

LP 12 : FILTRAGE EN ÉLECTRONIQUE ANALOGIQUE ET NUMÉRIQUE

22 mai 2022

Nathan Berrit & Juliette Colombier

Oui

Niveau : MPSI

Commentaires du jury

Bibliographie

🔗 *chimie MPSI*, Fosset¹

→ .

Prérequis

- Produit de convolution
- Effet Doppler
- circuit électrique en RSF

Expériences



Solubilité ; miscibilité.

Grandeurs caractéristiques et propriétés de **solvants** moléculaires : moment dipolaire, permittivité relative, caractère protogène. Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.

Associer une propriété d'un **solvant** moléculaire à une ou des grandeurs caractéristiques. Interpréter la miscibilité ou la non-miscibilité de deux **solvants**. Interpréter la solubilité d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.

FIGURE 1 – Programme MPSI

Table des matières

1	Mise en solution et propriétés	2
1.1	Propriétés des solvants moléculaires	2
1.1.1	Polarité	2
1.1.2	Permittivité	2
1.1.3	Proticité	3
1.2	Processus de solvatation	3
1.3	Solvants et chimie verte	4
2	Choix du solvant	5
2.1	Extraction liquide/liquide	5
2.2	CCM	5

1. Par soucis de place toujours, je pense pas qu'il soit nécessaire de mettre les références exactes surtout pour un livre classique.

Introduction

Un **solvant** est une espèce le plus souvent liquide qui a la capacité de solvater une autre espèce.



Mettre du sel dans différents solvants et voir qu'il en reste plus en moins au fond. (faire eau, éthanol, huile ...)

1 Mise en solution et propriétés

Interactions stabilisante entre soluté et solvant = **solvation**. On va regarder quelques propriétés des solvants qui ont un lien avec ces interactions.

1.1 Propriétés des solvants moléculaires

1.1.1 Polarité

Un solvant constitué par des molécules possédant un moment dipolaire important est un **solvant ionisant**.

Compte tenu du champ électrique que les molécules polaires sont capables d'engendrer à leur voisinage, l'introduction de solutés partiellement ioniques (par exemple H-Cl possédant un fort caractère $+\delta$ sur l'atome d'hydrogène et un fort caractère $-\delta$ sur l'atome de chlore) dans ce type de solvant s'accompagne d'une évolution du soluté en paires d'ions (de type H⁺Cl⁻).

Comme le moment dipolaire des molécules de solvant est important, on a des interactions stabilisantes ions-dipôles ou encore dipole-dipole ce qui explique l'importante solvation des ions et des molécules possédant un moment dipolaire fort.

On dit souvent qu'un solvant est polaire (cette définition n'est pas très précise) mais permet de se rappeler qu'un solvant polaire solvatera des soluté polaires.

Dressons un tableau comparant les moments dipolaires de solvants usuels.

Solvant	μ (D)
cyclohexane	0
dichlorométhane	1,86
Éthanol	1,69
Eau	1,85
Acétone	2,88

À retenir : Ordre croissant de polarité des solvants : Alcanes > Éthers > Cétones/Esters > Alcools > Eau et acide carbo

1.1.2 Permittivité

La permittivité relative, qu'on note ϵ_r , intervient dans l'expression d'énergie d'interaction entre deux ions de charges z_1e et z_2e situés à une distance r .

$$U(r) = \frac{z_1 z_2 e^2}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r r} \quad (1)$$

On voit que plus ϵ_r est élevée, plus l'énergie d'interaction est faible et donc plus il est probable de rencontrer des ions séparés de leur contre ion car l'agitation thermique est suffisante pour vaincre l'attraction. Si la permittivité relative est faible alors les ions sont sous forme de paires d'ions.

Définition

Les solvants dans lesquels existent des paires d'ions non séparés sont dits **non-dissociants**, les interactions pour lesquels les ions sont séparés sont dits **dissociants**.

Pour se donner une limite numérique, on dit en première approx que si ϵ_r est inférieure à 10 alors les solvants ne sont pas dissociants, ceux dont ϵ_r est comprise entre 10 et 30-40 sont dissociants et ceux pour lesquels ϵ_r est supérieure à 40 sont dits totalement dissociants.

Reprenons notre tableau comparatif :

Solvant	μ (D)	ϵ_r
cyclohexane	0	2
dichlorométhane	1,86	10,4
Éthanol	1,69	24,8
Eau	1,85	78,5
Acétone	2,88	20,7

On observe une certaine corrélation entre moment dipolaire et permittivité relative mais pas simple.

Exemple de l'eau

On peut faire le calcul de l'énergie d'interaction pour l'eau en considérant NaCl donc $z_1 = -z_2 = 1$, on trouve $U = -7,0 \cdot 10^{-21} \text{J}$ et à température ambiante $k_B T = 4,1 \cdot 10^{-21} \text{J}$. Ces deux valeurs sont très proches.

