

# Cohésion des solides ioniques. Dissolution

📖 Chapitre 12 page 200 et chapitre 13 p 218

## I. Propriétés électriques des molécules :

### 1) Électrisation d'un objet :

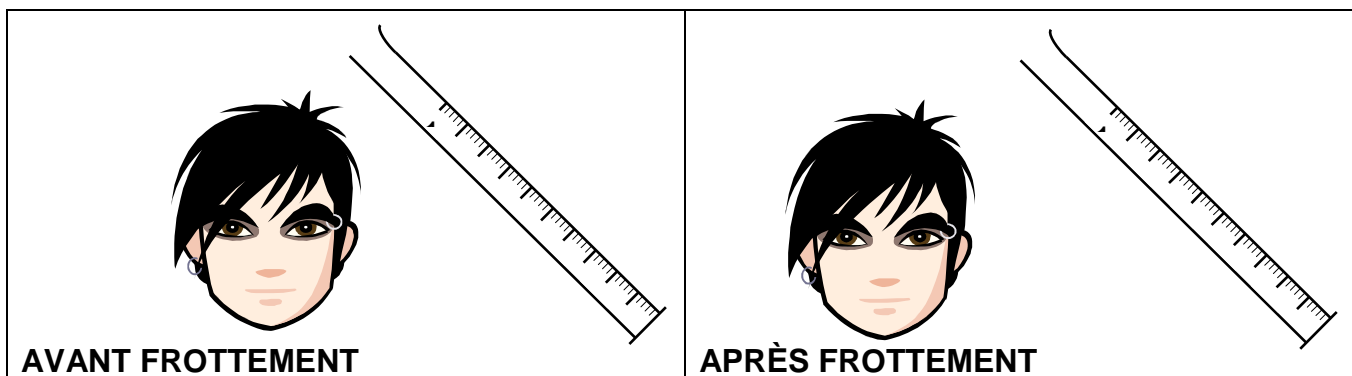
Par frottement on peut transférer des électrons d'un corps à un autre.

#### Expérience 1 :

Frotter une éprouvette en plastique sur vos cheveux.

Q1. Noter vos observations. Représenter les sur le schéma de droite.

Q2. Compléter les schémas, avec quelques + et quelques - afin de montrer l'électrisation des objets.



### 2) Interaction entre un objet électrisé et un liquide :

#### Expérience 2 :

Faire couler un mince filet d'eau du robinet.

Électriser l'éprouvette en plastique.

Approcher l'éprouvette du filet d'eau.

Q3. Noter vos observations.

#### Expérience 3 :

Le professeur réalise la même expérience avec du cyclohexane, sous la hotte.



Q4. Noter vos observations.

### 3) Interprétation :

#### a) Les molécules mises en jeu :

L'eau

Q5. Donner la formule de Lewis de l'eau. ( $Z_O = 8$  ;  $Z_H = 1$ )

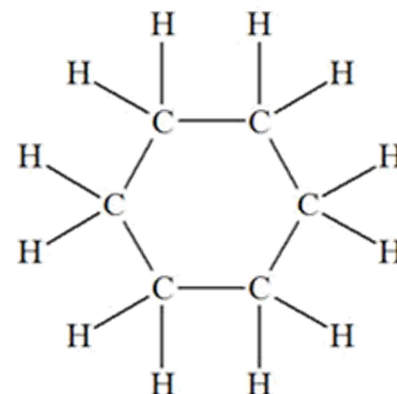
Q6. Combien y-a-t-il de doublets non liants dans cette molécule ?

Q7. Rappeler la géométrie de la molécule d'eau.

**Le cyclohexane**

On donne la formule développée du cyclohexane ci-contre :

Q8. Donner sa formule topologique.



## b) L'électronégativité :

L'électronégativité d'un élément chimique est sa capacité à attirer les électrons partagés de la liaison covalente avec un autre élément. Elle est désignée par la lettre grecque khi  $\chi$

Le tableau ci-dessous montre les valeurs des électronégativités de certains éléments chimiques.

CROÎT  $\rightarrow$   
 $\uparrow$

H 2,1						He	
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg	Al	Si			Cl 3,0	
K 0,8	Ca	Ga	Ge			Br 2,8	

**Q9.** Relever dans le tableau les électronégativités des éléments suivants :

- l'hydrogène  $\chi_{\text{H}}$ ,
- le carbone  $\chi_{\text{C}}$ ,
- l'oxygène  $\chi_{\text{O}}$ ,
- le chlore  $\chi_{\text{Cl}}$ .

