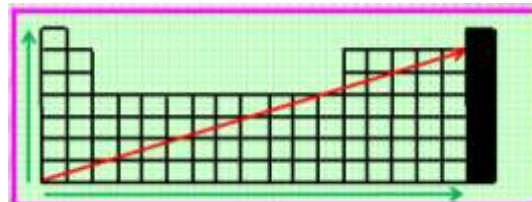


**Chapitre 9**

**I – Polarité de molécules**

**1) Électronégativité d'un élément chimique**

**L'électronégativité d'un corps caractérise son aptitude à attirer vers lui les électrons d'une liaison covalente.**

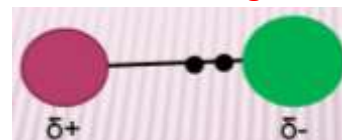


Dans la classification périodique, si on excepte la colonne des gaz nobles, l'électronégativité croît de l'élément le plus à gauche et en bas vers celui le plus à droite et en haut.

**2) Liaison polarisée**

**Si deux atomes formant une liaison covalente présente une différence d'électronégativité notable alors la liaison entre eux est polarisée.**

L'atome le plus électronégatif va déplacer sur lui un excès de charge négative noté  $\delta^-$  tandis que l'autre atome de la liaison va présenter un excès de charge  $\delta^+$ .



Si les deux atomes d'une liaison sont identiques, la liaison n'est pas polarisée.

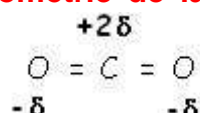
Si la différence d'électronégativité est très importante, les atomes peuvent s'ioniser en un cation et un anion. Leur assemblage est dû à l'interaction électromagnétique qui existe entre deux corps chargés de façon opposée, on parle de liaison ionique.

**3) Le caractère polaire d'un solvant**

**Une molécule polaire est identifiable par deux critères :**

- **il est constitué d'atomes présentant une différence notable d'électronégativité ;**
- **les charges partielles  $\delta^-$  et  $\delta^+$  ne se superposent pas en raison de la géométrie de la molécule.**

Si ces critères ne sont pas respectés, la molécule est **apolaire**. Ex :  $\text{CO}_2$



Dans le cas des solvants organiques contenant des atomes très électronégatifs tels que Cl, F, N ou O sont en général polaires. Cela ne sera pas le cas de ceux constitués de C et H dont les électronégativités sont très proches.

**II – Électrisation de la matière**

**Il est possible d'électriser de la matière par frottement ou par contact avec un corps chargé par transfert d'électron.**

**Par frottement**, une matière arrache ou cède des électrons à une autre matière. Celle qui a arraché les électrons devient chargée négativement tandis que celle qui les cède devient chargée positivement.

Un corps se charge de la même façon que le corps **au contact** duquel il se place.

**Deux corps chargés d'une électricité de même nature se repoussent.**

**Deux corps chargés d'une électricité de nature opposée s'attirent.**

**III – Cohésion des solides ioniques**

**1) Constitution**

**Un solide ionique cristallin est une structure électriquement neutre constituée par un agencement ordonné dans l'espace d'ions chargés positivement ou cations et d'ions chargés négativement ou anions.**

Rq : les proportions des cations et des anions respectent la neutralité du cristal.

**2) La loi de Coulomb**

C'est une adaptation de l'expression des forces de l'interaction électromagnétique. Dans le cas de deux corps ponctuels, portant respectivement les charges  $q_A$  et  $q_B$ , à une distance  $r$  l'un de l'autre, la force électrostatique s'exprime ainsi :

$$F = k \times |q_A| \times |q_B| / r^2$$

N   SI   C   C   m

**3) Explication**

Les ions de charges contraires s'attirent tandis que ceux chargés identiquement se repoussent. La répartition des ions dans le cristal se fait de telle façon que les forces répulsives soient minimales et les attractives maximales en utilisant le fait que ces forces diminuent très rapidement avec une augmentation de la distance entre deux ions. **L'ensemble des interactions électrostatiques respectant la loi de Coulomb est responsable de la cohésion d'un cristal ionique.**