1.1.3 Proticité

Définition

Un solvant **protique** (ou **protogène**) est un solvant constitué par des molécules potentiellement donneuses de protons (ie possédant un atome d'hydrogène polarisé positivement), contrairement aux solvants **aprotiques**.

Un solvant protique pourra donc établir des liaisons hydrogènes, qui comme vous le savez vont stabiliser l'interaction entre solvant et soluté et donc assurer une bonne solvation.

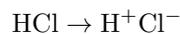
Récapitulons tout ça :

Solvant	Polarité	Pouvoir dissociant	Proticité
cyclohexane	apolaire	pas dissociant	aprotique
dichlorométhane	polaire	peu dissociant	aprotique
Éthanol	polaire	moyennement dissociant	protique
Eau	polaire	très dissociant	protique
Acétone	très polaire	moyennement dissociant	aprotique

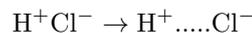
1.2 Processus de solvation

On va regarder le processus de solvation à travers un exemple : HCl dans l'eau. HCl possède des liaisons partiellement ionique et l'eau est polaire protique dissociant. On distingue trois étapes :

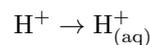
- Étape **d'ionisation** : création d'une paire d'ions soit



- Étape de **dissociation** : séparation de la paire d'ions



- Étape de **solvation** : établissement d'interactions attractives stabilisantes entre le soluté et le solvant.



et de même pour Cl^- .

Classifications des solvants usuels :

On remarque la plupart des solvants usuels n'ont pas l'air très sympas que ce soit pour nous ou pour l'environnement.

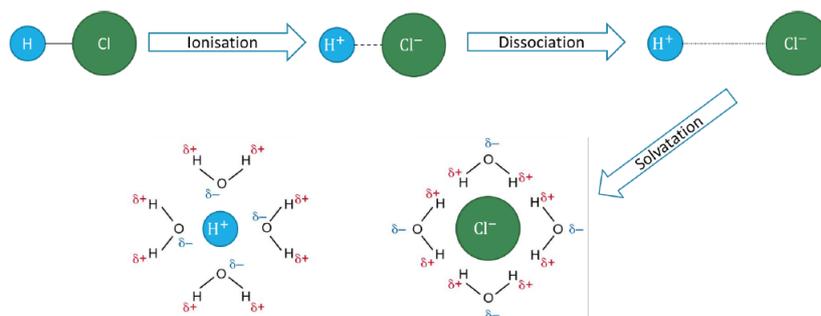


FIGURE 2 – J'ai pas trouvé la source...Mais on peut le faire au tableau en soit

Solvant	$\mu(D)$	ϵ_r	Type	Dangers
Cyclohexane	0	1.0	Apolaire	
Toluène	0.4	2.4	Apolaire	
Éther diéthylique	1.1	5.7	Polaire aprotique	
Dichlorométhane	1.5	8.9	Polaire aprotique	
DMSO	4.06	47	Polaire aprotique	
THF	1.75	7.6	Polaire aprotique	
Propanone	2.7	20.7	Polaire aprotique	
Acide éthanoïque	1.5	6.2	Polaire protique	
Éthanol	1.7	24.3	Polaire protique	
Eau	1.8	78.5	Polaire protique	

FIGURE 3 – source : éléments

1.3 Solvants et chimie verte

En plus d'être dangereux, les solvants représentent plus de 50% des déchets de l'industrie pharmaceutique! (Augé, chimie verte). Ce qu'on peut faire c'est limiter les dégâts en utilisant moins de solvant, des solvants plus propre, en le recyclant.

On peut aussi faire passer l'idée que c'est chaud de balancer les trucs à l'évier en TP, qu'il faut réfléchir avant. Les solutions :

- La meilleure des solutions c'est de ne pas avoir de solvant : estérification au micro onde par exemple.
- On peut utiliser aussi des solvants propres : exemple l'extraction de la caféine des grains de café avec du CO_2 super critique.
- Le 2-méthyltetrahydrofurane issu de la canne à sucre est une bonne alternative au toluène ou au THF

↓ Ok maintenant qu'on sait tout ça on va traiter des exemples pour comprendre comment choisir son solvant

2 Choix du solvant

2.1 Extraction liquide/liquide



Mesure du coefficient de partage du diiode

🔗 Fosset exp ou Fosset MPSI ⊖

On dissoud du diiode solide dans du cyclohexane (attention le Fosset se met au bord de la saturation mais c'est relou donc se mettre un peu en dessous mais pas bcp pour pas galérer à titrer). C'est long donc le lancer au début avec un peu de chauffage et d'agitation. Un fois que c'est dissous en en met un peu dans beaucoup d'eau et on agite pendant longtemps. Après on met dans une ampoule à décanter et on sépare les deux phases et on titre.

2.2 CCM



Jaune tartrazine

🔗 Julie et Tristan ⊖ ?

On fait une CCM de jaune de tartrazine avec deux éluants différents : éther de pétrole (ça monte pas) et acétone (ça monte très bien).