

Solides ioniques ou moléculaires

A Solides ioniques

1. Électrisation

Les charges électriques interagissent entre elles par frottement (fig 1), par contact (fig 2) ou par influence (fig 3)

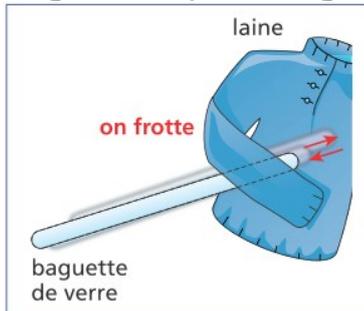


Fig. 1 Électrisation par frottement.

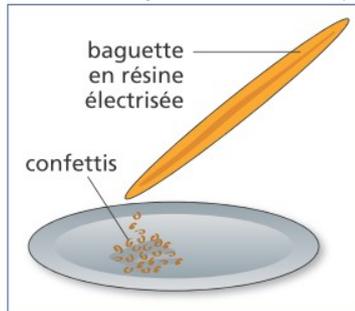


Fig. 2 Électrisation par contact.

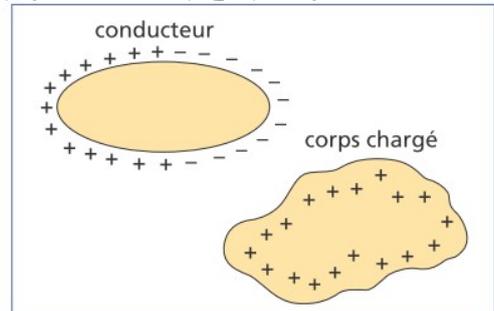


Fig. 3 Électrisation par influence.

2. Loi de Coulomb

L'interaction entre les charges électriques est appelée force de Coulomb

Dans le vide, deux charges électriques q_1 et q_2 , sont en interaction :

La charge électrique q_1 exerce sur la charge électrique q_2 , une force $F_{1/2}$

- Orientée selon la direction reliant le centre des deux charges.
- Répulsive ou attractive
- De valeur :

$$F_{1 \rightarrow 2} = k \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

F s'exprime en N,
q en C et d en m
d² dans l'air ou le vide,
k = 9,0 . 10⁹ N . m² . C⁻²

3. Structures des solides ioniques

Ils sont constitués de cations et d'anions, en quantité telle que le solide est électriquement neutre.

Les cations sont entourés d'anions et les anions sont entourés de cations : ces ions s'attirent selon la loi de Coulomb ce qui explique la cohésion du cristal.

Ces ions ne se déplacent pas : un solide ionique est un isolant.

Voir la structure du chlorure de sodium

4. Dissolution dans l'eau

Certains solides ioniques peuvent se dissoudre dans l'eau.

La valeur de la force de Coulomb est 80 fois plus faible dans l'eau que dans le vide : les ions ne s'attirent plus suffisamment pour assurer la cohésion du cristal.

B Solides moléculaires

Ce sont les espèces chimiques qui ne sont pas constituées d'ions mais de molécules

1. Force de Van der Waals

La cohésion entre les molécules est due aux forces de Van der Waals. Cette force est faible. Ceci explique l'état gazeux de nombreux composés moléculaires.

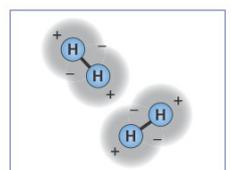


Fig. 7 Interaction de Van der Waals dans le cas du dihydrogène.

2. Liaison hydrogène

Liaison qui se forme entre le doublet non liant d'un atome (O, N, F...) et l'atome d'hydrogène d'une molécule voisine. Ceci explique la grande solubilité de certaines espèces chimiques dans l'eau.

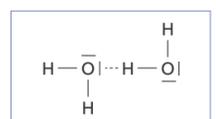


Fig. 8 Liaison hydrogène (en pointillés) entre deux molécules d'eau.