

Chapitre 6 : Cohésion et dissolution des solides

Thème 1 : constitution et transformation de la matière

PLUS DE BONNES NOTES

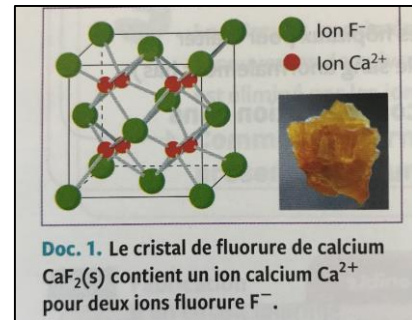
18 décembre 2019

Chapitre 6 : Cohésion et dissolution des solides

Thème 1 : constitution et transformation de la matière

A. Structure et cohésion d'un solide ionique

Un solide ionique ou cristal ionique est constitué de cations et d'anions disposés de façon ordonnée dans l'espace. Il est électriquement neutre : les charges positives des cations sont compensées par les charges négatives des anions. Sa formule, dite formule statistique, indique la nature et la proportion des ions présents sans mentionner les charges (voir doc 1).

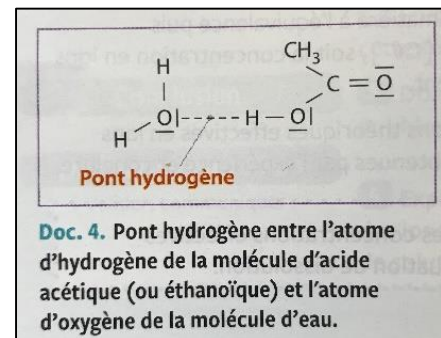
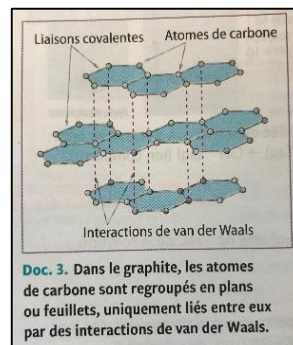
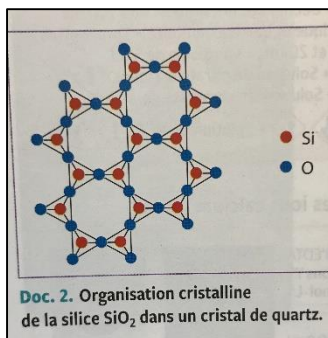


Dans un cristal ionique, les ions exercent les uns sur les autres des forces d'interaction électrostatique soit attractives (entre deux charges opposées), soit répulsives (entre deux charges de même signe). Cependant, chaque ion s'entoure d'ions de charges de signes contraires afin que les attractions l'emportent sur les répulsions.

La cohésion d'un cristal ionique est assurée par des interactions ioniques, c'est-à-dire par des interactions électrostatiques entre les ions de charges contraires du cristal. L'interaction ionique est une interaction forte.

B. Cohésion d'un solide moléculaire

Un solide moléculaire est constitué de molécules. Il est cristallin si elles sont arrangées de façon ordonnée, sinon il est amorphe (doc 2). Leur cohésion est assurée par deux types d'interactions électrostatiques, plus faibles que celles qui assurent la cohésion des solides ioniques : les interactions de van der Waals (doc 3) et les ponts hydrogène (doc 4).



1. Interactions de van der Waals

Les interactions de van der Waals entre molécules sont :

- De types électrostatiques
- Attractives
- A courte portée ($< 10^{-9} \text{ m}$)

Elles sont qualifiées d'interactions intermoléculaires, par opposition aux liaisons intramoléculaires comme les liaisons covalentes qui s'établissent entre les atomes d'une même molécule.

Ces interactions s'établissent entre les nuages électroniques des entités. Les valeurs de ces forces sont faibles comparativement aux liaisons covalentes et aux liaisons ioniques, et concernent les molécules polaires comme apolaires. Les interactions de van der Waals sont d'autant plus fortes que les électrons sont nombreux et que la molécule est volumineuse.

