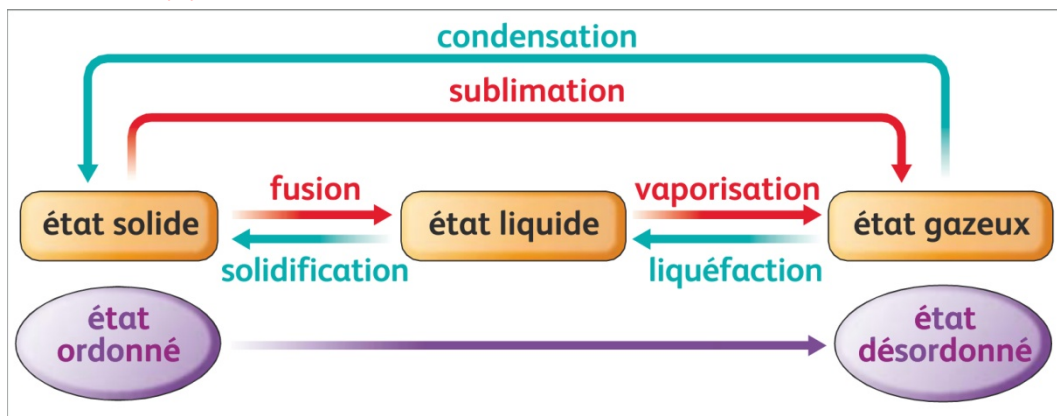


# Chapitre III CHANGEMENTS D'ETAT ET COHESION DES SOLIDES

NOTIONS ET CONTENUS	COMPÉTENCES EXIGIBLES
Solide ionique. Interaction électrostatique ; loi de Coulomb. Solide moléculaire. Interactions de Van der Waals, liaison hydrogène.  Électronégativité. Transformation physique d'un système et aspects énergétiques associés.  Transfert thermique : effets sur la matière (variation de température, changement d'état).  Effet du caractère polaire d'un solvant lors d'une dissolution. Conservation de la matière lors d'une dissolution.	Interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires.  Recueillir et exploiter des informations sur les applications de la structure polaire de certaines molécules (super absorbants, tensioactifs, alginates, ...).  Prévoir si une molécule est polaire. Interpréter les aspects énergétiques d'un changement d'état.  <i>Pratiquer une démarche expérimentale pour mesurer une énergie de changement d'état.</i>  Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau d'un solide ionique. Savoir qu'une solution est électriquement neutre. <i>Élaborer et réaliser un protocole de préparation d'une solution ionique de concentration donnée en ions.</i> <i>Mettre en œuvre ou élaborer un protocole pour extraire une espèce d'un solvant.</i>

## I. Petits rappels sur les états de la matière



Source : Physique Chimie 1<sup>re</sup>S. (Sirius), Nathan, 2011

<https://phet.colorado.edu/fr/simulation/legacy/states-of-matter>

## II. Changements d'état et transferts thermiques

### 1) La température

Même à l'état solide, les molécules ou les ions ne sont pas rigoureusement immobiles. Ils sont animés d'un mouvement de vibration : c'est l'**agitation thermique**.

La température est directement liée à l'agitation thermique de la matière. Si l'agitation thermique augmente, la température augmente.

## 2) Transferts thermiques (Voir paragraphe 4.1 p239 et TP fusion de la glace)

Lorsque deux corps de température différente sont mis en contact, le corps le plus froid reçoit de l'énergie du corps le plus chaud par un **transfert thermique**. Le transfert cesse quand les deux corps sont à la même température.

À l'échelle microscopique, un transfert thermique a les effets suivants sur un corps pur.

Corps pur	Effet d'un transfert thermique reçu
Solide	Augmentation du mouvement de vibration des particules
Liquide	Augmentation du mouvement désordonné des particules
Gaz	Augmentation de la vitesse des particules

## 3) Énergie de changement d'état (Voir TP fusion de la glace)

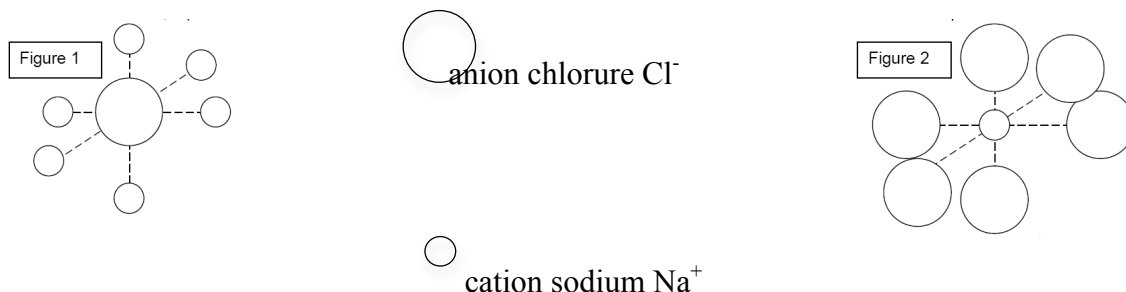
- La température d'un corps pur reste constante au cours d'un changement d'état.
- Si un corps pur **reçoit** de l'énergie, alors il passe à un état **moins ordonné** ; s'il **cède** de l'énergie, alors il passe à un état **plus ordonné**.
- On appelle **énergie molaire de changement d'état**, l'énergie cédée ou reçue par une mole de matière au cours du changement d'état d'un corps pur.

