

Entités chimiques entre elles

I Principe de cohésion de la matière au niveau atomique et moléculaire

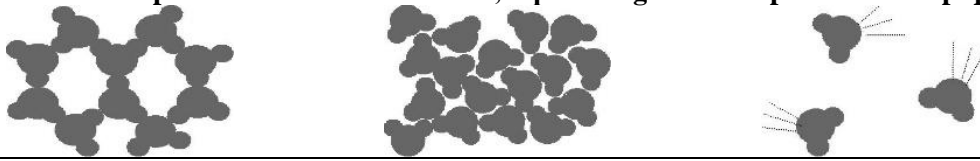
1) Les trois états de la matière

Document 1 : exemple de chauffage d'une espèce chimique PURE initialement solide : aspect macroscopique

On décide chauffer une espèce chimique PURE (ensemble composé d'un même type de molécules, d'atomes ou de cristal ionique) initialement à l'état solide (par exemple H₂O(s), glace). On apporte alors continuellement de l'énergie à l'espèce chimique dont la température θ va augmenter avec le temps t . L'allure est la suivante :



Document 2 : exemple de l'eau aux états solide, liquide et gazeux : aspect microscopique



Synthèse : compléter les cases du tableau suivant

Durée	Etats de la matière rencontrés	Au niveau microscopique	Au niveau macroscopique	Rôle de l'énergie fournie lors du chauffage
Durée 1	Tout est solide	<ul style="list-style-type: none"> - chaque entité (molécule, atome ou ion de l'espèce) est proche de ses voisines et fixe dans l'espace en moyenne - Fortes interactions entre entités donc forte cohésion car des liaisons fortes et existent entre entités - Les entités vibrent autour d'une - Les entités sont « bien rangées » : il règne un dans la matière condensée solide 	un solide, soumis à aucune contrainte, ne se	rompre très progressivement quelques liaisons entre entités mais ce sont surtout les molécules qui de plus en plus vite.
Durée 2		L'ordre est	La température est fixe et appelée température ... et notée θ_{fus}	rompre progressivement des liaisons et les entités s'espacent alors les unes des autres tout en étant encore
Durée 3		<ul style="list-style-type: none"> - chaque entité est proche de ses voisines mais dans l'espace : les entités « glissent » les unes sur les autres. - Interactions entre entités plus faibles et donc moindre cohésion car des liaisons ont disparu entre entités. - Les entités se les unes par rapport aux autres - absence d' dans la matière condensée liquide 	un liquide Surface	rompre très progressivement encore quelques liaisons entre entités mais ce sont surtout les molécules qui de plus en plus vite
Durée 4			La température est fixe et appelée température ... et notée la quasi-totalité des liaisons entre les entités. Chaque entité devient « libre » et ne « perçoit » quasiment plus les autres.
Durée 5		<ul style="list-style-type: none"> - chaque entité est - Interactions entre entités quasi inexistantes (cas théorique du gaz parfait : aucune interaction) - Les entités se les unes par rapport aux autres complètement - absence totale d' dans la matière gazeuse 	un gaz	augmenter

2) Pourquoi de la cohésion entre entités ?

a) Rappel : premier type de liaison : cohésion dans les molécules, la liaison covalente

Au sein d'une molécule, la cohésion entre est assurée par la mise en commun d'électrons pour former des d'électrons.

Si 1 doublet liant entre deux atomes : 1 liaison

Si 2 doublets liants entre deux atomes :

Si 3.....

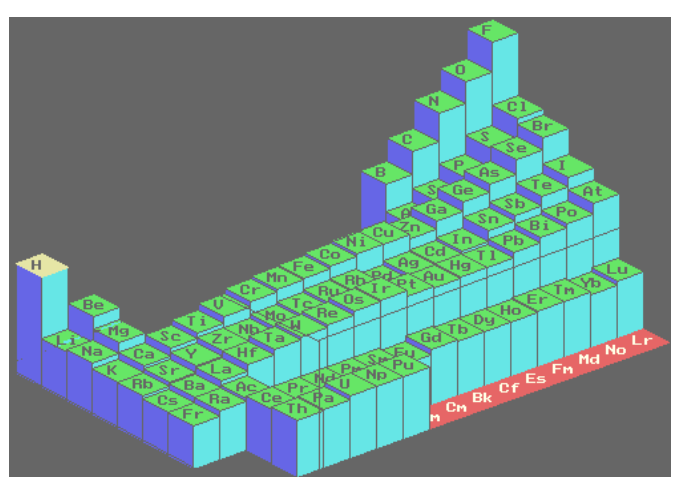
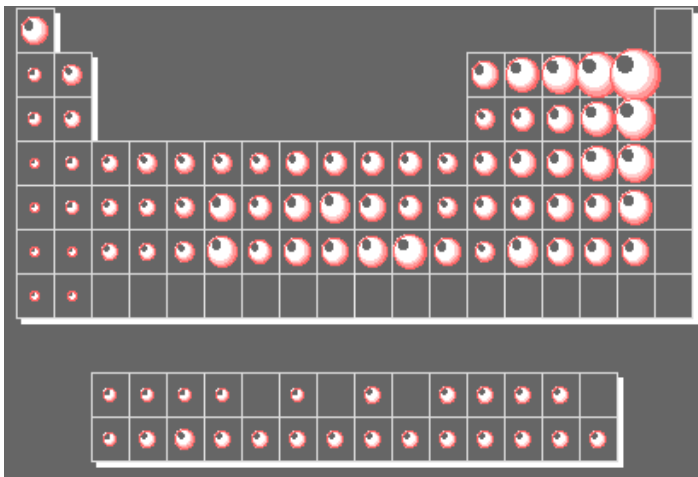
b) Electronégativité

L'électronégativité χ d'un atome traduit la propriété qu'il possède d'attirer à lui les électrons d'une liaison covalente dans laquelle il est engagé.

On peut prévoir l'électronégativité relative des atomes à partir du tableau périodique : l'électronégativité augmente lorsqu'on se déplace de gauche à droite et de bas en haut du tableau, la colonne des gaz nobles étant mise de côté (ils n'interviennent pas dans les molécules).

H 2.2																			He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98			Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.9	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16			Ar
K 0.82	Ca 1	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.9	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96			Kr
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 2.1	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.2	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66			Xe
Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2	At 2.2			Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus			Uuo
*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm	Sm 1.17	Eu	Gd 1.2	Tb	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb	Lu 1				
**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.7	Np 1.3	Pu 1.3	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Tableau périodique des éléments utilisant l'échelle d'électronégativité de Pauling



Se rappeler de l'enchaînement suivant : $\chi(F) > \chi(O) > \chi(Cl) \approx \chi(N) \approx \chi(Br) > \chi(I) \approx \chi(C) \approx \chi(H)$.

Lorsque deux atomes liés par une liaison covalente ont des électronégativités différentes, les doublets de la liaison se rapprochent de celui qui est L'atome le plus électronégatif se charge alors légèrement négativement (charge notée δ^-) tandis que l'autre se charge positivement (charge notée δ^+). La liaison est alors dite

molécule	Formule de Lewis (à donner ou à compléter en essayant de respecter les angles)	Liaisons polarisées	Liaisons non polarisées	Molécule polaire ou apolaire
Fluorure d'hydrogène HF				
Diiodure I ₂				
Dioxyde de carbone CO ₂				
Eau H ₂ O				
Alcane par exemple propane				
Alcool par exemple propan-1-ol				
Dichlorométhane CH ₂ Cl ₂				
Acétone (propan-2- one)				
Tétrachlorure de carbone CCl ₄				
(Z) 1,2- dichloroéthène				
(E) 1,2- dichloroéthène				

c) Molécule polaire / molécule apolaire

A partir de la localisations des charges partielles δ^- et δ^+ d'une molécule, on peut en déduire le lieu des centres géométriques (ou barycentres) des charges négatives noté G⁻ et des charges positives noté G⁺.