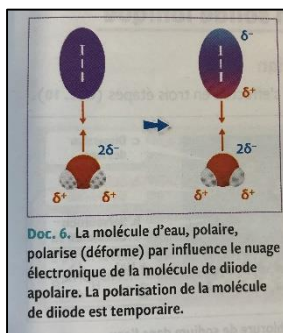
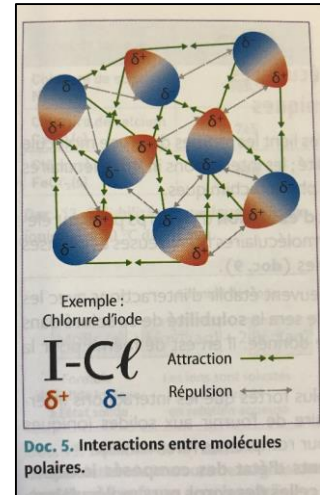
Les interactions de van der Waals sont classées en trois types.

a. Interactions entre les charges partielles de deux molécules polaires

Les molécules polaires s'orientent de telle sorte que l'atome portant une charge partielle δ^+ soit attiré par l'atome portant une charge partielle δ^- . Plus les molécules sont polaires et plus les interactions de van der Waals sont fortes (doc 5).

b. Interaction entre molécule polaire et une molécule apolaire

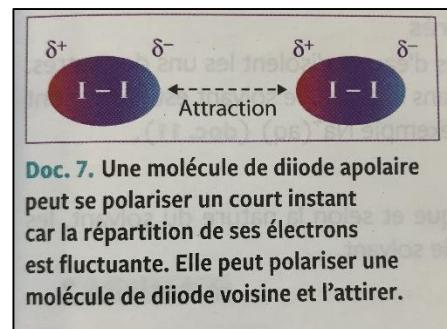
Une molécule polaire peut induire une déformation du nuage électronique d'une molécule apolaire voisine et ainsi la polariser temporairement par influence. Les interactions de van der Waals entre molécules polaires et apolaires sont plus faibles que celles entre des molécules polaires. Elles sont d'autant plus intenses qu'elles s'établissent entre une molécule fortement polaire et une molécule apolaire portement polarisable (donc de grande taille) (doc 6).



c. Interaction entre deux molécules apolaires

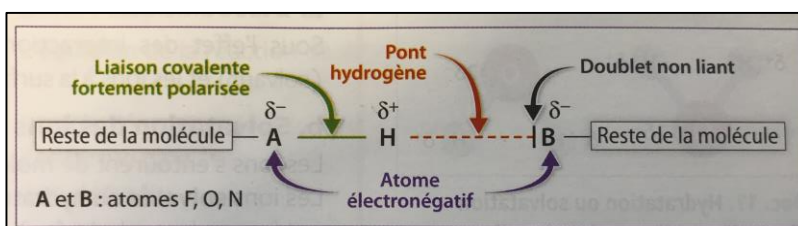
En raison du mouvement incessant des électrons dans une molécule, celle-ci présente à chaque instant une polarisation, bien que la polarisation dans le temps soit nulle. C'est pourquoi elle peut polariser

par influence une molécule apolaire voisine. Les interactions de van der Waals entre deux espèces apolaires sont d'autant plus fortes que les espèces considérées sont polarisables (doc 7).



2. Pont hydrogène

Un pont hydrogène peut s'établir entre des molécules identiques ou différentes (liaison intermoléculaire) ou entre atomes d'une même molécule (liaison intramoléculaire). Il correspond à une interaction électrostatique attractive qui s'établit entre une molécule possédant un atome d'hydrogène lié à un atome de forte électronégativité (liaisons $O-H$, $N-H$, $F-H$), et une autre molécule comportant un atome électronégatif (O , N , F) possédant au moins un doublet non liant (doc 8).



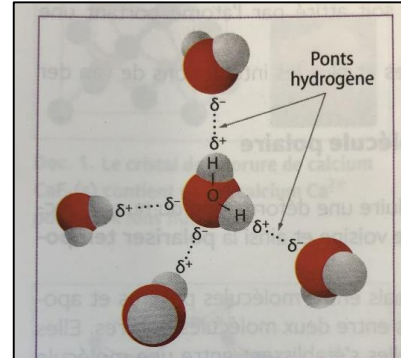
Un pont hydrogène est une interaction plus forte qu'une interaction de van der Waals et n'existe que si les atomes sont suffisamment proches (séparés de 0,1 à 0,5 nm). C'est ce type d'interactions qui maintient par exemple ensemble les deux brins de la molécule d'ADN.

3. Interactions intermoléculaires et propriétés physico-chimiques

Les interactions intramoléculaires lient les atomes dans une molécule et sont responsables de leur stabilité ; les interactions intermoléculaires sont responsables des propriétés physico-chimiques.