## IV – Cohésion des solides moléculaires

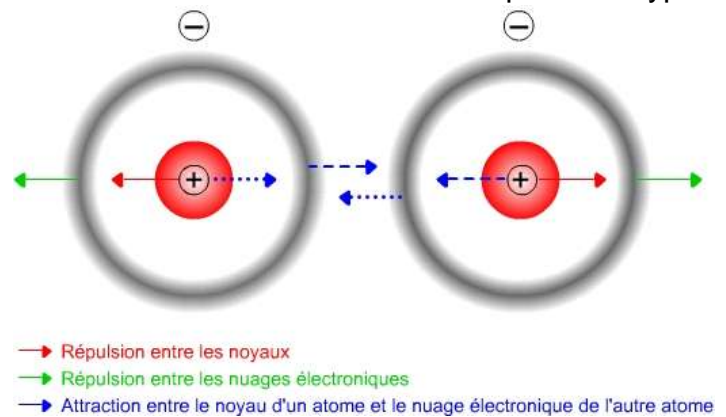
### 1) Constitution

Un solide moléculaire est une structure électriquement neutre constituée par des molécules. Si l'agencement des molécules est ordonné, les molécules forment un cristal. Si ce n'est pas le cas, le solide est dit amorphe. La cohésion du solide est assurée par deux types d'interaction intermoléculaire :

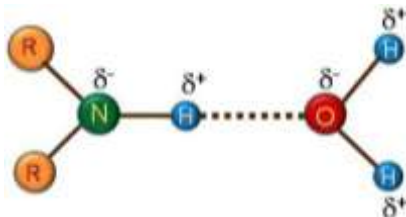
- l'interaction de van der Waals ;
- la liaison hydrogène.

### 2) Interaction de van der Waals

Ces interactions d'intensité, plus faibles que les interactions électrostatiques, sont intenses pour des distances de l'ordre du nm. Elles résultent de la déformation du nuage électronique sous l'influence d'un corps polaire (polarisation par influence).



### 3) Liaison hydrogène



La liaison hydrogène s'établit entre un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif (O, N et F) et un autre atome d'azote, d'oxygène ou de fluor appartenant à une molécule voisine.

C'est une liaison électrostatique plus forte que la précédente.

## IV – Dissolution

### 1) Vocabulaire

Une dissolution consiste à dissoudre une espèce chimique (solide, liquide, gaz) ou soluté dans un solvant pour obtenir une solution.

### 2) Influence du solvant

La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant sera d'autant plus grande que les interactions existant entre les deux seront importantes.

Un solvant **polaire** sera meilleur pour dissoudre des espèces polaires ou ioniques.

Un solvant **apolaire** sera meilleur pour dissoudre des espèces apolaires.

### 3) Les étapes de la dissolution

Dans un solvant polaire, la dissolution se déroule en trois étapes :

- **dissociation** : le solvant polaire attire les ions à la surface du cristal et les en détache.
- **solvatation** : le solvant polaire entoure les ions sous la forme d'un bouclier qui les stabilise.
- **dispersion** : les ions se répartissent progressivement dans le solvant de façon homogène.

### 4) Équation chimique

Au cours d'une dissolution, il y a conservation des éléments et des charges.

L'équation chimique traduit cette conservation.

Ex :  $\text{FeCl}_3$  est un solide ionique susceptible de se dissocier en donnant un ion  $\text{Fe}^{3+}$  et 3 ions  $\text{Cl}^-$ .

$\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq})$  (aq) signifie que les ions qui se forment sont solvatés.

Une solution est électriquement neutre et donc les charges portées par les anions et les cations se compensent.

Dans le cas d'un composé moléculaire, l'équation s'écrit :  $\text{X}(\text{s}) \rightarrow \text{X}(\text{aq})$ . Ex :  $\text{I}_2(\text{s}) \rightarrow \text{I}_2(\text{aq})$

### 5) Concentration molaire d'un ion ( ? )

Les espèces existant en solution sont les ions. La concentration d'un ion X se calcule comme le rapport de leur quantité de matière présente en solution  $n(\text{X})$  sur le volume de solution  $V_s$ .

$$[\text{X}] = \frac{n(\text{X})}{V_s}$$

mol.L<sup>-1</sup>      mol      L

Leur quantité de matière peut être déterminée à partir de l'équation de dissolution.

## V – Extraire par un solvant (rappel)

Dans une extraction depuis un liquide grâce à une ampoule à décanter, choisir un solvant extracteur pour extraire une espèce chimique donnée se fait sur deux critères :

- l'espèce chimique doit être plus soluble dans le solvant que dans le liquide ;
- le solvant et le liquide ne doivent pas être miscibles.

## VI - Exercices

### Exercice 1

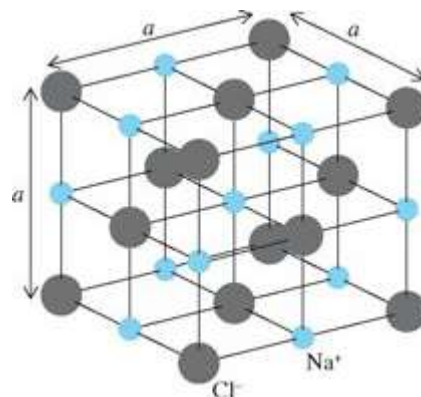
- 1) Décrivez brièvement les atomes de carbone ( $Z = 6$ ,  $A = 12$ ) et de soufre ( $Z = 16$ ,  $a = 32$ ).
- 2) Dessinez les molécules de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  (linéaire) et de dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$  (molécule coudée).
- 3) Expliquez pourquoi la première molécule est apolaire alors que la seconde est polaire.
- 4) Comparez la solubilité dans l'eau de ces 2 molécules.