- Si ces deux centres coïncident, la molécule est dite, son moment dipolaire permanent est nul.
- Si ces deux centres ne coïncident pas, la molécule est dite, son moment dipolaire permanent (ou dipôle permanent) est non nul et on le modélise par un vecteur symbolisé par un segment fléché $\vec{\mu}$ dirigé de G⁻ vers G⁺.

Faire figurer en vert G⁺ et G⁻ dans les molécules précédentes, en déduire l'existence d'un moment dipolaire à dessiner en vert le cas échéant pour chacune d'elles et indiquer se les molécules sont ou non polaires.

d) Dédution 1 : deuxième type de liaison (après la liaison covalente) avec le cas limite d'une très grande électronégativité entre deux atomes : cohésion entre ions et liaison ionique

Prenons l'exemple de NaCl (formule du sel de cuisine). Donner la formule de Lewis attendue pour NaCl : $Z(\text{Na}) = 11$ et $Z(\text{Cl}) = 17$.

Cette molécule est-elle polaire ?

L'interaction est donc dans ce cas bien davantage une interaction entre ions de charges différentes donc de nature modélisée par une liaison électrostatique plutôt qu'une liaison covalente entre deux atomes. Cette liaison est dite « ionique ».

e) Dédution 2 : troisième type de liaison : cohésion entre entités et liaisons de van der Waals

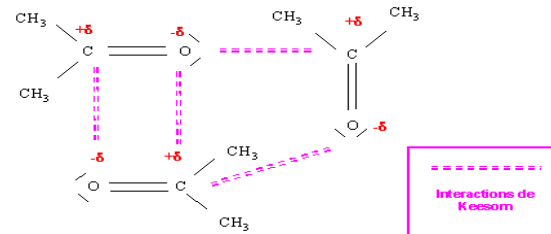
Ces forces ont été nommées en l'honneur du physicien **néerlandais Johannes Diderik van der Waals** (1837 — 1923), **prix Nobel de physique** 1910. D'origine quantique, elles modélisent les interactions entre les nuages électroniques et les noyaux des molécules.

Complément à lire (limite du programme) :

- Si ces entités possèdent toutes deux un moment dipolaire permanent, les interactions sont dites de Keesom.

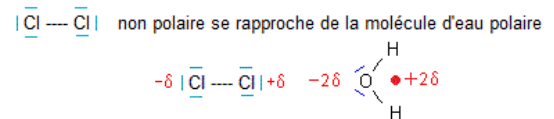
Exemple : molécules d'acétone entre elles

(source : futurasciences)



- Si l'une d'entre elles possède un moment dipolaire permanent et pas l'autre, à l'approche des deux entités, celle apolaire devient polaire par apparition d'un moment dipolaire et les interactions sont dites de Debye.

Exemple : Cl₂ dans H₂O



En s'approchant de la molécule H₂O polaire la molécule Cl₂ non polaire se polarise par influence car le nuage électronique de Cl₂ est déformable.

- Si les deux entités sont apolaires, à leur approche, un déséquilibre momentané fait apparaître des charges partielles et donc des moments dipolaires induits et les interactions sont dites de London.

Exemple : les dihalogènes F₂, Cl₂, Br₂, I₂ sont des molécules non polaires mais présentent une cohésion entre elles à cause des interactions de London.

Les liaisons de van der Waals sont d'autant plus nombreuses et donc la cohésion est d'autant plus marquée que les entités (souvent des molécules) sont..... et vice-versa.

f) Dédution 3 : quatrième type de liaison : cohésion entre entités et liaison hydrogène

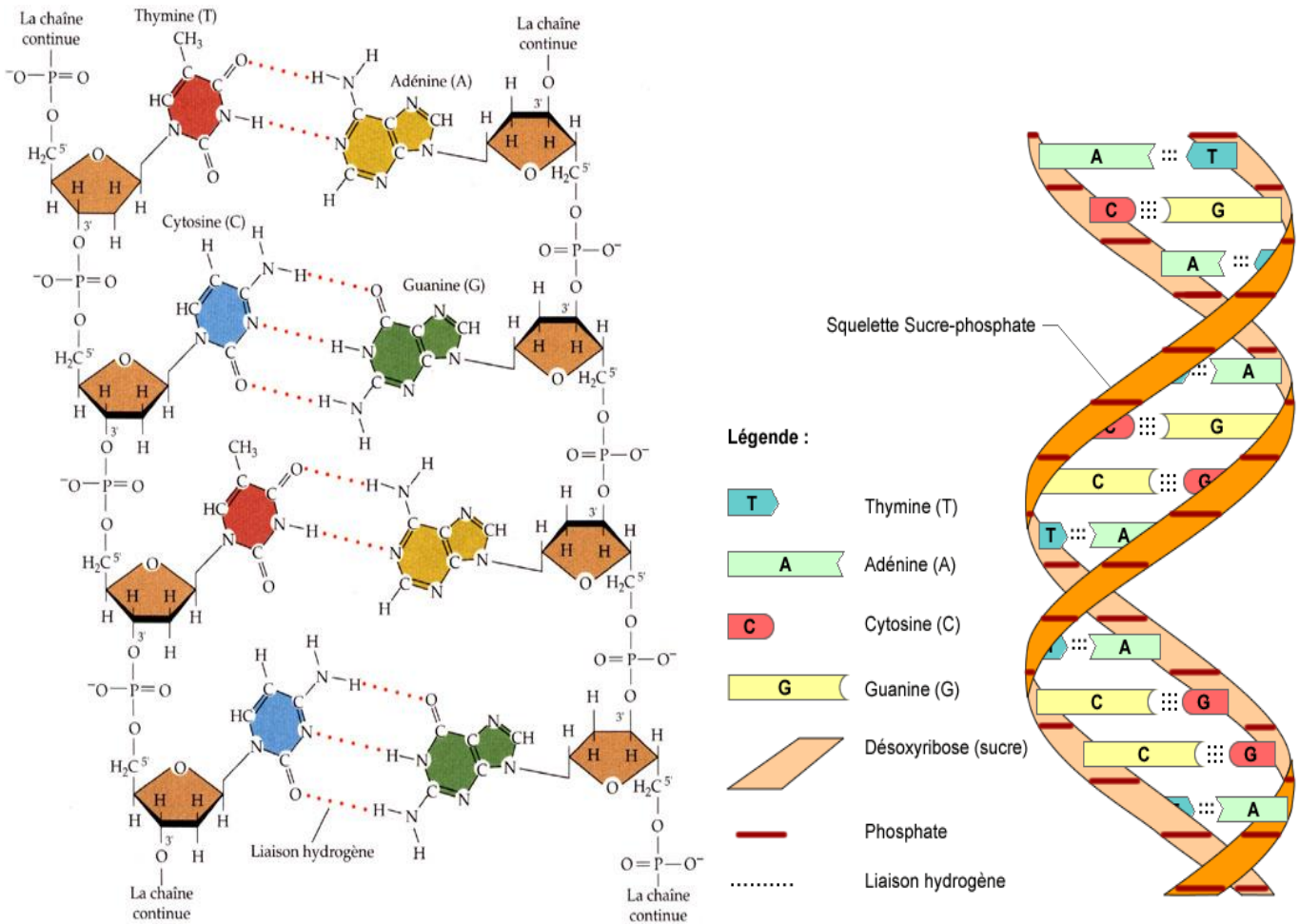
3 conditions doivent être réunies :

- Présence d'un atome d'H
- Cet atome d'H, pour former une liaison H, doit être chargé partiellement positivement donc être lié à un atome plus électronégatif que lui par une liaison covalente. Impossibilité dans le cas contraire.
- Il doit être en vis-à-vis avec un troisième atome portant des doublets non liant (appartenant à la même molécule ou pas) pour interagir avec les électrons (chargés négativement) de ce ou ces doublets. On modélise cette interaction par une liaison hydrogène entre l'atome de H et ce troisième atome ; elle est symbolisée par des traits en pointillés. Les trois atomes (atome électronégatif, atome d'hydrogène et atome portant des doublets non liants) sont de préférence alignés, dans cet ordre.