Les températures de fusion et d'ébullition d'un corps pur sont élevées lorsque des interactions intermoléculaires nombreuses et intenses peuvent s'établir entre les molécules (doc 9). Plus les molécules d'un soluté peuvent établir des interactions avec les molécules d'un solvant, plus grande sera la solubilité de ce soluté dans ce solvant, pour une température donnée. Il en est de même pour la miscibilité entre deux liquides.

Les interactions ioniques sont plus fortes que les interactions intermoléculaires, il est donc nécessaire de fournir aux solides ioniques davantage d'énergie thermique pour rompre ces interactions. Les températures de changements d'état des composés ioniques sont en général plus élevées que celles des corps purs moléculaires.

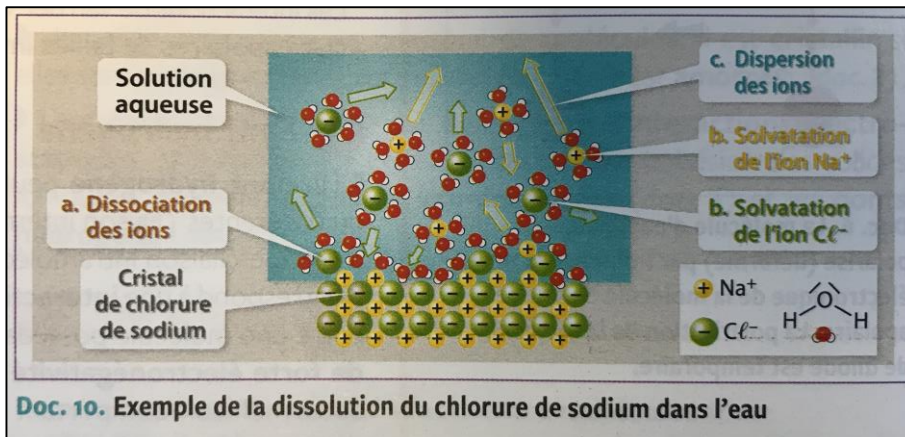


Doc. 9. Les ponts hydrogène entre les molécules d'eau expliquent sa température de vaporisation élevée : il faut apporter beaucoup d'énergie pour s'opposer à toutes ces interactions attractives.

C. Dissolution d'un solide ionique

1. Processus de dissolution

La dissolution d'un solide ionique s'effectue en trois étapes (doc 10).

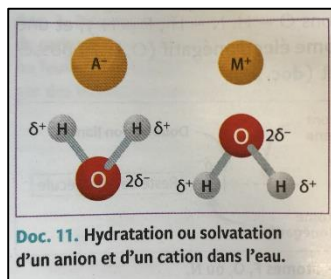


Doc. 10. Exemple de la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau

a. Dissociation

Sous l'effet des interactions électrostatiques s'exerçant entre l'eau (solvant) et les ions à la surface du cristal, celui-ci fini par se dissocier.

b. Solvatation des ions libérés



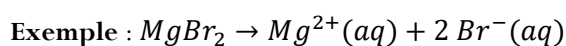
Les ions s'entourent de molécules d'eau et s'isolent les uns des autres. Les ions solvatés ou hydratés (dans le cas où le solvant est l'eau) sont notés avec le symbole (aq) , par exemple $Na^+(aq)$ (doc 11).

c. Dispersion

Sous l'effet de l'agitation thermique et selon la nature du solvant, les ions solvatés se dispersent dans le solvant.

2. Equation de la réaction de dissolution

Les solides ioniques sont très solubles dans les solvants polaires comme l'eau. Toute dissolution d'un soluté dans un solvant est modélisée par une réaction dont l'équation traduit la conservation des éléments et des charges électriques. Une solution ionique est électriquement neutre.



3. Concentration en quantité de matière des ions en solution

a. Concentration en quantité de matière de soluté apporté

$$C(A) = \frac{n(A)}{V(sol)}$$

- $C(A)$ est la concentration en quantité de matière de soluté apporté en $mol \cdot L^{-1}$.
- $n(A)$ est la quantité de matière de soluté A en mol
- $V(sol)$ est le volume de la solution en L

b. Concentration effective

La concentration effective de l'ion en moles par litre ($mol \cdot L^{-1}$) s'écrit :

$$[X] = \frac{n(X)}{V(sol)} = nbr\ stoech \times C$$