## c) Molécule polaire :

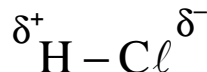
Lorsqu'une liaison covalente s'établit entre deux atomes dont la différence d'électronégativité est grande, on dit que la liaison est **polarisée**.

**Q10.** La liaison H – H est-elle polarisée ? Pourquoi ?

Quand une liaison chimique est polarisée, on dit que :

- l'atome le plus électronégatif porte une charge électrique partielle négative notée :  $\delta^-$
- l'atome le moins électronégatif porte une charge électrique partielle positive notée :  $\delta^+$

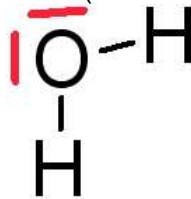
Par exemple :



**Q11.** Justifier le signe des charges partielles ci-dessus.

**Q12.** La liaison H – O est-elle polarisée ? Si oui, la recopier et l'annoter en respectant les règles de notation ci-dessus.

**Q13.** Dans la molécule d'eau ci-dessous, combien y a-t-il de liaisons polarisées ? Annoter-la en ajoutant les charges partielles des atomes ( $\delta^- + \delta^-$  se note  $2\delta^-$ ).



On dit qu'une molécule est polaire quand le centre géométrique des charges partielles positives n'est pas confondu avec le centre géométrique des charges partielles négatives.

**Q14.** La molécule d'eau est-elle polaire ?

**Q15.** La molécule de cyclohexane est-elle polaire ? Justifier.

**Q16.** Justifier les observations décrites aux questions **Q3.** et **Q4.** Faire valider par le professeur.

## II. Solide ionique et interaction électrique :

### 1) Cristal ionique :

Le chlorure de sodium NaCl (sel de table) est un cristal ionique : c'est un assemblage de cations sodium  $\text{Na}^+$  et d'anions chlorure  $\text{Cl}^-$ .

Son modèle moléculaire est disponible auprès du professeur. L'élément chlore est représenté en vert.

Par ailleurs, ouvrir le fichier « 1S-TPC6-NaCl.pdb ». Clic droit, Display Ball&Stick. À l'aide de la souris déplacer le cristal.

**Q17.** Recopier en remplaçant chaque chiffre par un des mots suivants : opposée, cubes, ordonnée, ion, NaCl.

Le cristal ionique ...(1)... est constitué d'un empilement régulier de ...(2)... élémentaires au sein desquels chaque ...(3)... est entouré d'ions porteurs d'une charge ...(4)... . Les ions sont disposés de façon ...(5)... dans le cristal.

## 2) Loi de Coulomb :

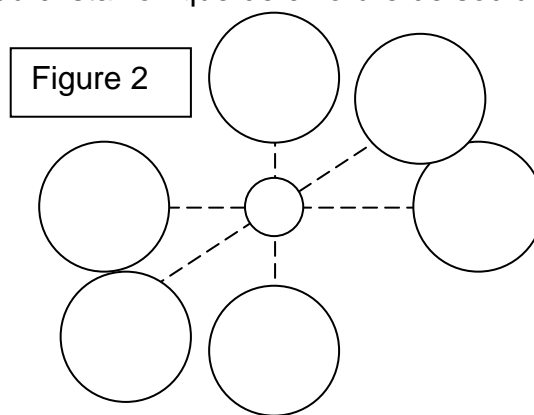
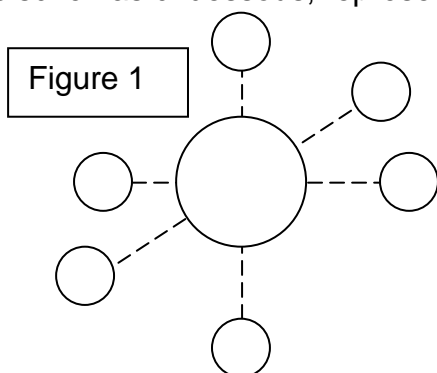
**Q18.** Recopier et compléter :

En raison de l'interaction électrique deux corps porteurs de charge électrique :

- de même signe se .....
- de signes contraires s'.....

## 3) Interprétation de la stabilité du cristal :

Les schémas ci-dessous, représentent des morceaux du cristal ionique de chlorure de sodium.



**Q19.** Sur la figure 1, représenter par des flèches, les forces exercées  $\overrightarrow{F_{Na^+/Cl^-}}$  par les cations sodium  $Na^+$  sur l'anion chlorure  $Cl^-$  central.