Exemple entre deux molécules d'eau :

entre l'acétone et l'ammoniac :

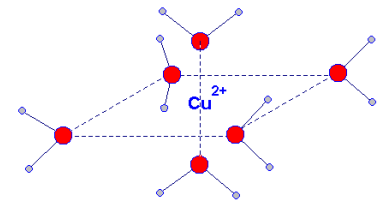
Exemples importants en biologie : appariement des nucléotides suivant la base azotée qu'ils portent.



g) Cohésion entre ion et molécules (voir aussi paragraphe sur les solides ioniques et leur dissolution)

Un ion est avantagement entouré et stabilisé par une molécule polaire (c'est-à-dire est plus stable que s'il était tout seul) par une interaction de type électrostatique. C'est notamment le cas avec

.....
Exemple avec un ion monoatomique (dérive d'un seul atome) : l'ion Cu^{2+} dans l'eau :



Exemple avec un ion moléculaire (dérive d'une molécule soit plusieurs atomes) l'ion HO^- dans l'eau :

h) Classement énergétique des différentes liaisons

Classer les liaisons de la plus forte à la plus faible : Liaison covalente, liaison ionique, liaison de van der Waals, liaison hydrogène

i) Règles générales de cohésion ou stabilité

La cohésion d'un ensemble d'entités sera d'autant plus forte que, entre deux entités en interaction :

- les liaisons engagées sont plus
- les liaisons engagées sont plus

II Conséquence 1 : miscibilité ou non miscibilité de 2 liquides

1) Règle générale (en complément du i) précédent)

« Qui se ressemble, en terme d'interactions, s'assemble »

Deux espèces polaires seront donc miscibles, deux espèces apolaires également. Mais une espèce polaire préférera rester au sein d'elle-même plutôt que de se mélanger avec une espèce apolaire et vice et versa : espèce polaire et espèce apolaire sont non miscibles.

La miscibilité est accrue avec la présence possible de liaisons H entre les deux espèces.

Lorsque deux liquides sont non miscibles, il y a apparition de **deux phases**. Sinon, le mélange est **homogène**.

Attention ! Cette règle est une tendance : une non miscibilité totale n'existe pas dans la réalité. Mais elle peut être très faible pour être considérée comme nulle.

2) Exemples

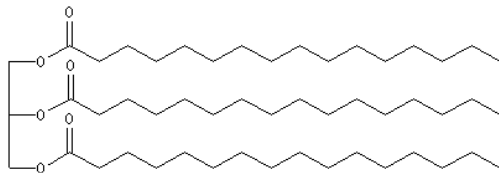
a) Mélanges d'hydrocarbures

(*) Rappeler la définition d'un hydrocarbure.

(*) Pourquoi les hydrocarbures sont-ils miscibles entre eux ?

(*) Quel mélange d'hydrocarbures confirme cette tendance ?

b) Huile dans l'eau



molécule de triester d'acides gras présente dans l'huile

L'huile et l'eau sont peu miscibles entre elles.

(*) Quelle expérience simple permet de le montrer ?

(*) Rappeler pourquoi l'eau est un solvant polaire.

(*) Sur la molécule de triester d'acide gras ci-dessous, mettre en évidence en rouge trois grandes chaînes carbonées qui confèrent à la molécule un caractère plutôt apolaire, une autre courte chaîne carbonée (C et H) de trois atomes de C qui a la même tendance en vert, et trois parties qui ont plutôt un caractère polaire en justifiant succinctement.

(*) Expliquer alors le fait qu'huile et eau sont peu miscibles entre elles.

3) Application : méthodes de séparation de deux liquides

a) Liquides non miscibles

On utilise une

En général, il y a une phase aqueuse polaire et une phase.....

Pour savoir où se trouve la phase aqueuse, on rajoute une goutte d'eau dans l'ampoule :

b) Liquides miscibles (inclure le TP de la distillation fractionnée)

On utilise la distillation fractionnée. Connaître le principe, les conditions d'utilisation, le schéma du montage et le rôle de chaque partie du montage.

III Conséquence 3 : températures de changement d'état

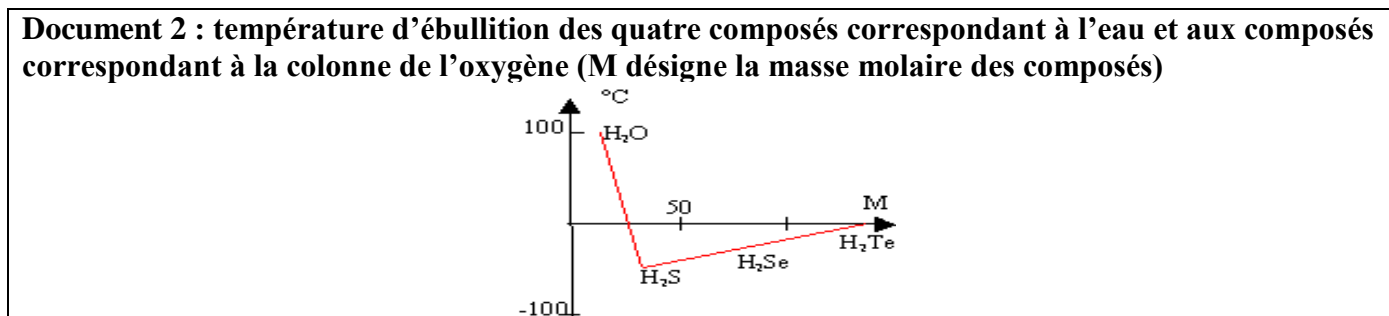
1) Températures d'ébullition des alcanes et des alcools (non ramifiés) sous pression atmosphérique

Nb de carbones	1	2	3	4	5	6
Alcane nom	CH ₄ méthane	CH ₃ -CH ₃				
θ_{eb} (°C)	-161,7	-88,6	-42,1	-0,5	36,1	68,7
Alcool (de type -1-ol) nom	CH ₃ -OH	CH ₃ -CH ₂ -OH				
θ_{eb} (°C)	65,0	78,5	97,4	117,2	137,3	158,0

- a) Compléter le tableau
b) Analyser ces données (que signifie « analyser » ???) en les commentant.

c) Interprétez les constatations précédentes

2) Températures d'ébullition de l'eau et de la série correspondante à la colonne de l'oxygène



a) Analyser le graphique en le commentant.

b) Interpréter les constatations précédentes. Commenter.

3) Températures de fusion d'un cristal ionique et d'un cristal moléculaire

Un cristal ionique (comme du sel de cuisine NaCl(s)) a une température de fusion beaucoup plus élevée que la température de fusion d'un cristal moléculaire (comme du sucre alimentaire).

Interpréter ce résultat.

IV Conséquence 2 : séparation par extraction, séparation par chromatographie

1) Extraction liquide/liquide

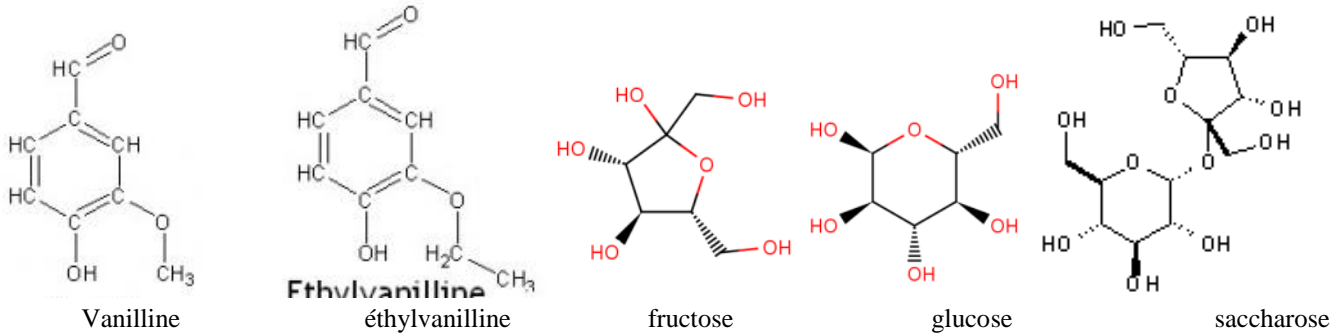
(à apprendre par cœur et cela doit vous apparaître logique) Lorsqu'on veut isoler *un soluté* présent dans *un solvant liquide n°1* des autres solutés présents dans ce solvant, on peut le faire en le faisant passer *sélectivement* dans un autre solvant appelé *solvant extracteur* grâce à une extraction liquide/liquide si deux conditions sont remplies :

- (*) Le solvant n°1 et le solvant extracteur ne doivent pas être sinon l'extraction ne pourrait pas avoir lieu (tout se mélangerait)
- (*) L'espèce à extraire doit présenter plus d'affinité dans le solvant que dans le solvant sinon elle préférerait rester dans le solvant n°1 et donc ne serait pas « extraite » vers le solvant extracteur.

