

Cohésion des solides ioniques. Dissolution

📖 Chapitre 12 page 200 et chapitre 13 p 218

I. Propriétés électriques des molécules :

1) Électrisation d'un objet :

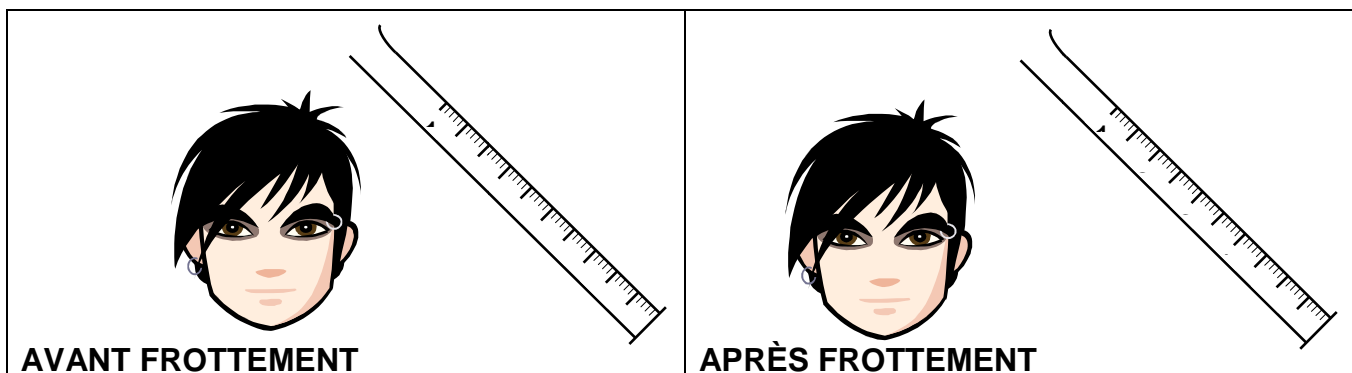
Par frottement on peut transférer des électrons d'un corps à un autre.

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. ($Z_{\text{O}} = 8$; $Z_{\text{H}} = 1$)

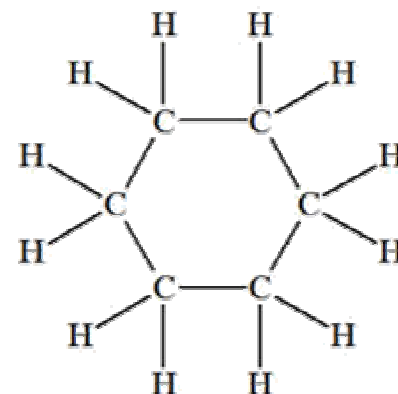
Q6. Combien y-a-t-il de doublets non liants dans cette molécule ?

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 χ

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

CROÎT →

↑

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 χ_{H} ,
- le carbone χ_{C} ,
- l'oxygène χ_{O} ,
- le chlore χ_{Cl} .

c) Molécule polaire :

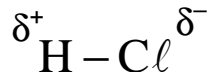
Lorsqu'une liaison covalente s'établit entre deux atomes dont la différence d'électronégativité est grande ($|\Delta\chi| \geq 0,4$), on dit que la liaison est **polarisée**.

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 : δ^-
- l'atome le moins électronégatif porte une charge électrique partielle positive notée : δ^+

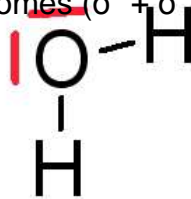
Par exemple :



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 Na^+ et d'anions chlorure 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 :

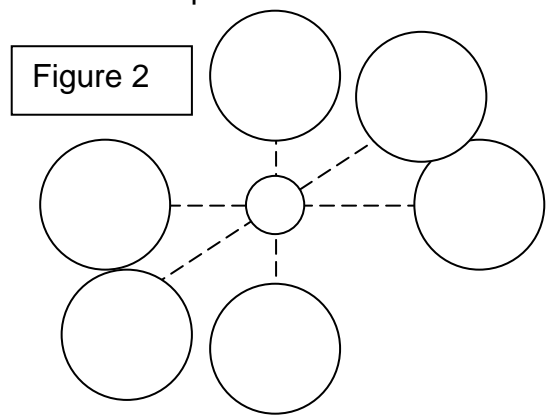
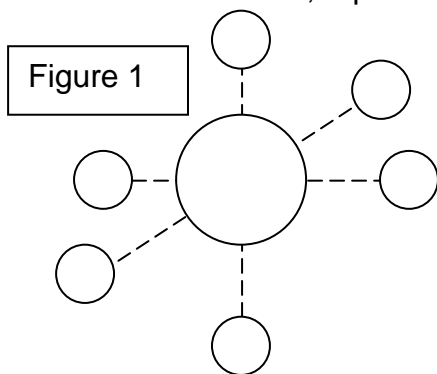
Q18. Recopier et compléter :

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-TPC7-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 ? (à voir lors du TP)

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_{max}			$n_{\text{Cl}^{-},f} =$

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

Q28. Exprimer la concentration c_{CuCl_2} de chlorure de cuivre (II) apportée (= initiale) en fonction de x_{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** précédente, on veut préparer un volume $V_d = 50,0 \text{ mL}$ de solution diluée **S_n** 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 pailleuse du professeur à l'emplacement prévu.