## III. Cohésion des solides ioniques

Définition : Un **solide ionique** est un empilement **régulier** d'anions et de cations dans l'espace.

### L'exemple du cristal de chlorure de sodium

Les schémas ci-dessous représentent une partie du solide ionique du chlorure de sodium.



Conclusion : La **cohésion des solides ioniques** est assurée par **une interaction électrostatique selon la loi de Coulomb**.

Dans un solide ionique, les forces d'attraction entre les ions de signes opposés l'emportent sur les forces de répulsion entre les ions de même signe.

## IV. Cohésion des solides moléculaires

Définition : un solide moléculaire est un empilement régulier de molécules dans l'espace.

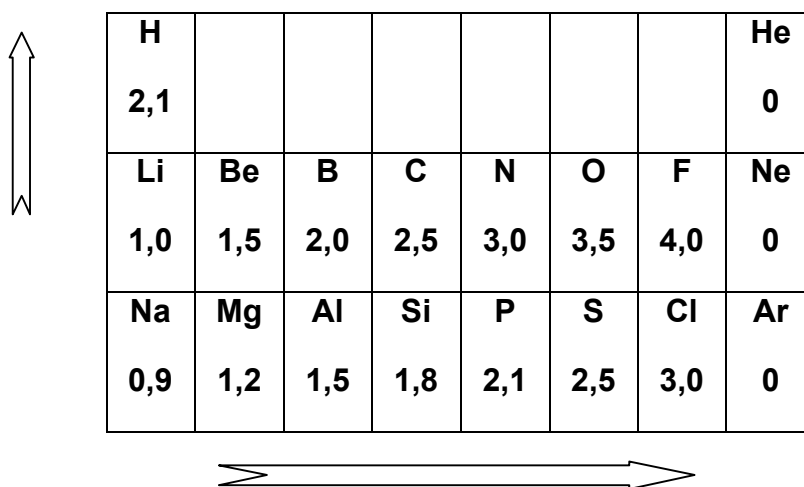
Remarque : Les interactions qui assurent la cohésion des solides moléculaires sont plus faibles que celles qui assurent la cohésion des solides ioniques.

### A/ Interactions de Van der Waals

#### 1) Cas des molécules polaires

##### Doc 1 : Electronégativité d'un atome

Il s'agit de l'aptitude d'un atome, ou d'un groupe d'atomes, d'une entité moléculaire à attirer des électrons de liaison.



<b>H</b> 2,1							<b>He</b> 0
<b>Li</b> 1,0	<b>Be</b> 1,5	<b>B</b> 2,0	<b>C</b> 2,5	<b>N</b> 3,0	<b>O</b> 3,5	<b>F</b> 4,0	<b>Ne</b> 0
<b>Na</b> 0,9	<b>Mg</b> 1,2	<b>Al</b> 1,5	<b>Si</b> 1,8	<b>P</b> 2,1	<b>S</b> 2,5	<b>Cl</b> 3,0	<b>Ar</b> 0

##### Echelle d'électronégativité de PAULING pour quelques éléments chimiques

(En unité atomique de moment dipolaire : 1 u.a.m.d = 2,54 Debye)

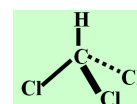
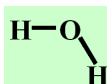
##### Doc 2 : Polarité d'une liaison ou d'une molécule

Si deux atomes impliqués dans une liaison covalente sont d'électronégativités différentes, la répartition des charges est dissymétrique : les électrons de la liaison sont délocalisés vers l'atome le plus électronégatif, qui porte alors une charge partielle négative notée  $\delta^-$ . L'autre atome de la liaison porte, quant à lui, une charge partielle positive notée  $\delta^+$ .

Plus les charges sont réparties de façon asymétrique, plus une liaison ou molécule sera **polaire**, et *contrario*, si les charges sont réparties de façon totalement symétrique, elle sera **apolaire**, c'est-à-dire non polaire.

La polarité des molécules influe sur un certain nombre de caractéristiques physiques (températures de fusion et d'ébullition, solubilité, tension superficielle) ou chimiques (réactivité).