On utilise une ampoule à décanter.

(*) *Exemple de mise en pratique* : la vanilline est une espèce naturelle (c'est-à-dire) produite dans les gousses de vanille que l'on retrouve dans le sucre dit « vanillé ». L'extraction depuis les gousses étant chère, cette espèce naturelle est souvent remplacée par l'espèce synthétique équivalente, préparée en laboratoire et dont la synthèse est moins chère. Les molécules sont strictement Mais bien souvent, on remplace la vanilline par de l'éthylvanilline, elle complètement synthétique mais dont le goût est 10 fois plus prononcé et présent dans les sucres « vanillinés » en exclusivité ou en mélange avec de la vanilline synthétisée.

Dans les sucres vanillé et vanillinés, on trouve également des sucres comme le glucose, le fructose ou le saccharose (composé d'un fructose et d'un glucose reliés entre eux). Voici les formules de ces différentes molécules :



- Dissoudre pour les groupes impairs, une spatule de sucre vanillé dans 30 mL d'eau, dans un erlenmeyer de 100 mL. Faire la même chose avec le sucre vanilliné pour les groupes pairs. Bien remuer avec un agitateur en verre.
(*) A votre avis, pour quelle raison la dissolution est-elle bonne avec ce solvant (pourquoi s'y dissout-il correctement ou pourquoi ne reste-t-il pas solide au fond du récipient ?)

(*) Choisir un ou deux solvants extracteurs de la vanilline ou de l'éthylvanilline, suivant les groupes, parmi les suivants :

Eau

Ethanol, formule développée ?

Dichlorométhane, formule développée ?

Ether de pétrole : mélange d'alcane linéaires.

Justifier votre choix parfaitement en utilisant les conditions d'une bonne extraction, en rappelant les formules développées de ces solvants et en raisonnant sur les interactions au niveau microscopique qui auront, ou non, lieu. Attention ! Un solvant extracteur qui remplit toutes les conditions n'existe par malheureusement, dans la plupart des cas. Il faut donc utiliser le solvant qui se le plus du solvant extracteur « idéal ».

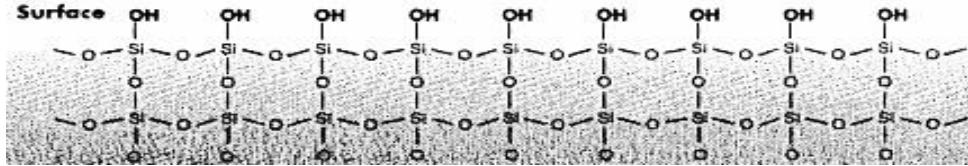
- Faites alors l'extraction avec 20 mL de solvant retenu. (savoir rédiger le protocole). Obtenir la phase intéressante contenant l'espèce extraite dans un bécher de 50 ou 100 mL. Est-ce la phase aqueuse ou organique ? La phase inférieure ou supérieure ? Comment le savoir ?

2) Chromatographie

a) Principe (revoir le vocabulaire dans un cours de seconde)

(*) Les différentes espèces du dépôt d' sur la d'une plaque chromatographique peuvent migrer, sous l'action d'un solvant appelé à différentes vitesses suivant leur affinité avec la plaque de silice appelée phase vis-à-vis de leur affinité avec l'éluant appelé phase Si les interactions attractives (type liaisons ou) sont plus nombreuses avec la phase fixe qu'avec l'éluant, l'espèce migrera peu / beaucoup (barrer) mais si ces interactions sont aussi importantes voire plus importantes avec l'éluant, l'espèce migrera beaucoup en

Voici la structure de la silice :



(*) Quelle est la nature de la phase silice (polaire : apolaire) et quelles liaisons peut-elle faire apparaître avec les espèces déposées à sa surface ?

(*) Une espèce polaire migrera-t-elle beaucoup ou peu sur la plaque relativement à une espèce peu polaire avec un même éluant donné ? Justifier.

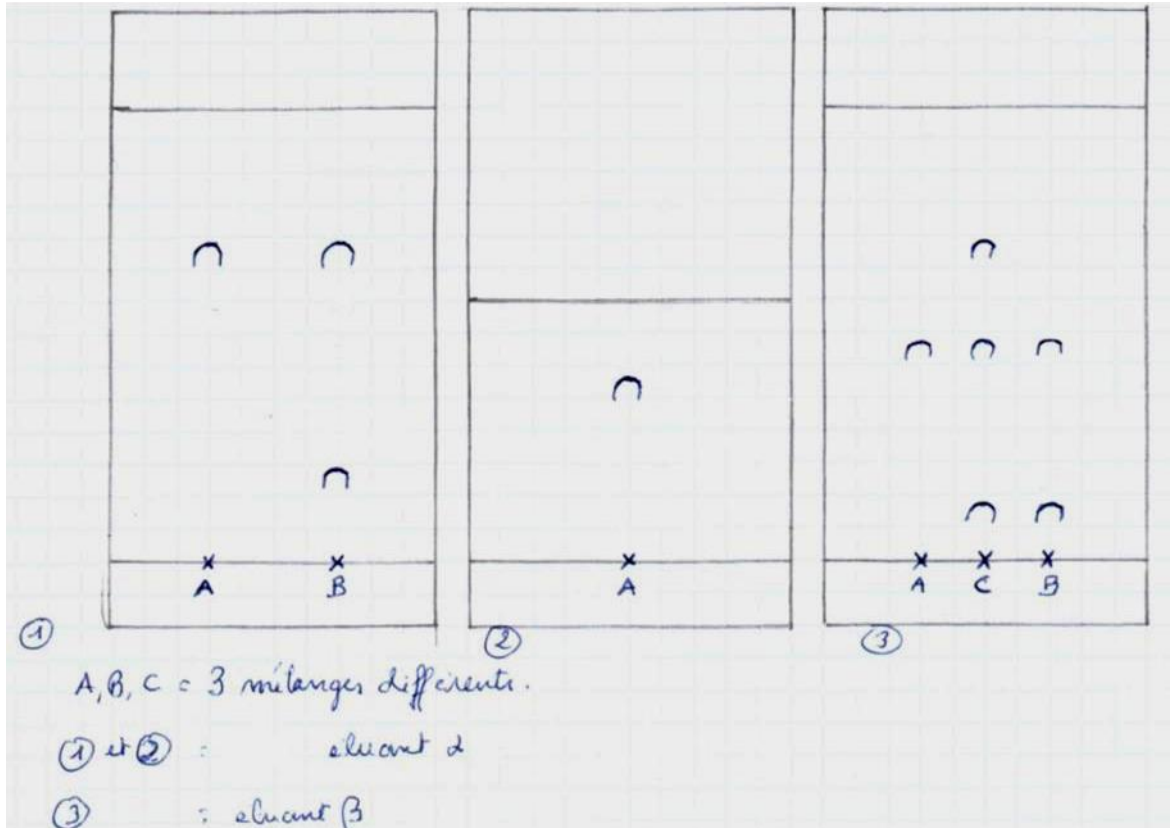
- On utilise deux éluants : l'un (éluant 1) ayant 65% en volume de diéthyl éther $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ et 35% d'éther de pétrole et l'autre (éluant 2) ayant 35% en volume de diéthyl éther et 65% d'éther de pétrole. Faire ce mélange sous hotte en utilisant une éprouvette graduée de 10 mL (3,5 mL de prélevés avec une pipette pasteur en plastique auxquels vous ajouterez 6,5 mL de dans la même éprouvette en complétant à 10 mL avec une autre pipette) et remplir ainsi deux cuves à chromatographie en les identifiant et en posant un couvercle dessus
- Préparez une plaque à chromatographie : la découper afin qu'elle rentre dans la cuve et coupez les deux petits coins inférieurs pour éviter les effets de bord. Légèrement, marquer la ligne de dépôt à 1 cm environ du bord inférieur et y faire deux croix : l'une marquée N pour le sucre d'origine 100% naturelle et l'une marquée S pour le sucre d'origine synthétique.
- Préparer une autre plaque à chromatographie strictement identique.
- Avec des capillaires, déposer environ 8 dépôts sur le N de la phase organique issue de l'extraction de la vanilline naturelle et deux dépôts sur le S de la phase organique issue de l'extraction de la vanilline et/ou éthylvanilline de synthèse (aller voir le groupe voisin pour la phase qui vous manque) sur une des plaques et la mettre à migrer avec le premier éluant, au calme.
- Faire de même avec la deuxième plaque et mettre à migrer avec le second éluant.
- Lorsque l'éluant a migré d'une demi-plaque environ, retirer rapidement et proprement la plaque sans oublier de marquer au crayon très rapidement le front de l'éluant.
- Révéler sous UV (marquer les taches au crayon à papier)

