie la conductivité en fonction du temps avec un pas Δt bien choisi. Cette mesure dure **10 min**.

- Devant le jury on ajoute **1 mL de bromure de tertiobutyle à la solution 1** et fait la même chose que précédemment (**mesure dure 5 min**).

- On compare les pentes *via* la méthode de Guggenheim. En déduire les constantes de réaction avec leurs incertitudes (ne pas se tromper sur l'unité !)

EXPERIENCE 4

- On déduit des résultats de l'expérience que plus le solvant est polaire (plus la proportion en acétone est grande) et plus la réaction est rapide. Ceci se comprend car l'étape cinétiquement déterminante est la formation du carbocation et les ions sont plus facilement solubilisés dans un solvant polaire.

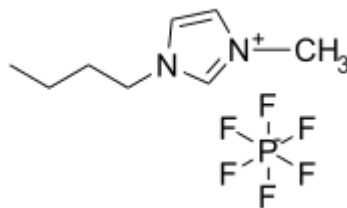
Conclusion : Autre applications : **CCM** ou **recristallisation** (voir leçon 1)

Ou utilisation **solvant verts** :

- Dans l'industrie chimique, les solvants sont souvent des composés organiques volatils (appelés **COV**). En guise d'exemple on peut penser à l'éthanol ou à l'acétone. Ces COVs posent des problèmes environnementaux et sanitaires. En effet ils sont souvent inflammables ou toxiques.

- Un des aspects de la chimie durable consiste à minimiser l'utilisation des COVs.

- On peut utiliser par exemples des liquides ioniques (sels possédant température de fusion basse,



parfois en dessous de la température ambiantes).

hexafluorophosphate+butylmethyllimidazolium). Ces solvants ont plusieurs avantages, ils sont notamment non volatils et non inflammables. Seulement ils sont toxiques et chers (mais recyclables).

- On peut aussi utiliser des fluides supercritiques. On peut penser au CO_2 supercritique (point critique à 31°C et 74 bar) qui a la faculté d'être ni toxique ni inflammable et qui solubilise apparemment bien les composé organiques.