

Les interactions dans la matière

☰ Plan du cours			✎ Exercices
I	Les liaisons fortes	1	🏠 Voir fiche TD
	Généralités • Interaction ionique		
	B.1 Energie potentielle électrostatique	2	🌐 Tous les cours en ligne !
	B.2 Liaison ionique	3	
II	Interaction métallique • Ordres de grandeurs et comparaison		PhysicSensei.fr 
	Les interactions faibles	4	
	Interactions de Van der Waals • Impact sur les propriétés physiques • Fonction des différents états de la matière		

Comment les atomes interagissent-ils pour former des structures stables dans la matière ?

Pour comprendre les différents matériaux qui nous entourent, il est important d'étudier comment les atomes se lient entre eux. Ces liaisons déterminent les propriétés des substances. Il y a trois types principaux de liaisons : les liaisons ioniques, où les atomes échangent des électrons et deviennent des ions ; les liaisons métalliques, où les électrons se déplacent librement autour des atomes de métal ; et les liaisons de Van der Waals, qui sont des forces faibles et temporaires entre les molécules.

💡 Remarque

Les interactions sont classées en liaisons fortes et liaisons faibles en fonction de l'énergie de liaison qui permet de mesurer «la force» de la liaison.

I Les liaisons fortes

A Généralités

☰ Définition

Une liaison forte est une interaction chimique où des atomes partagent ou échangent des électrons pour former une connexion stable et durable.

🧪 Propriété

L'énergie de liaison nécessaire pour briser des liaisons fortes est comprise de 200 à 500 kJ.mol^{-1} .

Remarque

Il existe 3 types limites de liaisons fortes :

- la liaison covalente : se forme entre atomes d'électronégativités voisines.
- la liaison ionique : se forme entre atomes d'électronégativités très différentes.
- la liaison métallique : se forme entre atomes d'électronégativités voisines avec des propriétés différentes de la liaison covalente (que l'on traitera plus bas).

B Interaction ionique**B.1 Energie potentielle électrostatique**

L'énergie potentielle électrostatique est une grandeur fondamentale en physique permettant de décrire les interactions entre particules chargées. Elle est reliée à la force électrostatique et permet de quantifier le travail nécessaire pour déplacer des charges dans un champ électrique.

Définition

Une charge électrique est une propriété physique des particules qui les rend sensibles aux forces électrostatiques. Elle peut être positive ($+q$) ou négative ($-q$) et s'exprime en coulombs (C).

Formule

L'énergie potentielle électrostatique entre deux charges q_1 et q_2 séparées par une distance r est donnée par :

$$E_{\text{pot}} = k_e \frac{q_1 \cdot q_2}{r}.$$

où $k_e = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$ est la constante de Coulomb, avec ϵ_0 la permittivité du vide.

Propriété**1. Symétrie :**

L'énergie potentielle est symétrique par rapport à q_1 et q_2 , c'est-à-dire :

$$E_{\text{pot}}(q_1, q_2) = E_{\text{pot}}(q_2, q_1).$$

2. Dépendance en r :

Plus la distance r augmente, plus l'énergie potentielle diminue en valeur absolue.

3. Signe de E_{pot} :

- Si q_1 et q_2 sont de même signe, $E_{\text{pot}} > 0$: interaction répulsive.
- Si q_1 et q_2 sont de signe opposé, $E_{\text{pot}} < 0$: interaction attractive.

Formule

Dans un système comportant plusieurs charges $q_1, q_2, \dots, q_n$, l'énergie potentielle totale est la somme des énergies potentielles entre toutes les paires de charges :

$$E_{\text{pot, total}} = \sum_{i < j} k_e \frac{q_i \cdot q_j}{r_{ij}},$$

où r_{ij} est la distance entre les charges q_i et q_j .

B.2 Liaison ionique

Définition

La liaison ionique est une liaison chimique formée par l'attraction électrostatique entre des ions de charges opposées, résultant du transfert d'électrons d'un atome à un autre.

Explication

Afin qu'une liaison ionique se forme, il est nécessaire de remplir plusieurs conditions :

→ Elles se forment entre ions de signes contraires.

