

Mise en solution

Conductivité des solutions aqueuses

Qu'est-ce qu'une solution ?

Solvant

Mélange

Système homogène

Phase

Phase uniforme

Soluté

Pourquoi mettre une espèce en solution liquide ?

Sur quel critère choisir un solvant adapté à un soluté donné ?

Que se passe-t-il lors de la dissolution d'un soluté dans un solvant ?

MISE EN SOLUTION

Phase liquide

Solvant moléculaire


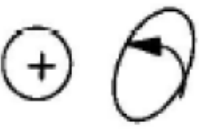
Soluté moléculaire ou ionique

Interactions intermoléculaires Répulsives, attractives

Classification des solvants moléculaires

Dissolution d'un composé dans un solvant moléculaire

Tableau 1 : Intensités et portées comparées des interactions. A 298 K,
1 kT/molécule = 2,478 kJ/mol [1].

Liaisons physiques			
Origine	Intensité	Portée	Expression
<i>Réulsive</i> 	Très intense	$\frac{1}{r^9}$ à $\frac{1}{r^{16}}$ Très courte	$Ae^{-r/\lambda}$ $(\sigma/r)^n$
• Ion-dipôle mobile 	$\sim kT$ Moyenne	$\frac{1}{r^4}$ Moyenne	$\frac{(ze)^2 \mu^2}{6 (4\pi\epsilon_0)^2 kT r^4}$

Molécule polaire, moment dipolaire




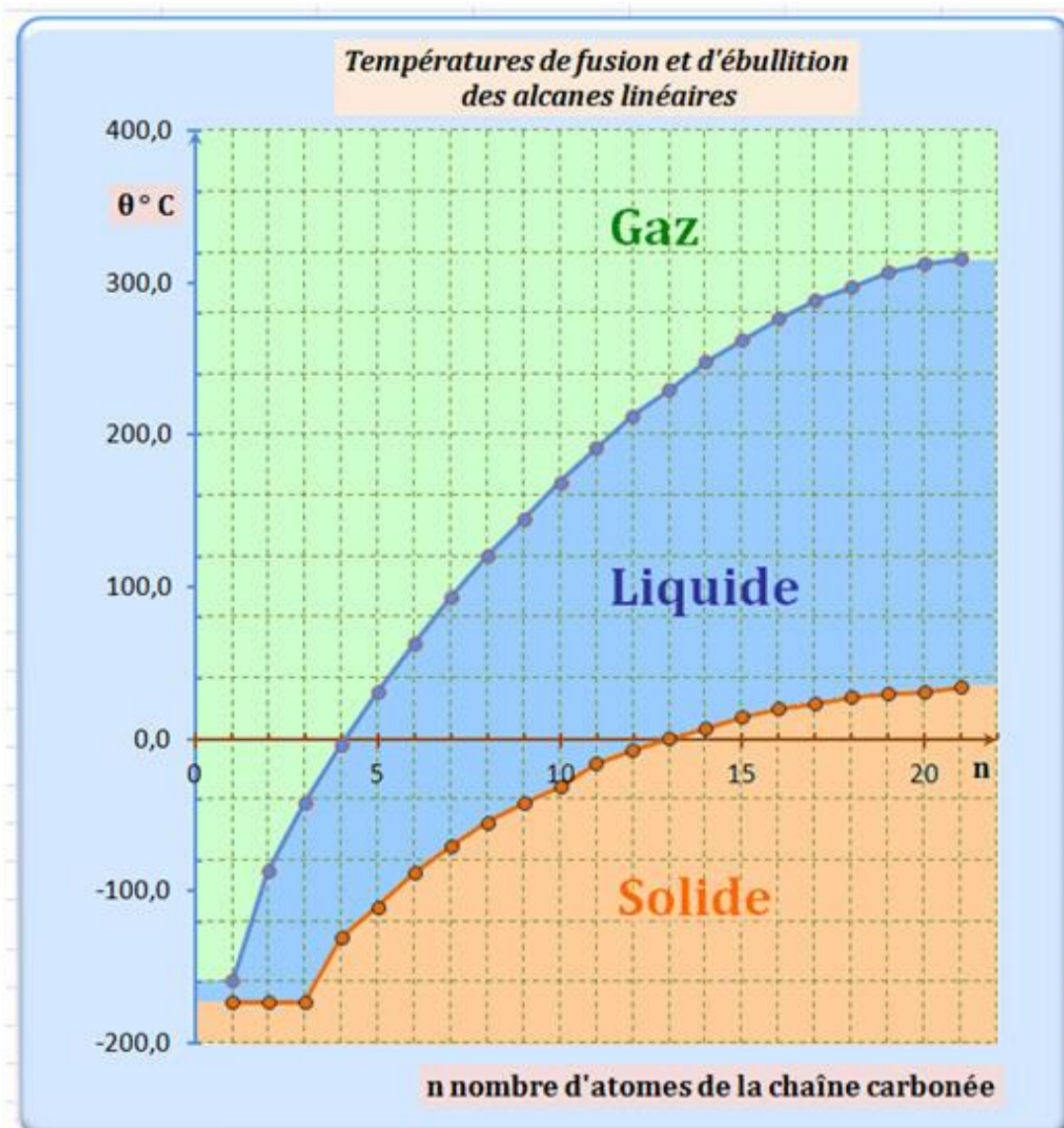
<ul style="list-style-type: none"> 2 dipôles mobiles <i>Dipôle/dipôle</i> 	$< kT$ Faible	$\frac{1}{r^6}$ Courte	<i>Keesom</i> $\frac{\mu_1^2 \mu_2^2}{3 (4\pi\epsilon_0)^2 kT r^6}$
<ul style="list-style-type: none"> Dipôle mobile-molécule non polaire <i>Dipôle/dipôle induit</i> 	$< kT$ Faible	$\frac{1}{r^6}$ Courte	<i>Debye</i> $\frac{\mu^2 \alpha}{(4\pi\epsilon_0)^2 r^6}$
<i>Dispersion</i> <ul style="list-style-type: none"> Deux molécules non polaires <i>Dipôle induit / dipôle induit</i> 	$\sim kT$ Moyenne	$\frac{1}{r^6}$ Courte	<i>London</i> $\frac{3}{4} \frac{h\nu\alpha^2}{(4\pi\epsilon_0)^2 r^6}$

