

COMPÉTENCES ATTENDUES

- Expliquer la cohésion des solides moléculaires.
- Réaliser un protocole permettant de déterminer l'évolution temporelle de la température d'une certaine quantité d'eau au cours de deux changements d'état.
- Réaliser un protocole permettant de déterminer un ordre de grandeur de l'énergie nécessaire pour la fusion d'une masse d'eau solide à 0°C.

I. COHÉSION DES SOLIDES

Un solide (ou cristal) peut être ionique (NaCl) ou atomique (Cu) ou moléculaire (H₂O) selon la nature des liaisons qui s'établissent entre ses constituants.

1. RAPPEL TP PRÉCÉDENT : LES LIAISONS IONIQUES

1. Comment expliquer brièvement la cohésion d'un solide ionique ?

2. COMMENT EXPLIQUER LA COHÉSION DANS LES SOLIDES MOLÉCULAIRES ?

2. Qu'est-ce qu'une molécule ?

Un solide moléculaire est constitué de molécules régulièrement disposées dans l'espace. Sa cohésion est assurée par deux types d'interactions intermoléculaires :

- les interactions de Van der Waals ;
- les liaisons hydrogène.

→ LES INTERACTIONS DE VAN DER WAALS

Document 1 :

Le fait que les molécules ne se déplacent pas toujours librement comme elles le font à l'état gazeux mais qu'elles forment aussi des liquides et des solides, signifie qu'il existe des interactions entre elles. Ainsi, le fait que l'eau soit liquide à la température ambiante est la manifestation que les molécules d'eau adhèrent les unes aux autres. Pour faire bouillir l'eau nous devons apporter suffisamment d'énergie pour écarter les molécules les unes des autres. Les forces responsables de l'adhérence des molécules sont appelées forces de van der Waals en référence au scientifique hollandais du dix-neuvième siècle qui les étudia pour la première fois.

« Le parfum de la fraise », Peter Atkins, Dunod

Document 2 :

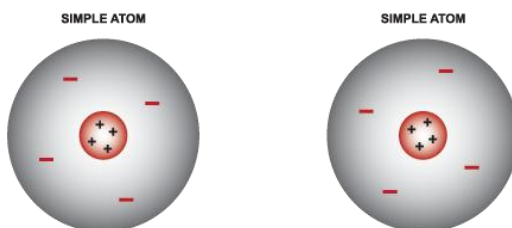
« L'interaction de Van der Waals est une interaction électrique de faible intensité entre des atomes ou des molécules. Elle est associée à des forces attractives, généralement en $1/r^7$, de très courte portée.

Les atomes ou les molécules jouent le rôle de dipôles électriques. Dans le cas de molécules polaires, ce sont des dipôles permanents qui assurent la cohésion du solide (par exemple : le chlorure d'iode I-Cl) ; dans le cas de molécules apolaires, ce sont des dipôles instantané (par exemple : le diiode I-I).

À des températures supérieures à la température du zéro absolue, un atome commence à vibrer, c'est-à-dire le noyau et le nuage d'électrons se mettent en mouvement. Comme les dimensions et aussi les masses du noyau et du nuage sont différentes, il peut se produire provisoirement que, le noyau ne se trouve plus au centre géométrique de l'atome. Il en résulte une répartition de charge déséquilibrée à l'intérieur de l'atome. Un côté est plutôt positif, l'autre plutôt négatif. Ainsi s'est formé pour un court délai un dipôle induit ou instantané.

Les forces de Van der Waals sont d'autant plus grandes que les électrons sont nombreux et la molécule étendue. Elles existent aussi à l'état liquide. »

Document 3 :



*When two atoms come within 5 nanometers of each other, there will be a slight interaction between them, thus causing polarity and a slight attraction.
(slight : adjectif signifiant léger)*

À l'aide des trois documents répondre aux questions suivantes :

3. Les forces de Van der Waals sont dues à quelle interaction (forte, faible, électromagnétique, gravitationnelle) ?
4. Ces forces sont-elles fortes ? Existence-elles qu'à l'état solide ?
5. Pourquoi la molécule I-Cl est polaire et la molécule I-I apolaire ?
6. Quelle est la portée de ces forces exprimée en mètre ?
7. Dans quel cas un atome peut être qualifié de polaire (aide : notion d'électrisation par influence) ? Faire un schéma explicatif.

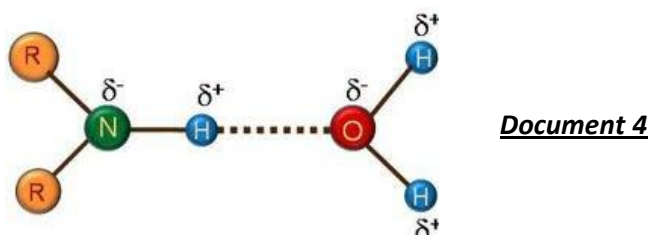
→ LA LIAISON HYDROGÈNE

Dans certains solides moléculaires, des interactions attractives supplémentaires s'ajoutent aux interactions de Van der Waals : ce sont **les liaisons hydrogène**. Cela assure une plus grande cohésion du solide.