Exemples : Représenter les charges partielles sur les molécules ci-dessous :



Les charges partielles  $\delta^+$  attirent les charges partielles  $\delta^-$  : les interactions de Van der Waals sont des interactions électrostatiques. Elles assurent la cohésion des solides moléculaires.

## 2) Cas des molécules apolaires

Dans les molécules apolaires, le nuage électronique fluctue en permanence, laissant apparaître de petites charges partielles temporaires. Ces charges partielles créent des interactions de Van der Waals d'autant plus grandes que les molécules sont volumineuses.

### B/ Un cas particulier : la liaison hydrogène (voir livre p215)

La liaison hydrogène est la plus forte des liaisons intermoléculaires (10 à 235 kJ/mol). C'est un cas particulier des interactions de Van der Waals.

Elle se manifeste uniquement entre l'atome d'hydrogène, lié à un atome X très électronégatif, d'une molécule et l'atome Y, possédant un doublet non liant, d'une autre molécule.

X et Y peuvent être des atomes de fluor (F), d'oxygène (O) ou d'azote (N) par exemple.

La liaison hydrogène est représentée par des pointillés.

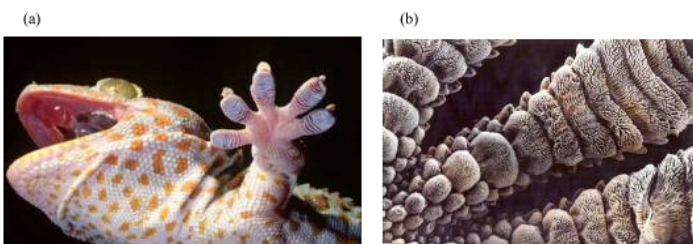


### C/ Application : le cas du gecko

Une étude entreprise aux USA par Autumn<sup>[1]</sup> et ses collègues de l'Université de Berkeley, fait apparaître que le gecko, un lézard qui vit dans les régions tropicales, est capable de se mouvoir sur n'importe quelle surface lisse verticale ou sous un plan horizontal tout aussi lisse, par la seule action des forces de Van der Waals.

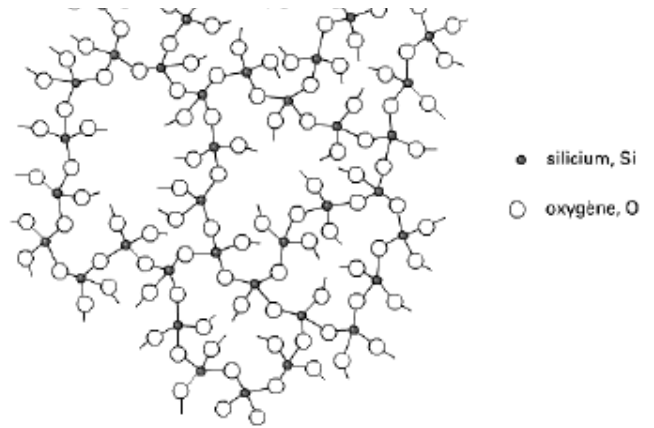
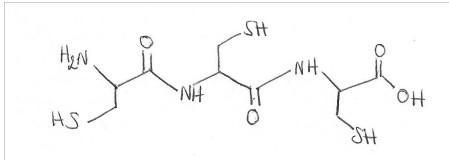
Les pattes du gecko (qui ne porte pas de griffes comme ses cousins de nos pays tempérés) sont terminées par cinq doigts dont l'observation au microscope électronique à balayage fait apparaître qu'ils présentent chacun environ 5000 poils de kératine par millimètre carré, qui se divisent à leur terminaison en plusieurs centaines de soies. Au total, ce lézard possède environ deux milliards de soies qui lui assurent à la fois suspension et progression.

[1] K. Autumn *et al.*, «Adhesive force of a single gecko foot-hair» *Nature*, 405 (2000) 681-685.



Dessous de la patte avant gauche du gecko tropical (a) et poils recouvrant le dessous des pattes vus au microscope électronique à balayage (b). (Photographies : Kellar Autumn).

La kératine est une protéine ayant la structure suivante :



Et le verre peut être représenté comme ci-contre :

1. Expliquez l'adhérence du gecko sur le verre.
2. On suppose que chaque soie crée une force d'attraction de l'ordre de 20 nanonewtons. Calculez la force d'attraction exercée par les 4 pattes du lézard. Comparez à son propre poids (il ne pèse lui-même pas plus de 300 grammes).

Rappel :  $P = m \times g$  avec  $g = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$

## V. Dissolution & Solvatation

### A/ Polarité d'un solvant

Un solvant est **polaire** s'il est constitué de molécules polaires, et **apolaire** s'il est constitué de molécules apolaires.