(*) Prévisions : quel éluant est le plus polaire ? Chaque éluant est toujours moins polaire que la silice. En déduire dans quel éluant vont alors migrer davantage les espèces ? Justifier

(*) Parmi la vanilline et l'éthylvanilline, laquelle va suivre davantage l'éluant ? Pourquoi ?

Reproduire les deux chromatogrammes sur une feuille séparée en respectant les longueurs.

Autres exemples de CCM :



La durée d'éluion des plaques 1 et 3 a été la même. Celle pour la plaque 2 a été plus courte.

b) 1^{ère} étape d'analyse du chromatogramme : lecture verticale de chaque dépôt (séparation)

Le dépôt A ne possède-t-il qu'une espèce ? Et le dépôt C ? Justifier.

c) 2^{ème} étape d'analyse du chromatogramme : lecture horizontale de chaque dépôt (.....)

Afin d'identifier les espèces, on détermine les hauteurs dont ont migré les espèces (distance ligne de dépôt-haut de la tache et non pas son centre).

Déterminer les distances de migrations des différentes taches en les nommant h_{A1} , h_{Bsup1} , h_{Binf1} , h_{A2} etc.

De combien de et de quels paramètres dépend la hauteur de migration d'une espèce ? Justifier très proprement.

Mais on préfère plutôt calculer les rapports frontaux correspondant à chaque tache donc à chaque hauteur h . Les rapports frontaux sont répertoriés pour chaque espèce chimique, chaque solvant et chaque type de plaque dans un grand livre de chimie appelé le HANDBOOK.

Rappel $R_f = h / H$ où H est la distance dont a migré l'éluant depuis la ligne de dépôt.

Pourquoi préfère-t-on, en effet, calculer le rapport frontal afin d'identifier les espèces ?

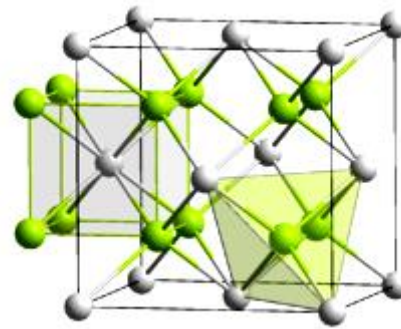
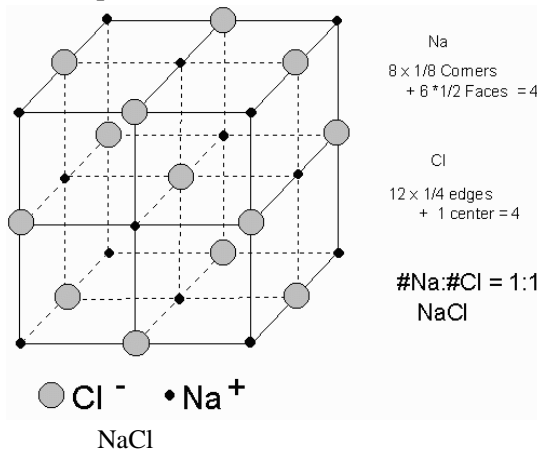
Calculer les rapports frontaux et conclure

Les valeurs trouvées seraient alors à comparer avec celles du

V Conséquence 4 : deux types de solides (au programme)

1) Les solides ioniques

a) Exemples



CaF_2

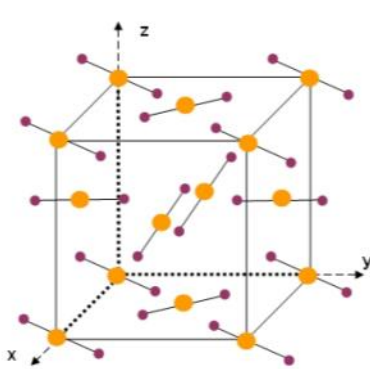
b) Définition

Un solide ionique (ou cristal ionique) est constitué

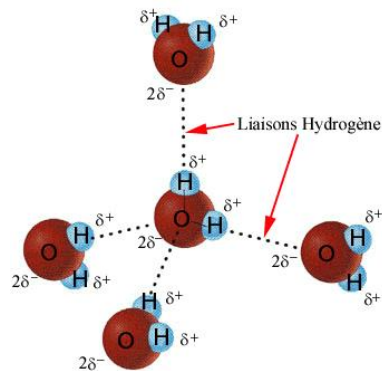
c) Cohésion

2) Les solides moléculaires

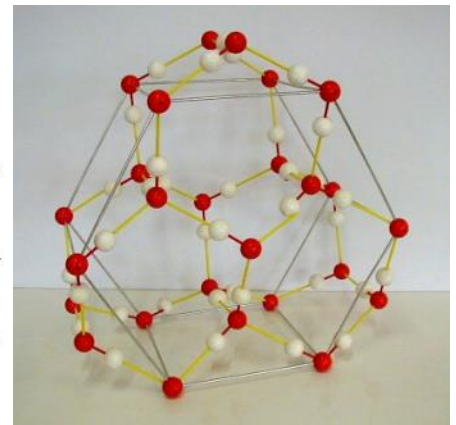
a) Exemples



Carboglâce $\text{CO}_2(\text{s})$



Glâce $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$



b) Définition

Un solide moléculaire (ou cristal moléculaire) est constitué

c) Cohésion

3) dissolution d'un solide dans un solvant

a) Solution, soluté, solvant

Recopier les définitions données en TP

Solvant polaire / apolaire :

b) Règle générale

Un soluté se dissout bien dans un solvant donné si il peut créer avec lui des interactions et former une certaine cohésion :

Un soluté polaire se dissout bien mieux dans un solvant

Un soluté non polaire se dissout bien mieux dans un solvant

Si des liaisons hydrogène peuvent se former entre le soluté et le solvant, la dissolution est d'autant

Un solide ionique se dissout d'autant mieux que le solvant utilisé est

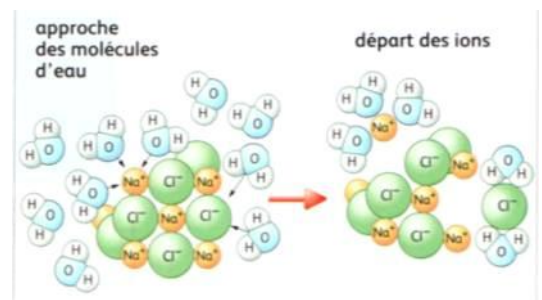
Polarité des solvants : classer la série suivante entre solvants polaires et solvants apolaires :