Les liaisons hydrogène sont des liaisons intermoléculaires qui ne s'établissent qu'entre certaines molécules et qui impliquent toujours un atome d'hydrogène.

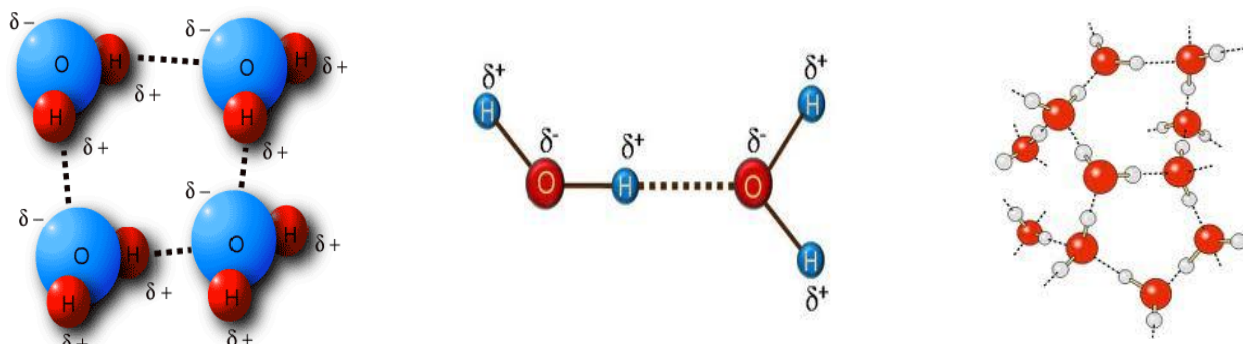
Elle se forme lorsqu'un atome d'hydrogène H, qui est lié à un atome **A** très électronégatif, interagit avec un atome **B** également très électronégatif et porteur de doublet non liant.

Les trois atomes participant à une liaison hydrogène sont généralement alignés.



Elles sont vingt fois moins solides que les liaisons covalentes, et elles sont dix fois plus solides que les liaisons de Van der Waals. Elles sont beaucoup moins intenses que les liaisons ioniques.

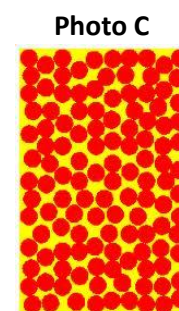
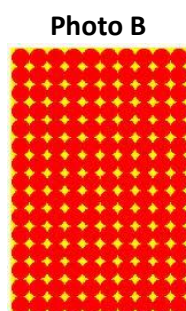
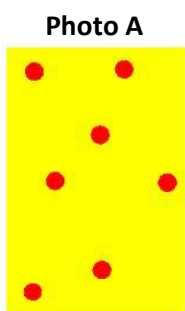
☞ Toute molécule qui possède un groupe $-O-H$ présente des liaisons hydrogène : c'est le cas par exemple de l'éthanol CH_3-CH_2-OH mais aussi de l'eau H_2O .



8. Expliquer le terme « liaisons intermoléculaires ». Les liaisons covalentes peuvent-elles être qualifiées ainsi ?
9. Dans le document 4, quel sont l'atome A et l'atome de B de la définition ?
10. Quelle interaction permet d'expliquer la présence des liaisons hydrogène ?
11. Parmi les molécules suivantes, dans lesquelles peuvent s'établir des liaisons hydrogène : CO_2 , CH_3-Cl , N_2 , $CH_3-CH_2-CH_3$, CH_3-OH .
12. Comparer les températures d'ébullition de l'eau et du dioxygène. Comment interpréter cette différence au niveau microscopique ?
13. La température d'ébullition du chlorure de sodium est de $1461^\circ C$. Une liaison ionique est-elle plus ou moins solide qu'une liaison hydrogène ou de Van der Waals ?

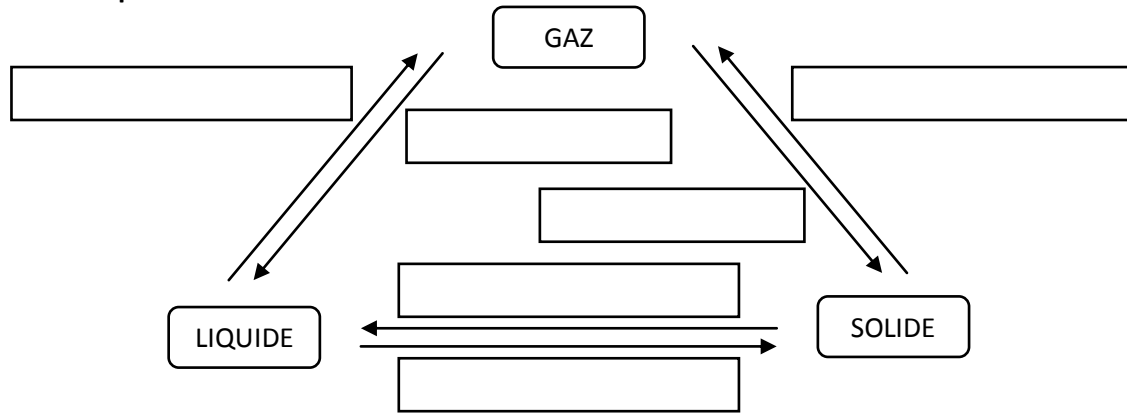
II. LES ÉTATS DE LA MATIÈRE

14. Compléter le tableau à l'aide des adjectifs suivants : ordonnées, désordonnées, rapprochées, espacées, très rapprochées, liées, non liées, peu liées, très agitées, agitées, très peu agitées.
15. Attribuer une photo à chaque état.