Tableau 2 : Proportions comparées des trois termes de l'interaction attractive de Van der Waals. A 298 K, 1 kT/molécule = 2,478 kJ/mol. [1].

T_{Eb}	Molécules	$\alpha(\text{\AA}^3)$	μ (D)	d_w (Å)	%Keesom	%Debye	%London	U_w (kT/molécule)
-246	Ne	0.39	0	3.1	0	0	100	0.11
-186	Ar	1.66	0	3.7	0	0	100	0.22
-107	Xe	4.11	0	4.3	0	0	100	0.38
	CO	1.98	0.11	4.0	0.006	0.0003	99.99	0.26
	CH ₄	2.60	0	4.0	0	0	100	0.60
-85	HCl	2.63	1.08	3.6	9	5	86	1.38
-67	HBr	3.61	0.78	3.8	2	2	96	1.53
-35	HI	5.44	0.38	4.2	0.1	0.5	99.4	1.64
	CH ₃ Cl	4.56	1.87	4.3	24	8	68	1.60
	NH ₃	2.26	1.47	3.2	34	9	57	2.51
	H ₂ O	1.48	1.85	2.8	69	7	24	7.0



<http://guy.chaumeton.pagesperso-orange.fr/scphysiques2010/1sch06.htm>

La liaison hydrogène

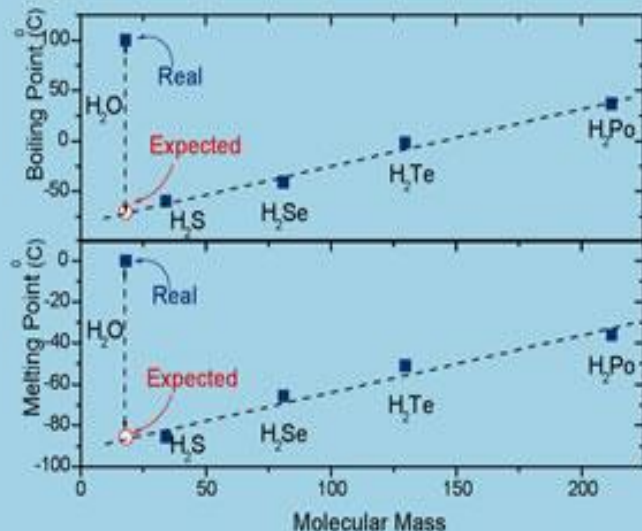


Figure 1 Melting and boiling points of molecules similar to water as a function of their molecular mass. All of them follow the same linear trend except for water, for which the expected values are shown in open red circles and the real values are indicated in blue squares.