Eau, alcanes, alcools, tétrachlorure de carbone, dichlorométhane

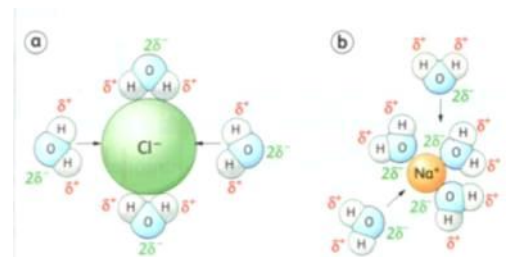
c) Dissolution d'un solide ionique

Un solide ionique ne se dissout pas dans un solvant apolaire mais très bien dans un solvant polaire. Exemple avec l'eau.

a) Dissociation



b) Solvation



c) Dispersion

d) Cas du solide moléculaire

Un solide moléculaire formé de molécules polaires est très soluble dans un solvant

Un solide moléculaire formé de molécules apolaires est très soluble dans un solvant

Les molécules du solide se dissocient aussi les unes des autres par action du solvant mais les interactions mises en jeu sont des liaisons de et éventuellement des liaisons

e) Préparation d'une solution

Voir TP sur la dissolution et la dilution à inclure ici.

Connaître la verrerie à utiliser et les méthodes expérimentales ainsi que la théorie sur la dissolution (concentration molaire en soluté $c_{\text{soluté}}$, masse de soluté à peser) et sur la dilution (facteur de dilution f , solutions mère et fille, lien entre f , $C_{\text{mère}}$, C_{fille} , V_{pipette} , $V_{\text{fiole fille}}$, rédaction de la dilution et choix du bon matériel parmi une liste donnée)

f) Réaction de dissolution et concentration en solution

i) Equation de dissolution

exemples : dissolution de NaCl(s) dans l'eau :

dissolution de $\text{CuCl}_2\text{(s)}$ (donnant entre autre des ions chlorures $\text{Cl}^-_{\text{(aq)}}$) dans l'eau :

dissolution du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\text{(s)}$ dans l'eau :

L'indice « solv » désigne que..... Lorsqu'il s'agit du solvant eau, on utilise plutôt l'indice

ii) Electroneutralité d'une solution ionique (et moléculaire)

iii) Concentration en soluté dissous et concentration effective

* Cas avec CuCl_2

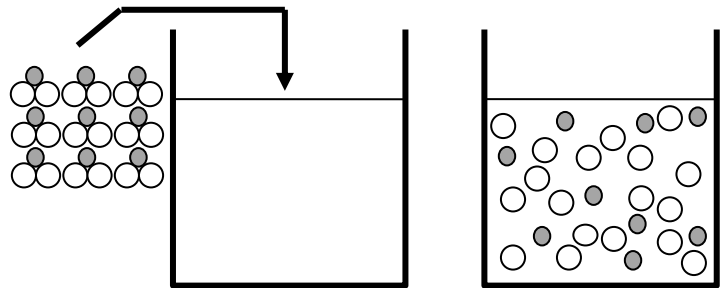
La concentration apportée de la solution aqueuse de dichlorure de cuivre, notée c_{CuCl_2} se calcule par :

Pourquoi ne peut-on pas dire que n_{CuCl_2} est la quantité de CuCl_2 solvaté ?

Dessins correspondants à la dilution :

Qui est véritablement c'est-à-dire *effectivement* en solution ?

On introduit ainsi les concentrations « effectives » des espèces solvatées qu'on note entre crochets :



Lien entre c_{CuCl_2} , $[\text{Cu}^{2+}]$ et $[\text{Cl}^-]$:

En regardant le dessin, lien entre $n_{\text{CuCl}_2\text{(s)}}$, $n_{\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}}$ et $n_{\text{Cl}^-\text{(aq)}}$? Attention à ne pas se tromper !!!

D'où lien entre les trois concentrations avec 2 conditions requises :

Cela se retrouve directement avec l'équation de dissolution en précisant les deux conditions requises :

On a ajouté $m_{\text{CuCl}_2} = 3,0$ g de dichlorure de cuivre qui se sont complètement dissous dans de l'eau pure afin d'obtenir une solution de volume $V_{\text{solution}} = 200$ mL . Déterminer c_{CuCl_2} , $[\text{Cu}^{2+}]$ et $[\text{Cl}^-]$ sachant que $M(\text{CuCl}_2\text{(s)}) = 134,5$ g.mol⁻¹.

* Cas avec NaCl dans l'eau

*Cas avec un composé moléculaire comme du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ dans l'eau

VI : conséquence 5 : effet des molécules tensioactives

Document 1 : milieu colloïdal et émulsion

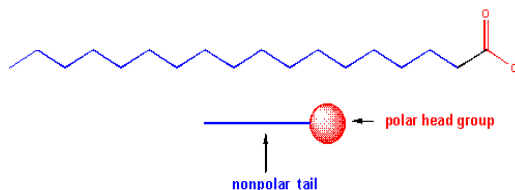
On définit un **milieu colloïdal** comme la dispersion d'une première phase au sein d'une autre phase, les deux phases étant non miscibles. La taille de la phase dispersée est comprise entre 1 nm et 1 µm. L'ensemble doit apparaître homogène à l'œil nu et au microscope optique. La limite supérieure de taille est un peu arbitraire, le critère principal est l'absence de sédimentation évidente. Dans le cas où il y a uniquement deux phases, voici le nom des milieux colloïdaux, noms souvent empruntés directement à la vie courante où les milieux colloïdaux sont très abondants :

		Phase dispersée		
		solide	liquide	gaz
Phase continue	Solide	dispersion	Emulsion solide	Mousse solide
	Liquide	Sol ; suspension	émulsion	Mousse
	gaz	Aérosol (fumée)	Aérosol (brouillard)	

Par abus de langage, les milieux colloïdaux sont souvent appelés « émulsion » alors qu'en toute rigueur, l'**émulsion** est un milieu colloïdal liquide/liquide uniquement.

Document 2 : les molécules amphiphiles

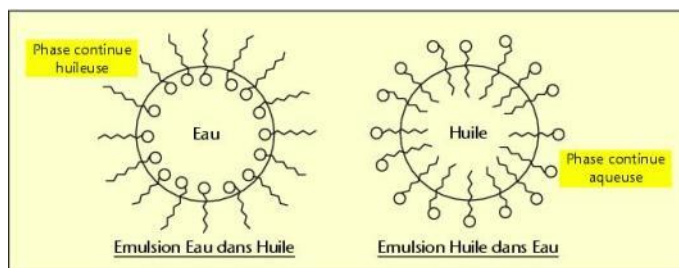
Certaines molécules possèdent une extrémité polaire tandis que le reste de la molécule est apolaire par la présence de longues chaînes carbonées. La tête polaire voire parfois ionique (symbolisée par une boule avec éventuellement sa charge), a des affinités avec l'eau, elle est dite **hydrophile**, et n'en a pas avec les graisses, elle est dite **lipophile**. La queue (symbolisée par un trait) est **hydrophobe** et **lipophile**. La molécule, possédant ainsi une partie hydrophile et une partie lipophile est dite **amphiphile**. Un exemple de telle molécule est donné ci-contre (exemple d'un acide carboxylique). On schématise la tête polaire sous la forme d'une boule et la queue apolaire sous la forme d'un trait.



Document 3 : stabilité d'une émulsion

Une émulsion n'est pas stable en général : les phases différentes se séparent naturellement par décantation à cause de leurs densités différentes au bout d'une certaine durée.

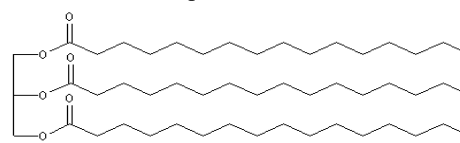
La présence ou l'ajout d'entités amphiphiles permet de stabiliser l'émulsion : la dualité de ces molécules les conduit à se localiser aux interfaces où chacune de leurs parties est au contact d'un environnement favorable : tête hydrophile lipophile éventuellement chargée en phase aqueuse et queue lipophile hydrophobe en phase grasse (voir ci-contre). On appelle ces molécules amphiphiles des tensioactifs.