*Données* : tous les atomes présentent des différences d'électronégativité entre eux.

### Exercice 2

Partie A - Le sel de cuisine, ou chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ ), est un solide ionique dont la structure est la suivante :

- 1) Exprimez, en fonction de  $a$ , la plus petite distance séparant le centre de deux ions chlorure ou de deux ions sodium.
- 2) Déduisez de l'expression de la force électrostatique s'exerçant entre deux ions de même signe. Cette force est-elle attractive ou répulsive ?
- 3) Exprimez, en fonction de  $a$ , la plus petite distance séparant le centre d'un ion chlorure d'un ion sodium.
- 4) Déduisez de l'expression de la force électrostatique s'exerçant entre deux ions de signe opposé. Cette force est-elle attractive ou répulsive ?
- 5) Comparez l'intensité de ces deux forces. Que peut-on en déduire concernant la cohésion du cristal de sel ?



Partie B – On dissout le sel dans l'eau.

- 1) Pourquoi la molécule d'eau permet-elle la dissolution du sel ?
- 2) Lors de la dissolution, les ions sont hydratés. Représentez un cation et un anion hydraté en justifiant l'orientation prise par les molécules.
- 3) Rappelez les noms et l'ordre des étapes de la dissolution.
- 4) a. Dans le tableau ci-dessous, écrivez les équations de dissolution des solides ioniques suivants : chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ ), sulfate de sodium ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) et sulfate de fer III ( $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ).

Solide	Équations	[anion]	[cation]
chlorure de sodium			
sulfate de sodium			
sulfate de fer III			

b. La concentration en soluté vaut  $c$  dans chacun des cas. Exprimez les concentrations en anions et cations parmi les propositions suivantes :  $c$ ,  $2c$  ou  $3c$ . Justifiez.

### Exercice 3

Une baguette chargée positivement est approchée de la boule d'un pendule neutre électriquement.

- 1) Quelle modification dans la boule est due à la proximité de la baguette chargée ? Comment appelle-t-on ce type d'électrisation ? Se maintient-elle si on éloigne la baguette ?
- 2) La boule rentre en contact avec la baguette.
  - a. Quel est le sens de transfert de la particule mobile ?
  - b. Quelle nature de charge portent les deux corps à la fin de l'expérience ?
- 3) Dans une autre expérience, la boule porte la charge  $q_1 = -1,8 \cdot 10^{-5} \text{ C}$  et la baguette la charge  $q_2 = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ C}$  à son extrémité. La distance entre les centres des charges vaut  $10,0 \text{ cm}$ .
  - a. Exprimez et calculez les forces correspondant à cette interaction. Donnée :  $k = 9,0 \cdot 10^9 \text{ SI}$
  - b. Quelles sont leur nature ?

## Correction

### Exercice 1

1) Atome de carbone :

- le noyau contient  $A = 12$  nucléons soit  $Z = 6$  protons positifs et  $N = A - Z = 12 - 6 = 6$  neutrons.

- les couches électroniques contiennent 6 électrons négatifs sur 2 couches :  $(K)^2 (L)^4$ .  ${}^{12}_6\text{C}$

Atome de soufre :

- le noyau contient  $A = 32$  nucléons soit  $Z = 16$  protons positifs et  $N = A - Z = 32 - 16 = 16$  neutrons.

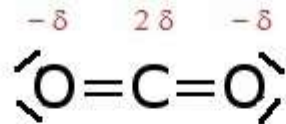
- les couches électroniques contiennent 16 électrons négatifs sur 3 couches :  $(K)^2 (L)^8 (M)^6$ .  ${}^{32}_{16}\text{S}$

2)  $\text{CO}_2$  (linéaire)

C amène 4  $e^-$  externes et chaque O amène 6  $e^-$  externes.

Total : 16  $e^-$  externes, soit 8 doublets.

La règle de l'octet est satisfaite par le schéma ci-dessous :



4 doublets liants

4 doublets non liants

$\delta$  représente une fraction de la charge élémentaire  $e = 1,60 \times 10^{-19}$  coulombs

Le positionnement du barycentre de  $-\delta$  et  $-\delta$  coïncide avec  $+2\delta$

$\text{SO}_2$  (molécule coudée)

S amène 6  $e^-$  externes et chaque O amène 6  $e^-$  externes.

Total : 18  $e^-$  externes.