Exemple

Na^+ et Cl^-

→ Elle se forme entre atomes qui donnent facilement des ions positifs et des ions négatifs.

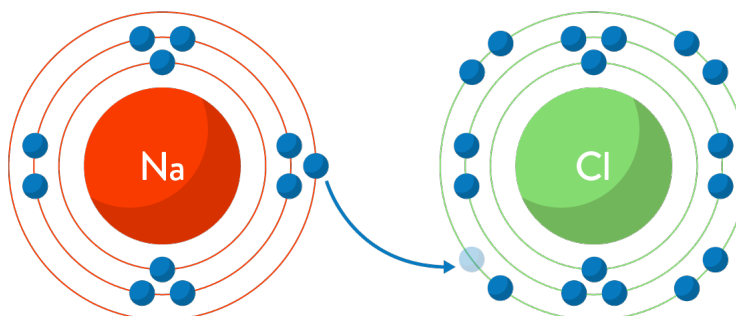
Propriété

C'est une interaction électrostatique. Elle n'est pas dirigée dans l'espace et ne possède pas de direction préférentielle.

Les cristaux ioniques (ou molécules ioniques) possèdent des caractéristiques telles qu'un point de fusion élevé et ils ont une capacité à se dissoudre dans l'eau pour former des solutions conductrices d'électricité.

Exemple

Dans la molécule ionique NaCl , qui constitue le sel de table, l'atome de Chlore (Cl) est beaucoup plus électronégatif que celui de Sodium (Na). Il vient alors "attraper" un électron du Sodium pour former l'ion Cl^- et par conséquent le sodium devient l'ion Na^+ . Ensemble, ils forment la molécule NaCl .

**C****Interaction métallique****Définition**

La liaison métallique est une liaison chimique dans laquelle les atomes de métal partagent un "nuage" d'électrons délocalisés qui se déplacent librement à travers le réseau cristallin du métal.

i Explication

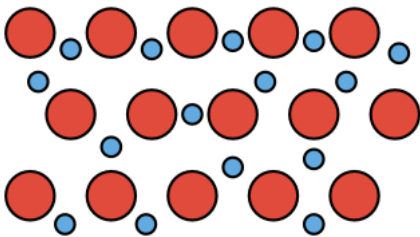
Les liaisons métalliques se forment dans les métaux où les atomes perdent facilement leurs électrons de valence pour former des cations positifs. Ces cations sont maintenus ensemble par l'attraction électrostatique avec les électrons libres qui se déplacent autour d'eux.

🧪 Propriété

Les électrons délocalisés dans la liaison métallique permettent aux métaux de présenter des propriétés telles que la conductivité électrique et thermique élevée, ainsi que la malléabilité et la ductilité.

✓ Exemple

Dans le métal pur tel que l'or (Au), les atomes d'or perdent facilement leur électron de valence pour former des cations Au^{+} . Ces cations sont maintenus ensemble par un nuage d'électrons délocalisés qui confère au métal ses propriétés caractéristiques.



D Ordres de grandeurs et comparaison

Propriété	Cristaux ioniques	Métaux
Distance interionique	Quelques angströms à quelques nanomètres	Quelques angströms à quelques dixièmes de nanomètre
Point de fusion	Élevé (plusieurs centaines à plusieurs milliers de degrés Celsius)	Variable (généralement élevé, dépend du métal spécifique)
Conductivité électrique	Faible (solides, mais conducteurs en solution)	Élevée (bons conducteurs d'électricité)
Conductivité thermique	Faible	Élevée
Dureté	Généralement élevée	Variable (peut être très élevée dans certains métaux)
Malléabilité/Ductilité	Faible (fragiles)	Élevée (moldable, étirable)
Solubilité dans l'eau	Solubles (formant des solutions conductrices)	Insolubles (sauf quelques exceptions)

Table 1 – Comparaison des propriétés entre cristaux ioniques et métaux

II Les interactions faibles

A Interactions de Van der Waals

≡ Définition

Les interactions de Van der Waals sont des forces d'attraction faibles et temporaires qui se produisent entre molécules ou parties de molécules.