### B/ Dissolution d'un solide moléculaire

- Si un solide moléculaire est formé de **molécules polaires**, il est très soluble dans un solvant **polaire**.
- Si un solide moléculaire est formé de **molécules apolaires**, il est très soluble dans un solvant **apolaire**.

### C/ Dissolution d'un solide ionique

→ Voir TP16 - Préparation d'une solution ionique

#### 1) Rôle du solvant

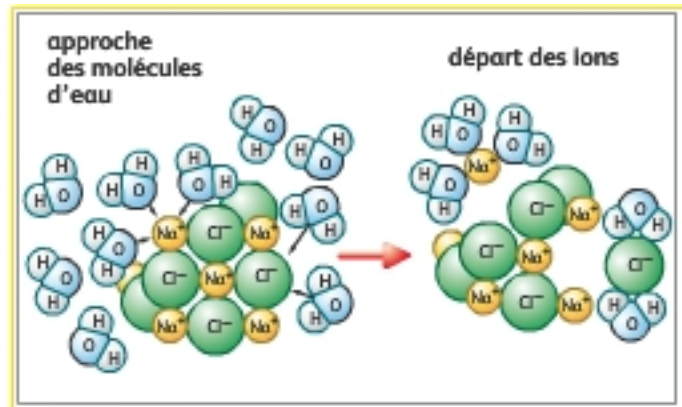
Un solide ionique ne se dissout pas dans un solvant apolaire : la polarité du solvant est nécessaire à la séparation puis à la dispersion des ions du solide ionique.

## a) Dissociation

Quand le solide ionique est introduit dans l'eau, des molécules d'eau s'orientent à sa proximité : un cation attire la partie qui porte la charge partielle négative d'une molécule d'eau, c'est-à-dire l'atome d'oxygène ; un anion attire les atomes d'hydrogène de la molécule d'eau.

Ces interactions électrostatiques modifient les forces assurant la cohésion du solide et finissent par séparer les ions (figure 12).

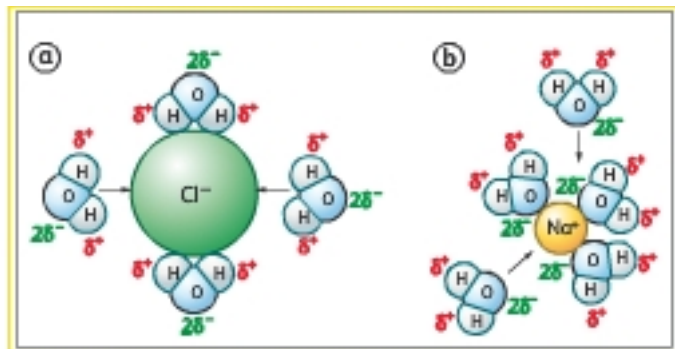
**12** ► Dislocation du solide ionique de chlorure de sodium sous l'action des molécules d'eau.



## b) Solvatation et dispersion

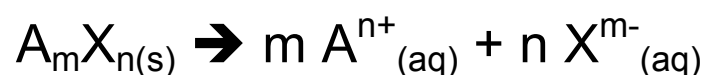
Les ions s'entourent de molécules d'eau, qui jouent le rôle d'un écran éloignant les ions les uns des autres, diminuant les interactions électrostatiques attractives entre cations et anions (figure 13). Les ions restent ainsi dispersés en solution.

**13** ► La solvatation des ions chlorure (a) et sodium (b).  
Le côté porteur de la charge partielle positive des molécules d'eau est orienté vers l'ion chlorure ; le côté porteur de la charge partielle négative des molécules d'eau est orienté vers l'ion sodium.



## 2) Équation de la réaction de dissolution

L'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique de formule  $A_mX_n(s)$ , constitué de cations  $A^{n+}$  et d'anions  $X^{m-}$ , avec  $m \neq n$ , s'écrit :



*Remarque* : dans le cas où  $m = n$ , l'équation s'écrit :  $AX(s) \rightarrow A^{n+}(aq) + X^{m-}(aq)$

**Rappel** : Une solution ionique est toujours neutre. La quantité de charges positives est égale à la quantité de charges négatives, la charge globale de la solution est nulle.

Soit, ici :  $m \times n = n \times m$  ou  $m \times (+n) + n \times (-m) = 0$

## 3) Concentration des ions en solution

Voir TP16 - Préparation d'une solution ionique

Si un volume  $V$  de solution contient une quantité de matière  $n_x$  d'un ion  $X$ , la concentration molaire de cet ion, notée  $[X]$ , vaut :

$$[X] = \frac{n_x}{V} \quad \left| \begin{array}{l} n_x \text{ en mole (mol)} \\ V \text{ en litre (L)} \\ [X] \text{ en mole par litre (mol} \cdot \text{L}^{-1}) \end{array} \right.$$