

Nom: Prénom: Classe: Date:

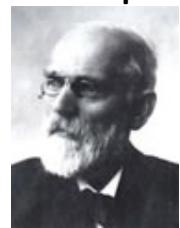
Van der Waals & les agrégats

Objectifs	Classe
<input type="checkbox"/> Cohésion dans un solide. <input type="checkbox"/> Modélisation par des interactions ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par pont hydrogène. <input type="checkbox"/> Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.	1 ^{ère} Spé
	Durée
	45 min

Document 1: Van der Waals (Physicien hollandais, 1837-1923)

Le parcours du physicien hollandais van der Waals est assez atypique : d'abord instituteur, puis professeur dans l'enseignement secondaire, il fréquenta les cours de l'Université de Leyde pendant son temps libre sans avoir le droit de passer les examens, faute d'avoir suivi le cursus classique. La loi changea en 1873 et c'est ainsi qu'il put soutenir sa thèse : « de la continuité des états liquides et gazeux », thèse remarquée par James Clerk Maxwell et qui se propagea dans les milieux scientifiques une fois traduite en allemand en français et en anglais. Prix Nobel en 1910, van der Waals fut l'un de ceux qui contribuèrent à la renommée de l'Université d'Amsterdam où il exerça toute sa vie, laissant même à sa retraite sa chaire de physique à son fils Johannes Diderik Junior !

Les travaux de van der Waals ont permis des progrès spectaculaires dans la compréhension des états de la matière. Suivant des paramètres mesurables à notre échelle (volume, température, pression), un fluide peut exister sous forme liquide ou gazeuse... ou les deux à la fois. Les thermodynamiciens ont proposé de nombreuses « équations d'états » qui visent à relier ces paramètres. Celle élaborée par van der Waals contient deux innovations majeures qui permettent d'établir cette loi « macroscopique » à partir des propriétés des molécules elles-mêmes. Premièrement, les molécules ont un volume « incompressible » : il faut en tenir compte dans un modèle réaliste. Deuxièmement, elles établissent entre elles des liaisons (que la postérité nommera forces de van der Waals). Ces liaisons inter-moléculaires sont plus faibles que les liaisons chimiques à l'intérieur des molécules mais de leur intensité dépendra l'état d'un corps pour des conditions données. Prenons par exemple une série de petites molécules : H_2O , NH_3 , CH_4 . Dans les conditions de température et de pression usuelles sur Terre, l'eau existe sous forme liquide alors que l'ammoniac ou le méthane n'existent que sous forme gazeuse. C'est parce que l'interaction entre deux molécules d'eau est plus forte que celle entre deux molécules de méthane. D'autre part, lorsqu'on chauffe un liquide, on détruit ces liaisons et on permet aux molécules de la surface du liquide de s'échapper sous forme de vapeur. Ces liaisons existent même entre des atomes ou des molécules inertes (argon, hélium, di-azote...) mais elles sont extrêmement faibles. C'est pourquoi il faut descendre à des températures très basses (où l'agitation de la matière est très réduite) pour les obtenir sous forme liquide. En se basant sur les travaux de van der Waals, Dewar a été le premier à liquéfier l'azote en 1898 et Kamerlingh Onnes l'hélium en 1908.



Document 2: Les forces de van der Walls

Elles n'apparaissent que lorsque les atomes sont très proches. Elles proviennent de dipôles infinitésimaux produits dans les atomes par le mouvement des électrons autour de leur noyau chargé positivement. Ces forces représentent donc l'attraction électrostatique entre le noyau d'un atome et les électrons d'un autre atome.

1. Quels sont les trois états de la matière ?

Solution: Les trois états de la matière sont : l'état solide, l'état liquide et l'état gazeux.

2. Faire une description microscopique de ces trois états.

Solution: État solide : Les molécules ou atomes sont très proches les uns des autres, organisés de manière ordonnée. Ils vibrent autour de positions fixes et ne peuvent pas se déplacer librement.

État liquide : Les molécules sont proches mais moins ordonnées que dans un solide. Elles peuvent glisser les unes sur les autres et se déplacer, ce qui permet au liquide de s'écouler.

État gazeux : Les molécules sont très éloignées les unes des autres et se déplacent de manière désordonnée à grande vitesse dans tout l'espace disponible.

3. Quelles sont les unités du système international des trois grandeurs physiques permettant de caractériser un fluide ?

Solution: Volume (V) : mètre cube (m^3)
Température (T) : kelvin (K)
Pression (P) : pascal (Pa)

4. Comment appelle-t-on les liaisons chimiques au sein des molécules ?

Solution: On les appelle liaisons covalentes (ou liaisons intramoléculaires).

5. Qu'appelle-t-on « liaison de Van der Waals » ?

Solution: Les liaisons de Van der Waals sont des interactions faibles entre molécules (liaisons intermoléculaires). Elles proviennent de l'attraction électrostatique entre le noyau d'un atome et les électrons d'un autre atome, dues à la formation de dipôles infinitésimaux causés par le mouvement des électrons. Ces liaisons sont beaucoup plus faibles que les liaisons covalentes au sein des molécules.

6. Rappeler les conditions standard de température et de pression sur terre.

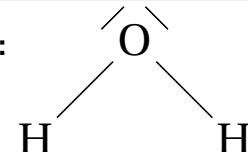
Solution: Les conditions usuelles sur Terre sont :

Température : environ 25 °C (ou 298 K)

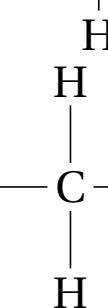
Pression : environ 1 atmosphère ($1,013 \times 10^5$ Pa)

7. Donner la représentation de Lewis des trois molécules citées dans le texte.

Solution: Eau (H_2O) :



Ammoniac (NH_3) : $H—\bar{N}—H$



Méthane (CH_4) : $H—C—H$



8. Pourquoi l'eau existe-t-elle principalement sous forme liquide sur terre, alors que l'ammoniac et le méthane, dans les mêmes conditions, sont sous forme gazeuse ?

Solution: L'eau existe sous forme liquide car les interactions entre deux molécules d'eau sont plus fortes que celles entre deux molécules de méthane ou d'ammoniac dans les conditions usuelles. Cela s'explique par la présence de liaisons hydrogène dans l'eau (un type particulier d'interaction de Van der Waals très forte), grâce à la forte polarité de la molécule H_2O et aux doublets non liants de l'oxygène. Ces interactions maintiennent les molécules d'eau suffisamment proches pour former un liquide à température ambiante, alors que les interactions plus faibles du méthane (molécule apolaire) ne suffisent pas à empêcher les molécules de s'échapper sous forme gazeuse.

9. Quelle est l'influence de la température sur les liaisons de Van der Waals ?

Solution: Lorsqu'on augmente la température, on augmente l'agitation thermique des molécules, ce qui détruit les liaisons de Van der Waals. C'est pourquoi un liquide s'évapore quand on le chauffe : les molécules de surface ont suffisamment d'énergie pour rompre les interactions intermoléculaires et s'échapper sous forme gazeuse. Inversement, à basse température, l'agitation est réduite et les liaisons de Van der Waals peuvent maintenir les molécules ensemble, permettant la liquéfaction de substances qui sont gazeuses à température ambiante.