

1 ^{ère} S	Thème : Lois et modèles	Activités
Chimie	Cohésion des solides ioniques et moléculaires - Corrigé	Chap.12

I. Les solides ioniques

1. Qu'est-ce qu'un solide (ou cristal) ionique ?

- 1.1. Quelle est la structure électronique du fluor ($Z = 9$) ? **K(2)L(7)**
- 1.2. Quel est l'ion que peut former l'élément fluor ? **L'atome gagne un électron pour former l'ion fluorure F^- .**
- 1.3. Quelle est le nombre d'électrons externes du calcium de structure électronique $K^2L^8M^8N^2$? **2**
- 1.4. Quel est l'ion que peut former l'élément calcium ? **L'atome perd deux électrons pour former l'ion Ca^{2+} .**

2. Quelles sont les interactions prédominantes dans un cristal ionique ?

- 2.1. L'interaction forte se manifeste à l'intérieur du noyau seulement.
- 2.2. L'interaction faible se manifeste à l'intérieur du noyau seulement.
- 2.3. L'interaction gravitationnelle est négligeable dans un cristal ionique car les masses des ions sont très faibles.
- 2.4. Dans un cristal ionique, l'interaction électrostatique se manifeste car les ions sont chargés. Il y a attraction ou répulsion suivant le signe des ions.

3. Conclusion

4. Exercices

4.1. Solide ionique ou moléculaire? (ex. 5 p.210)

- Chlorure de lithium $LiCl$: solide ionique ; diiode I_2 : solide moléculaire ; soufre S : solide moléculaire ; fluorure de sodium NaF : solide ionique ; bromure de potassium KBr : solide ionique .

4.2. Description d'un solide ionique (ex. 7 p.211)

- En utilisant la classification périodique (présentée dans les rabats), écrire la formule des ions qui constituent les solides ioniques suivants :
Iodure de potassium KI : **ions potassium K^+ et iodure I^-** ; chlorure de baryum $BaCl_2$: **ions baryum Ba^{2+} et chlorure Cl^-** ; carbonate de calcium $CaCO_3$: **ions calcium Ca^{2+} et ions carbonate CO_3^{2-}** ; hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3$: **ions sodium Na^+ et carbonate CO_3^{2-}** ; hydroxyde de sodium $NaOH$: **ions sodium Na^+ et hydroxyde HO^-** ; hydroxyde de fer (II) $Fe(OH)_2$: **ions fer II Fe^{2+} et ions hydroxyde HO^-** .

II. Les solides moléculaires

1. Polarité des molécules

- Remarque : à l'exception des gaz nobles, l'électronégativité augmente :
➤ **De gauche à droite** sur une même ligne de la classification périodique.
➤ **Du bas vers le haut** dans une même colonne de la classification périodique.

2. Cohésion des solides moléculaires

2.1. Les interactions de Van der Waals

2.2. La liaison hydrogène

3. Que se passe-t-il lorsqu'on chauffe un solide ?

- **Lors d'un chauffage, l'énergie thermique** apportée à un corps pur moléculaire **peut** :
➤ **Conduire à une élévation de température** avec rupture d'interactions intermoléculaires et accroissement de l'agitation des molécules (l'énergie thermique est transformée en énergie cinétique),
➤ **Provoquer un changement d'état** avec seulement rupture d'interactions intermoléculaires : la température reste alors constante. Connaître le nom des changements d'état ci-dessous.

4. Exercices

4.1. Nature des interactions à l'état liquide (ex. 12 p.211)

- **À l'état liquide, pour chacun de ces liquides moléculaires, il existe des interactions de Van der Waals. La température d'ébullition de l'éthanol est bien plus élevée que celle du propane. Il existe donc des interactions supplémentaires pour l'éthanol, seulement à l'état liquide : les liaisons hydrogène.**

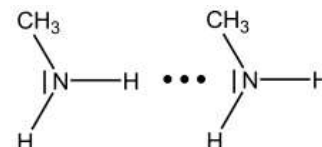
4.2. Critère d'identification d'espèces chimiques (ex. 19 p.213)