Propriété

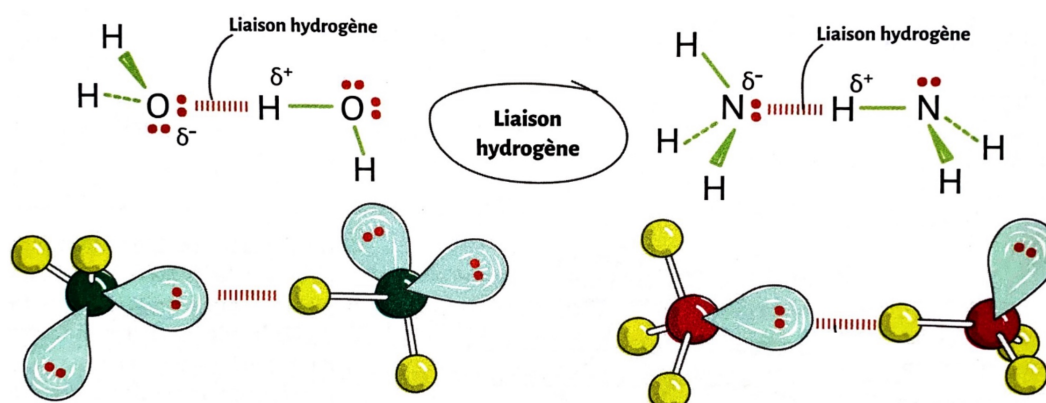
Les distances caractéristiques des interactions de Van der Waals sont de l'ordre de 3 à 4 angströms (Å), et les énergies mises en jeu sont typiquement entre 0.1 et 10 kJ/mol.

Remarque

Les liaisons covalentes, avec des énergies typiquement entre 150 et 400 kJ/mol et des distances caractéristiques de l'ordre de 1 à 2 angströms (Å), sont beaucoup plus fortes que les interactions de Van der Waals et les liaisons hydrogène.

Définition

La liaison hydrogène est une interaction spécifique et relativement forte qui se produit lorsqu'un atome d'hydrogène est lié de manière covalente à un atome très électronégatif (comme l'oxygène, l'azote ou le fluor) et est attiré par une paire d'électrons non liants d'un autre atome électronégatif.



Exemple

Dans l'eau, les liaisons hydrogène entre les molécules sont responsables de son point d'ébullition élevé par rapport à d'autres molécules de taille similaire. Les liaisons hydrogène expliquent aussi la capacité de l'eau à dissoudre de nombreux composés ioniques et polaires.

Propriété

Les distances caractéristiques des liaisons hydrogène sont de l'ordre de 1.5 à 2.5 angströms (Å), et les énergies mises en jeu sont typiquement entre 10 et 40 kJ/mol.

B Impact sur les propriétés physiques

Explication

Les interactions de Van der Waals et les liaisons hydrogène jouent un rôle crucial dans la détermination des propriétés physiques des corps purs :

- Point de fusion et d'ébullition : Les substances avec des interactions de Van der Waals plus fortes ou des liaisons hydrogène auront des points de fusion et d'ébullition plus élevés.
- Solubilité : Les liaisons hydrogène favorisent la solubilité dans les solvants polaires, comme l'eau, tandis que les interactions de Van der Waals influencent la solubilité dans des solvants non polaires.
- Viscosité : Des interactions de Van der Waals plus fortes ou des liaisons hydrogène peuvent conduire à une viscosité plus élevée.

C Fonction des différents états de la matière

Dans les solides, les forces de Van der Waals sont plus fortes que dans les gaz et les liquides en raison de la proximité accrue des molécules.

Dans un solide, les molécules sont arrangées de manière ordonnée et très rapprochées. En revanche, dans les liquides, les molécules sont plus libres et légèrement plus éloignées, réduisant ces interactions. Dans les gaz, les molécules sont très dispersées et se déplacent librement, ce qui diminue considérablement la force des interactions de Van der Waals.