Questions (réponses à rédiger sur feuille séparée) :

1) La crème fraîche est une émulsion « huile/eau » (huile dans l'eau). A quel type d'émulsion appartient le blanc en neige ? Le beurre ? Citer un exemple d'aérosol, de mousse solide puis de fumée rencontrés dans la vie quotidienne.

2) a) Rappeler pourquoi une émulsion grasse / eau n'est pas stable en temps normal (pourquoi observe-t-on deux phases ?) Rappel ci-contre d'une molécule de triester d'acide gras présente dans l'huile



b) *Expérience à faire à la maison :*

- Remplir deux petits verres à eau avec 2 cm en hauteur d'eau du robinet et de 0,5 cm d'huile environ.
- Agiter avec une cuillère, laisser reposer 30 secondes.
- Observer et conclure.

3) a) Expliquer l'étymologie du terme « amphiphile ».

b) *Expérience à faire à la maison :*

- Dans un des béchers précédents, rajouter quelques gouttes de savon liquide (savon pour main ou liquide vaisselle)
- Agiter avec une cuillère, laisser reposer et comparer avec l'expérience précédente.

c) Le savon liquide est assimilable à un cristal ionique de formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOK}$ qui sous l'action de l'eau, par dissolution, donne le cation $\text{K}^+(\text{aq})$ et un gros anion. Donner la réaction de dissolution dans l'eau de ce cristal en utilisant des formules brutes :

c) Donner la formule topologique de l'anion avec la charge. Pourquoi est-ce une molécule amphiphile ? Mettre en évidence les différentes parties de la molécule.

d) En ajoutant du savon liquide dans l'eau, des gouttelettes d'huile entourées de molécules amphiphiles vont apparaître. En dessiner trois au sein de la phase aqueuse. Pourquoi vont-elles avoir moins tendance à se réunir dans ce cas ? Interpréter la nouvelle stabilité de l'émulsion ainsi obtenue.

4) (recherche doc) Dans une vinaigrette, qui est la phase aqueuse ? Qui est la phase huileuse ? Qui est le tensioactif ?

VII Conséquence 6 : sorption

1) Définitions

La sorption correspond à la rétention d'une substance par une autre (une substance est retenue par une autre). On distingue : alors la chimisorption de la physisorption. On distingue également l'adsorption de l'absorption.

Chimisorption : lorsque cette rétention se fait grâce à des liaisons fortes de covalence en général.

Physisorption : lorsque cette rétention se fait grâce à des liaisons plus faibles type van der Waals ou hydrogène.

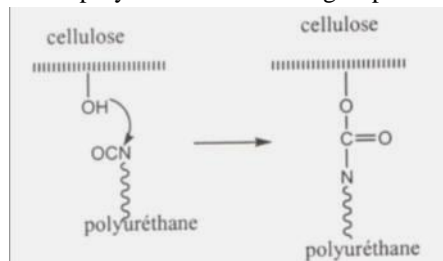
Adsorption : lorsqu'il y a adhérence uniquement en surface.

Absorption : lorsqu'il y a adhérence dans le volume complet.

2) Exemples :

a) On colle du papier peint sur une cloison en bois :

Colles polyuréthane avec des groupements isocyanates



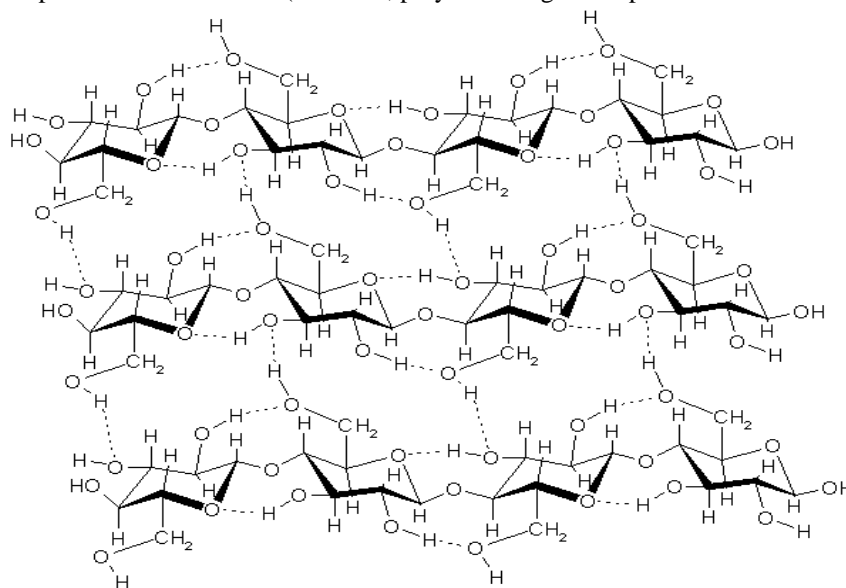
A gauche : colle non prise ; à droite : colle prise

(*) *Questions* : a) le groupement « OCN- » de la colle polyuréthane n'est pas représenté de manière développée. Indiquer sa représentation de Lewis. Où se retrouve le H de la fonction hydroxyle de la cellulose une fois la colle prise ?

b) De quelle type de sorption s'agit-il ?

b) On éponge de l'eau :

Serpillère à base de coton (cellulose, polymère du glucose présentant des fibres) :



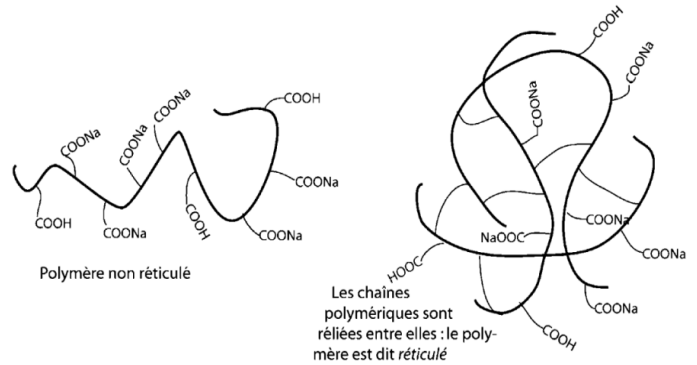
(*) *Questions* : a) Dessiner en couleur une molécule d'eau éponagée par la serpillère sur le dessin précédent.
b) Quelle sorte de sorption est-ce ?

c) Superabsorbants

i) Introduction

(*) Donner la définition d'un polymère (<http://www.rfi.fr/contenu/20091103-le-polymere-est-est> par exemple, à adapter). Quel est le motif répété un très grand nombre de fois dans le polyacrylate de sodium (à trouver sur internet) ?

Les superabsorbants (SAP) se sont peu à peu imposés comme seul composé absorbant des couches-culottes, les rendant à la fois plus fines et plus efficaces. Ces polymères forment un réseau tridimensionnel de chaînes carbonées du fait de la réticulation. Voir schéma ci-contre pour la compréhension de ces termes



ii) Présentation :

On trouve dans le SAP des groupes appelés groupe « carboxyle » de formule brute $-\text{COOH}$ et de formule




topologique :

(*) Recopier ce groupement et y faire figurer le carbone manquant et les doublets non liants. Quelle est la nature de la liaison entre le O (de gauche) et le H ?

On rencontre également le groupe « carboxylate de sodium » $-\text{COONa}$ où le H du groupe précédent est remplacé par un atome de sodium Na.

(*) D'après la différence d'électronégativité des atomes, que pouvez-vous dire de la liaison entre O et Na ? Le

dessin ci après est-il correct ?  Comment le modifier pour qu'il rende davantage compte de la réalité ?

Le polymère formé porte ainsi des groupes carboxyle (COOH) et carboxylate (COO^-) de sodium (Na^+) responsables de l'absorption de l'eau.