**Q20.** Sur la figure 2, représenter par des flèches, les forces  $\overrightarrow{F_{Cl^-/Na^+}}$  exercées par les anions chlorure  $Cl^-$  sur le cation sodium  $Na^+$  central.

**Q21.** Expliquer en quoi ces schémas permettent de comprendre l'immobilité des ions dans le cristal ionique.

## III. Dissolution d'un solide ionique :

### 1) Modèle microscopique :

Consulter l'animation « 1S-TPC6-DissolutionNaCl.swf »

**Q22.** Quel atome de la molécule d'eau attire les cations sodium du cristal de sel ? Expliquer ce phénomène.

**Q23.** Quel(s) atome(s) de la molécule d'eau attire les anions chlorure du cristal de sel ?

### 2) Préparation d'une solution de concentration apportée donnée :

On souhaite préparer un volume  $V = 100 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse **S** de chlorure de cuivre (II) de concentration en soluté apporté  $c_{CuCl_2} = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Le solide ionique dont on dispose pour préparer cette solution a pour formule :  $CuCl_2 \cdot 2H_2O$ .

Dans ce solide ionique, les ions cuivre II ( $Cu^{2+}$ ) sont bihydratés, cela signifie que chaque cation  $Cu^{2+}$  est entouré par deux molécules d'eau.

**Q24.** Quelle est la couleur du chlorure de cuivre solide ?

**Q25.** Calculer la masse de chlorure de cuivre bihydraté à peser pour réaliser la solution. (L'expression littérale est exigée.)

**Données:** masse molaire atomique (en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )  $M_{\text{CuCl}_2,2\text{H}_2\text{O}} = 170,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

➤ Réaliser cette solution.

L'équation de dissolution du chlorure de cuivre(II) est :  $\text{CuCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$

**Q26.** Compléter **littéralement** le tableau d'avancement fourni ci-dessous :

Équation traduisant l'évolution du système		$\text{CuCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière (en mol)		
État initial	$x = 0$	$n_{\text{CuCl}_2,i}$		
En cours	$x$			
État final	$x_{\text{max}}$			$n_{\text{Cl}^{-},f} =$

**Q27.** Exprimer la quantité  $n_{\text{CuCl}_2,i}$  de chlorure de cuivre apporté en fonction de  $x_{\text{max}}$ .

**Q28.** Exprimer la concentration  $c_{\text{CuCl}_2}$  de chlorure de cuivre (II) apporté (= initiale) en fonction de  $x_{\text{max}}$  et  $V$ .

**Q29.** Exprimer la quantité  $n_{\text{Cl}^{-},f}$  d'ions chlorure présents dans la solution réalisée en fonction de l'avancement maximal.

**Q30.** Exprimer la concentration effective  $[\text{Cl}^{-}(\text{aq})]$  en ions chlorure de la solution réalisée.

**Q31.** En utilisant les réponses aux questions **Q28.** et **Q30.**, exprimer la concentration des ions chlorure en fonction de la concentration en soluté apporté.

#### **IV. Préparation d'une solution de concentration donnée par dilution :**

À partir de la solution **S**, on veut préparer un volume  $V_d = 50,0 \text{ mL}$  de solution diluée **S<sub>n</sub>** de concentration  $C_{d,n}$  selon le tableau ci-dessous :

Groupe d'élèves	Solution diluée	Concentration (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )
1	$S_1$	$C_{d,1} = 2,50 \times 10^{-2}$
2	$S_2$	$C_{d,2} = 2,25 \times 10^{-2}$
3	$S_3$	$C_{d,3} = 2,00 \times 10^{-2}$
4	$S_4$	$C_{d,4} = 1,75 \times 10^{-2}$
5	$S_5$	$C_{d,5} = 1,50 \times 10^{-2}$
6	$S_6$	$C_{d,6} = 1,25 \times 10^{-2}$
7	$S_7$	$C_{d,7} = 1,00 \times 10^{-2}$
8	$S_8$	$C_{d,8} = 7,5 \times 10^{-3}$
9	$S_9$	$C_{d,9} = 5,0 \times 10^{-3}$

On dispose pour cela d'une fiole jaugée de 50,0 mL et d'une burette graduée.

**Q32.** Calculer, pour votre groupe, le volume  $V_n$  de solution mère concentrée à prélever.

➤ Réaliser la solution diluée.

➤ À l'aide de la solution diluée, remplir à moitié un tube à essais à placer sur la pailasse du professeur à l'emplacement prévu.