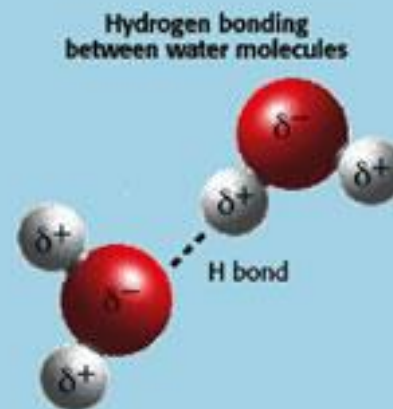
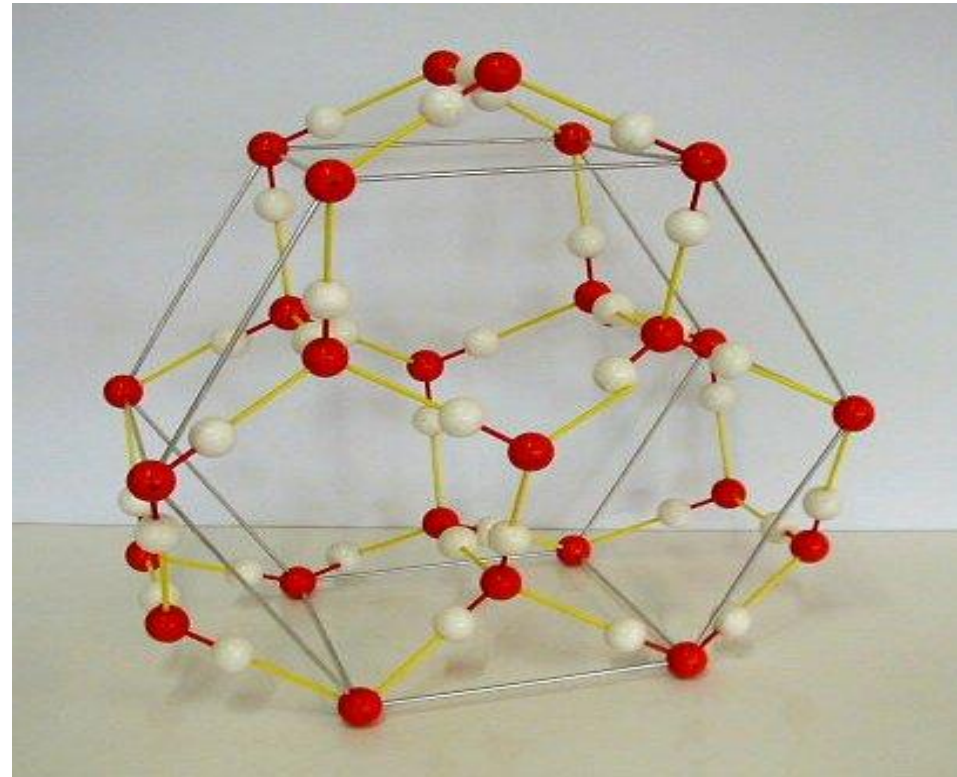