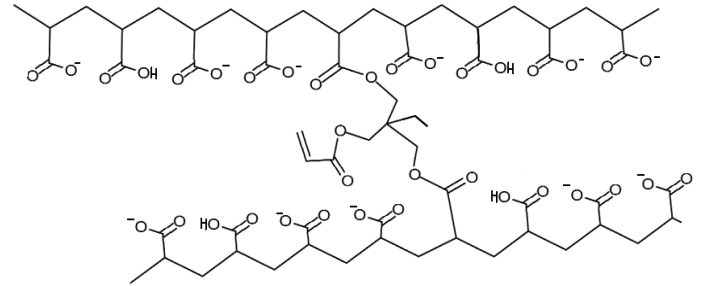
(*) Ci -contre :

- Faire figurer tous les ions Na^+ manquants.
- Passer d'une couleur les deux chaînes

polymériques et d'une autre couleur les liaisons responsables de la réticulation.

- Entourer les groupements carboxyle et carboxylate.

- Faire apparaître une liaison hydrogène intramoléculaire sur le dessin (que signifie ce mot ?) par exemple avec certains atomes dessinés en bas à gauche.



iii) Absorption de l'eau par le SAP : prévision théorique

(*) Lors de l'absorption de l'eau, le réseau se remplit progressivement de molécules d'eau qui se glissent entre les chaînes et se lient à elles par des liaisons intermoléculaires (que signifie ce mot ?). Quelle est la nature de ces liaisons selon vous ?

(*) Sur le dessin, ajouter une molécule d'eau et représenter les liaisons qui la relient aux groupements carboxyles et/ou carboxylates du SAP.

iv) Mesure du taux maximal d'absorption d'eau par le SAP

- Découper délicatement une couche de bébé et récupérer, dans un béccher en utilisant un tamis, les petites billes blanches de SAP contenues dans sa partie basse (une couche pour deux ou trois binômes)
- Séparer les billes obtenues dans les deux ou trois binômes.
- Dans un grand béccher de 400 mL au moins, déposer 0,60 g de SAP.
- Remplir deux burettes d'eau distillée.

Méthode pour le remplissage de la burette : Toujours placer un béccher sous la burette, au départ un béccher poubelle (pot de yaourt en verre) / Rincer la burette avec la solution qu'elle va contenir en utilisant un petit béccher de transvasement ou directement la pissette si c'est de l'eau. / Remplir alors jusqu'au deux tiers environ en fermant le robinet. / Evacuer la bulle du robinet afin que toute la burette soit bien remplie de liquide en ouvrant et fermant à plusieurs reprises le robinet. / Rajouter le liquide au-delà de la graduation 0. / Ajuster au 0 en manipulant le robinet. Attention au ménisque.

- Verser 10 mL par 10 mL tout en remuant avec un agitateur en verre et continuer tant que le mélange « eau+SAP » ne devient pas liquide. Quel critère utiliser pour le passage de solide à liquide ? Ne pas hésiter à remplir à nouveau les burettes si besoin.

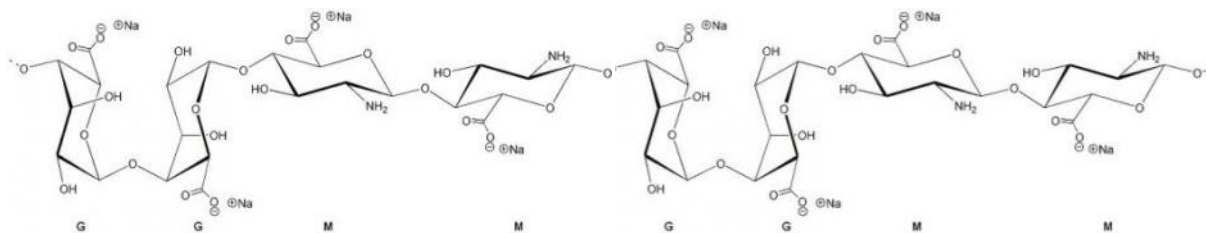
En déduire le taux maximal d'absorption du SAP de la couche et trouver une unité intuitive adaptée.



VIII Ouverture pour Noël : cuisine moléculaire

La gastronomie moléculaire ou cuisine moléculaire est l'étude scientifique des processus physiques et chimiques en jeu dans la cuisine ; Elle a été popularisée en France par le physico-chimiste Hervé This. Certains chefs l'appliquent pour inventer de nouvelles façons de cuisiner. Ils utilisent par exemple de nouvelles façons de cuisiner avec de l'azote liquide pour refroidir très rapidement les aliments ou des composés jusqu'à là inutilisés comme des constituants des algues.

(*) Les alginates de sodium sont des composés à longue chaîne avec répétition d'un même motif, ce sont donc des



(la chaîne se poursuit de part et d'autre)

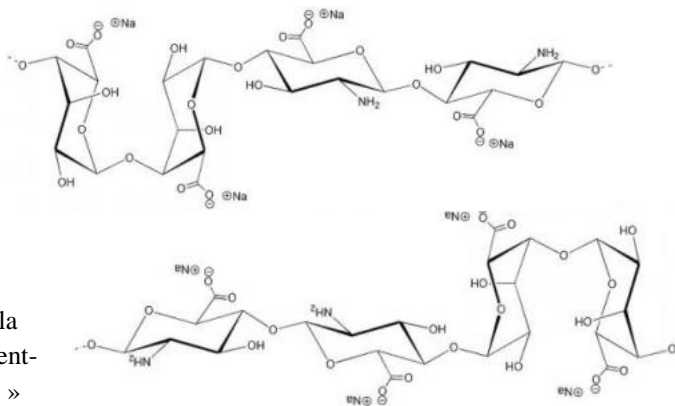
(*) Pourquoi sont-ils assez soluble dans une solution aqueuse (appelée solution n°1 de volume 50 mL avec 0,7 g d'alginate de sodium dissous) ?

Pour créer des perles d'alginate, il faut une deuxième solution de chlorure de calcium par exemple CaCl_2 contenant des ions calcium avec une concentration effective de $[\text{Ca}^{2+}] = 2.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

(*) Ecrire l'équation de dissolution du chlorure de calcium et déterminer très proprement la masse de $\text{CaCl}_2(\text{s})$ à utiliser pour réaliser 100 mL de cette deuxième solution. $M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g.mol}^{-1}$. Revoir cours partie sur les concentrations effectives si vous avez du mal où un exemple proche a été traité. Le raisonnement est à connaître et la résolution ne doit pas vous poser problème.



(*) En faisant tomber, juste à la surface de la solution n°2, des gouttes liquides de la solution n°1, les chaînes d'alginate vont se réticuler (s'accrocher ensemble) grâce aux ions calcium. Sur le dessin ci-contre où sont figurées deux chaînes se faisant vis-à-vis, remplacer les ions Na^+ (effacer les) par des ions calcium Ca^{2+} et expliquer pourquoi la réticulation ne peut avoir lieu avec des ions sodium Na^+ ?



Les chaînes réticulées ainsi obtenues sont insolubles dans l'eau (la solubilité dans l'eau étant très très faible pour ces chaînes). Pourquoi obtient-on des billes de solution n°1, liquides à l'intérieur, avec une peau « solide » en surface ?

(*) Quelle sensation nouvelle va avoir en bouche le gourmet (gourmand) ?

- Préparer la première solution dans un bécher de 400 mL. On fera dissoudre l'alginate de sodium en utilisant un agitateur magnétique muni de son barreau aimanté pour une agitation assez forte et longue (au moins 5 minutes). Ajouter quelques gouttes de colorant alimentaire.
- Préparer la solution n°2 dans un deuxième bécher.
- Avec une pipette jetable, laisser tomber délicatement, juste au-dessus de la surface de la solution n°2 quelques gouttes de la solution n°1 et observer.
- Recueillir délicatement les billes d'alginate rincées dans un verre de montre en utilisant une passoire au-dessus de l'évier ou d'un cristalliseur rempli d'eau.