- Les forces d'interactions modélisées par des liaisons hydrogène possèdent des valeurs plus fortes de celles des forces d'interactions de Van der Waals (qui existent pour toute espèce chimique).
- Les composés (a) et (d) peuvent former des liaisons hydrogène mais pas les composés (b) et (c). Donc les températures d'ébullition de (a) et (d) sont plus importantes que celles de (b) et (c).
- Les interactions de Van der Waals sont d'autant plus importantes que les molécules sont volumineuses. Donc le classement des composés par ordre croissant de leur température d'ébullition est : (c) < (b) < (a) < (d)



4.3. Amine and hydrogen bond (ex. 22 p.213)

- a) La cohésion à l'état liquide du propane est assurée par des interactions de Van der Waals.
- b) Dans l'éthanamine, il existe un atome d'azote relié à un atome d'hydrogène. Une liaison hydrogène peut donc s'établir entre l'hydrogène relié par covalence à l'atome d'azote et un autre atome d'azote. Liaison hydrogène sur le schéma ci-contre.



- c) Les températures d'ébullition sont d'autant plus élevées que les interactions à l'état liquide entre les molécules sont importantes. Les interactions à l'état liquide pour l'éthanamine (Van der Waals et liaison hydrogène) sont plus importantes que pour le propane (Van der Waals), d'où sa température d'ébullition plus élevée.

4.4. L'eau, espèce chimique particulière (ex. 21 p.213)

- a) Sous un bar, la température d'ébullition de l'eau est 100 °C.
- b) Si l'évolution des températures d'ébullition était régulière, on devrait avoir une valeur d'environ -75 °C.
- c) Dans tous les composés, il existe à l'état liquide des interactions de Van der Waals.
- d) Pour l'eau à l'état liquide, il existe des interactions appelées liaisons hydrogène, qui s'établissent entre les molécules. Ces liaisons hydrogène sont des interactions dont les valeurs des forces sont plus fortes que celles des interactions de Van der Waals. Les températures d'ébullition sont d'autant plus élevées que les interactions à l'état liquide entre les molécules sont importantes. D'où la température d'ébullition particulièrement élevée de l'eau.

4.5. Halogénures d'hydrogène (ex. 28 p.214)

- a) Pour chaque molécule H-X, les interactions qui existent entre ces molécules à l'état liquide sont des interactions de Van der Waals. A l'état gazeux, on peut considérer que les interactions entre molécules sont nulles. Donc plus les températures d'ébullition sont élevées, plus les interactions à l'état liquide sont importantes.

L'évolution des températures d'ébullition pour HCl, HBr et HI est régulière. Seules des interactions de Van der Waals sont envisageables pour ces composés. On en déduit donc que les interactions de Van der Waals pour HI sont plus importantes que celles pour HBr qui, elles-mêmes, sont plus importantes que pour HCl. On remarque que l'élément iode est dans la 5^{ème} période de la classification périodique, il possède donc un nombre plus important d'électrons, donc est plus volumineux que Br et donc que Cl. Une interaction de Van der Waals est d'autant plus importante que les molécules sont volumineuses. D'où l'évolution observée.

- b) Le fluorure d'hydrogène ne suit pas cette évolution régulière des températures d'ébullition des H-X. En effet, à l'état liquide, les molécules de HF, en plus des interactions de Van der Waals, peuvent former entre elles des liaisons hydrogène qui sont des interactions plus importantes que les interactions de Van der Waals. D'où une augmentation de la température d'ébullition de HF.

4.6. Vrai ou faux (ex. 9 p.211)

- a) À l'état gazeux, les interactions entre les entités chimiques sont importantes. **Faux.**
- b) La température de sublimation permet d'évaluer les interactions existant à l'état solide. **Vrai.**
- c) Les molécules sont plus éloignées les unes des autres à l'état solide qu'à l'état liquide. **Faux.**
- d) Pour une même espèce ionique, l'interaction attractive entre deux ions de charge de signe contraire à l'état solide est plus importante qu'à l'état liquide. **Vrai.**