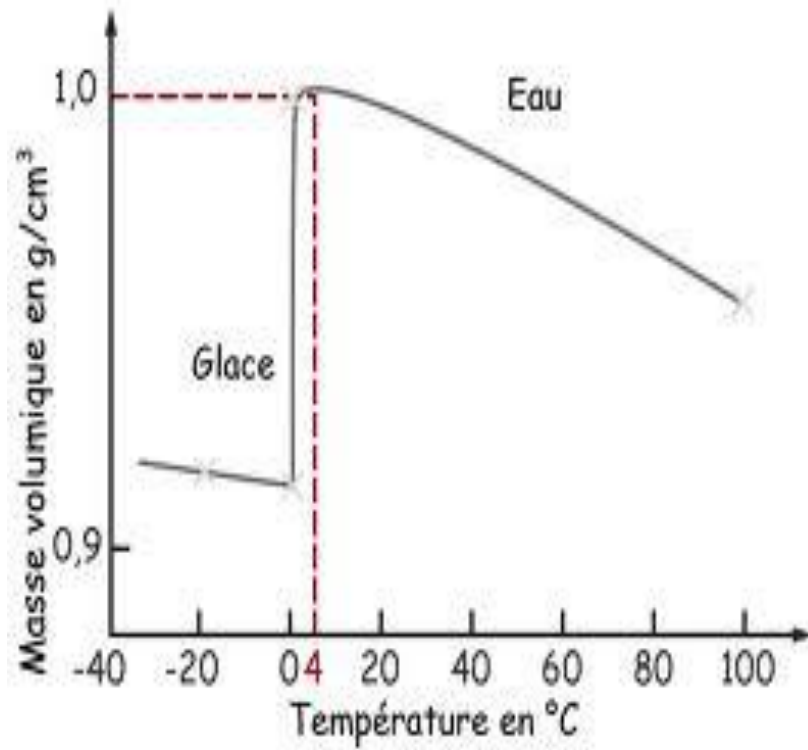
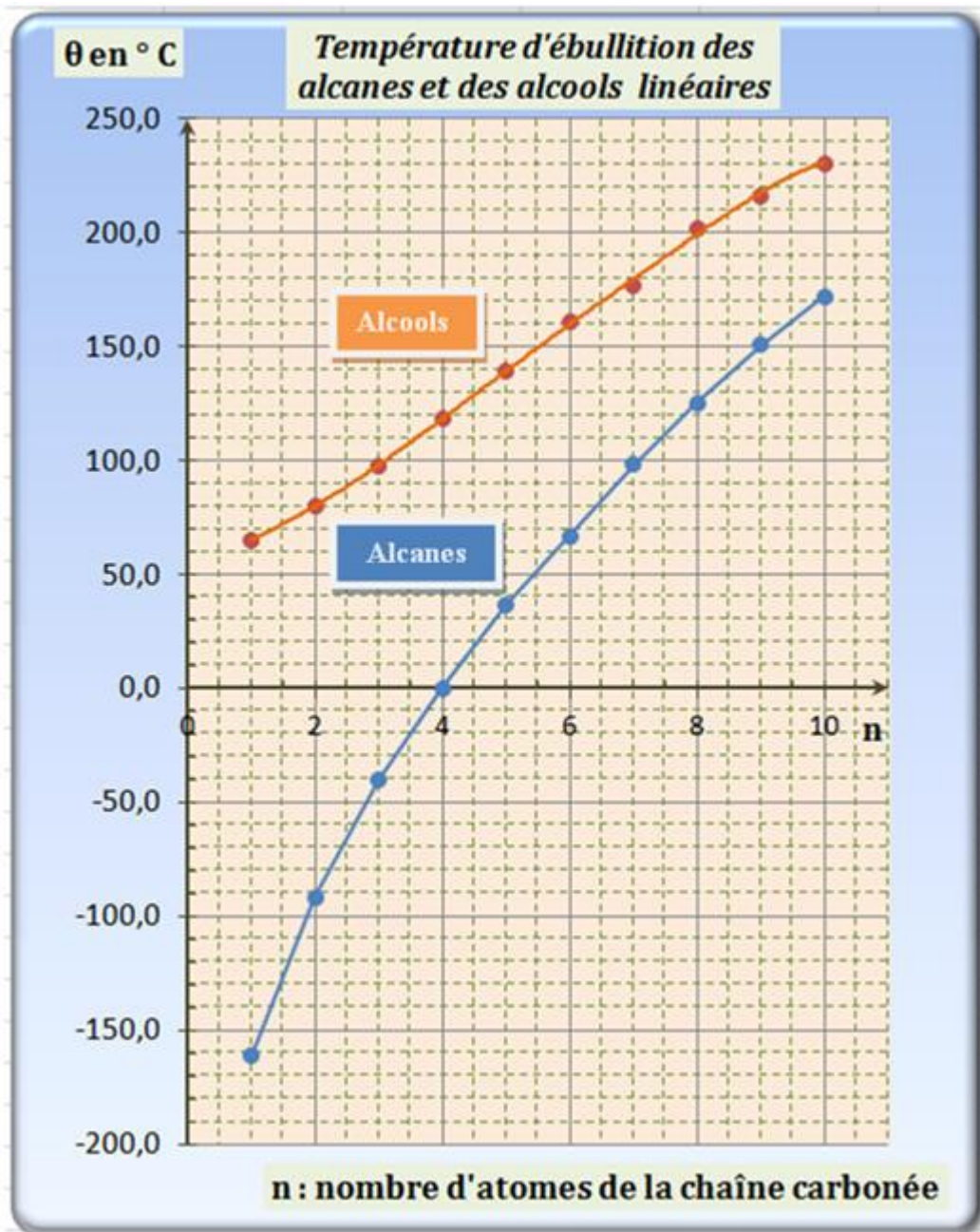