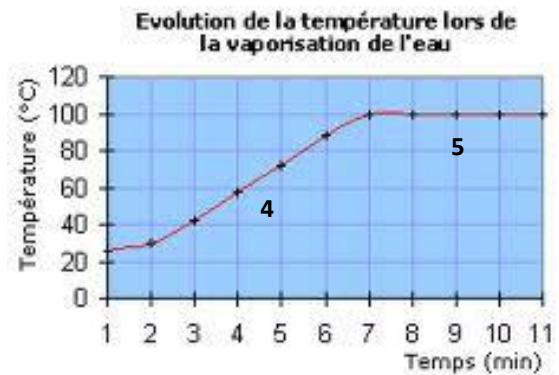
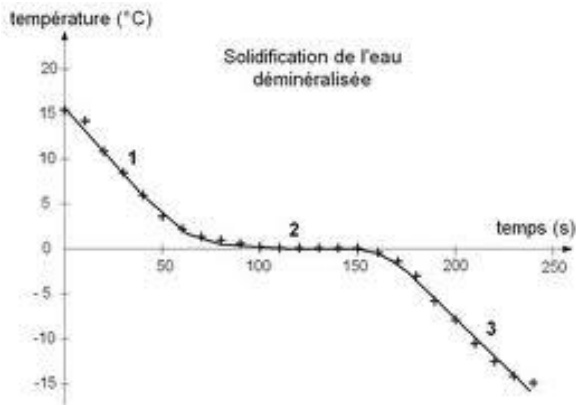


	État solide	État liquide	État gazeux
Adjectifs décrivant les particules	✓	✓	✓
	✓	✓	✓
	✓	✓	✓
	✓	✓	✓
Photo :	Photo :	Photo :	Photo :

16. Indiquer le nom des changements d'états de la matière : **condensation, fusion, liquéfaction, solidification, sublimation et vaporisation.**



Les documents ci-dessous représentent l'évolution de la température lorsqu'on chauffe ou on refroidit de l'eau à température ambiante :



17. Interpréter les graphes donnés en précisant l'état physique de l'eau dans les différentes portions (1 à 5).
 18. Que peut-on dire de l'évolution de la température lors d'un changement d'état ? Et entre des états de la matière ?
 19. Relier par des flèches les **phénomènes microscopiques** aux **observations macroscopiques** lors du chauffage d'un corps pur moléculaire :

Rupture d'interactions intermoléculaires et accroissement de l'agitation

Seulement rupture d'interactions intermoléculaires

changement d'état

élévation de la température

20. Comparer les températures d'ébullition de l'eau et du dioxygène. Comment interpréter cette différence au niveau microscopique ?
 21. La température d'ébullition du chlorure de sodium est de 1461°C. Une liaison ionique est-elle plus ou moins solide qu'une liaison hydrogène ou de Van der Waals ?

III. ASPECT ÉNERGÉTIQUE D'UN CHANGEMENT D'ÉTAT

Lorsqu'on ajoute des glaçons à de l'eau à température ambiante, on constate, au bout de quelques minutes, que les glaçons ont fondus.



Problématique : Comment déterminer l'énergie nécessaire à cette fusion ?

→ Lire et comprendre le principe de la détermination **page 153 du livre partie A.**



Protocole expérimental

- Dans un calorimètre préalablement pesé (masse notée m), verser un volume $V_1 = 200$ mL d'eau à température ambiante, peser l'ensemble (masse notée m'). Agiter. Relever la température initiale θ_i .
 → Prélever 3 glaçons initialement à $\theta_{\text{fusion}} = 0^\circ\text{C}$, les sécher avec du papier absorbant et les introduire rapidement dans le calorimètre puis peser l'ensemble très vite (masse notée m'').
 → Refermer le calorimètre et agiter. Laisser fondre tous les glaçons puis relever la température finale θ_f .



Interprétation

22. Calculer les masses précises de l'eau liquide introduite (notée m_1) et de la masse des glaçons (notée m_2).
 23. Pourquoi faut-il sécher les glaçons ?
 24. Déterminer l'énergie thermique massique de fusion de l'eau, L_{fusion} (capacité thermique du calorimètre : $C = 32,0 \text{ J}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$).
 25. Décrire les différents effets, à l'échelle macroscopique et éventuellement à l'échelle microscopique, d'un apport d'énergie thermique à un corps pur solide.