La règle de l'octet n'est pas satisfaite par l'atome S.



molécule dipolaire

4 doublets liants

5 doublets non liants

$\delta$  représente une fraction de la charge élémentaire  $e = 1,60 \times 10^{-19}$  coulombs

3) Molécule  $\text{CO}_2$  : Les atomes d'oxygène sont plus électronégatifs que l'atome de carbone. Ils attirent davantage vers eux les électrons négatifs des doublets liants. Mais le "Centre" de  $-\delta$  et  $-\delta$  coïncide avec la charge  $+2\delta$  portée par l'atome de carbone C. La molécule de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  n'est donc pas polaire.

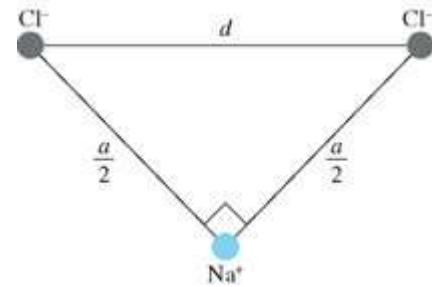
Molécule  $\text{SO}_2$  : Les atomes d'oxygène sont plus électronégatifs que l'atome de soufre. Ils attirent davantage vers eux les électrons négatifs. Ici le "centre" des  $2\delta^-$  ne coïncide pas avec la charge  $2\delta^+$  portée par l'atome de soufre. La molécule de dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$  est donc une molécule polaire.

4) L'eau est un solvant polaire. Dans des conditions physiques identiques (température, pression, etc.) le dioxyde de soufre polaire sera donc plus soluble que le dioxyde de carbone apolaire.

Ces gaz, une fois dans l'eau, peuvent cependant réagir chimiquement avec elle.

### Exercice 2

1) La plus petite distance  $d$  séparant deux ions chlorure ou deux ions sodium est la diagonale  $d$  d'un carré de côté  $a/2$ .



D'après le théorème de Pythagore, on a :  $d^2 = \left(\frac{a}{2}\right)^2 + \left(\frac{a}{2}\right)^2$

D'où :  $d = \sqrt{\frac{a^2}{4} + \frac{a^2}{4}} = \sqrt{\frac{a^2}{2}} = \frac{a}{\sqrt{2}}$

2) D'après la loi de Coulomb, deux ions de même signe sont soumis à des forces électriques répulsives qui ont la même droite d'action et la même intensité :

$$F_{\text{el Na}^+/\text{Na}^+} = F_{\text{el Cl}^-/\text{Cl}^-} = k \frac{|q_{\text{Na}^+} q_{\text{Na}^+}|}{d^2} = k \frac{|q_{\text{Cl}^-} q_{\text{Cl}^-}|}{d^2} = k \frac{e^2}{\frac{a^2}{2}} = 2k \frac{e^2}{a^2}$$

3) La plus petite distance  $d$  séparant un ion chlorure d'un ion sodium est  $a/2$ .

4) D'après la loi de Coulomb, deux ions de signe opposé sont soumis à des forces électriques attractives qui ont la même droite d'action et la même intensité :

$$F_{\text{el Na}^+/\text{Cl}^-} = F_{\text{el Cl}^-/\text{Na}^+} = k \frac{|q_{\text{Na}^+} q_{\text{Cl}^-}|}{d^2} = k \frac{e^2}{\frac{a^2}{4}} = 4k \frac{e^2}{a^2}$$

5)  $F_{\text{el Na}^+/\text{Cl}^-} = 2F_{\text{el Na}^+/\text{Na}^+} = 2F_{\text{el Cl}^-/\text{Cl}^-}$  Les forces attractives entre ions de signe opposé sont deux fois plus intenses que les forces répulsives entre ions de même signe : la cohésion du cristal de chlorure de sodium est donc assurée par les forces électrostatiques s'exerçant entre les ions qui le constituent.

### Exercice 3

1) Sous l'influence de la baguette chargée positivement, les électrons de la boule se déplacent vers la baguette, créant un excès local de charges négatives et un phénomène d'attraction avec la baguette. C'est la charge par influence, elle disparaît en l'absence de baguette chargée.

2) a. Les électrons se déplacent donc de la boule vers la baguette.

b. Lors d'une charge par transfert, les corps sont chargés identiquement (+) une fois le transfert terminé.

3)  $Bb = 10,0 \text{ cm} = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ m}$

a.  $F_{1/2} = F_{2/1} = k |q_1 \times q_2| / Bb^2 = 9,0 \cdot 10^9 | - 1,8 \cdot 10^{-5} \times 4,0 \cdot 10^{-4} | / (1,00 \cdot 10^{-1})^2 = 6,5 \cdot 10^3 \text{ N}$

b. Elles sont de nature attractive.