Figure 3 Hydrogen bonding between water molecules. In a water molecule, the oxygen atom (red circle) becomes slightly negative and the hydrogen atoms (white circles) become slightly positive. Therefore, there is an attractive interaction between the hydrogen atom of one molecule and the oxygen atom of a neighboring water molecule. This attractive interaction is called 'Hydrogen bonding' and is responsible for most of the mysterious properties of water. (Figure from ref 3)





MISE EN SOLUTION

Phase liquide

Solvant moléculaire

Soluté moléculaire ou ionique

Interactions intermoléculaires

Classification des solvants organiques

Dissolution d'un composé dans un solvant moléculaire

Citer quelques solvants organiques usuels et donner leur formule semi-développée.







Deux modes de classement :

Solvant polaire / apolaire

Solvant protique / aprotique

(ou protogène/non protogène)

Tableau 3 : Propriétés de quelques solvants organiques usuels [2], [3].

	Nom	T° _{eb} / °C	ε _r	μ / 10 ⁻³⁰ C.m	d	Inconvénients majeurs
	Acétate d'éthyle	77	6,02	6,1	0,90	
	Acide acétique	118	6,2	5,6	1,05	
	Benzène	80	2,3	0	0,88	Myélotoxique et cancérigène
	Cyclohexane	80	2,0	0	0,77	Effet narcotique
	Dichlorométhane	40	8,9	5,3	1,34	Peu toxique Dangereux pour les yeux
	Diéthylxyde	35	4,3	3,8	0,71	inflammable
	Eau	100	78,3	5,9	1,00	
	Ethanol	78	24,6	5,8	0,79	
	Hexane	69	1,9	0	0,66	Effet narcotique
	Méthanol	65	32,7	5,7	0,79	Toxique Troubles graves de la vision
	Pentane	36	1,8	0	0,63	Effet narcotique Inflammable
	Propanone	56	20,7	9,0	0,79	Très inflammable
	Tétrachlorure de carbone	77	2,2	0	1,59	Troubles hépatorénaux Risque de cirrhose
	Toluène	110	2,4	1,0	0,86	Narcotique puissant. Contient des traces de benzène

Comment prévoir si une espèce donnée est soluble dans un solvant donné ?

La règle des similitudes : « tout ce qui se ressemble s'assemble »

Le sucre est-il soluble dans l'eau ? Dans l'éthanol ? Dans le diéthyléther ?

Le diiode est-il soluble dans l'eau ? Dans le cyclohexane ?

LES SOLUTIONS LIQUIDES

Phase liquide

Solvant moléculaire

Soluté moléculaire ou ionique

Interactions intermoléculaires

Classification des solvants organiques

Dissolution d'un composé dans un solvant moléculaire

- La dissolution à l'échelle macroscopique

Variation de volume

Effet thermique

Variation de couleur (solvatochromie)

- La dissolution à l'échelle moléculaire

Solvatation

Ionisation ou solvolysse (hydrolyse)

Dissociation ou dispersion

Solvant ionisant / solvant dispersant

Quelle est l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau de :

$\text{NaCl}_{(s)}$, $\text{AgCl}_{(s)}$, $\text{HCl}_{(g)}$, $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$?

Concentration apportée, concentration effective