



Niveau : 1^{ère} BAC
Physique Chimie

serie d'exercices
Les solutions électrolytiques et les concentrations

Année scolaire
-----/-----

Exercice 1

1. Définir un cristal ionique.
2. Qu'est ce qui assure la cohésion d'un cristal ?
3. Citer un exemple de solide ionique et donner sa structure.
4. Définir l'électronégativité d'un élément.
5. Donner la dissolution des composés suivants dans l'eau : $\text{Na}_2\text{SO}_{4(s)}$; $\text{HNO}_{3(l)}$; $\text{HCl}_{(g)}$

Exercice 2

- Données : - Numéros atomiques : H (1) – C (6) – F (9) – S (16)
- Electronégativités : S est plus électronégatif que H et F est plus électronégatif que C / Le sulfure d'hydrogène H_2S est produit par la dégradation des protéines contenant du soufre et est responsable d'une grande partie de l'odeur fétide des excréments et des flatulences, humains et animaux. Le tétra-fluorure de carbone CF_4 est un gaz présent dans l'atmosphère qui contribue à l'effet de serre.
- 1) Etablir les représentations de Lewis des molécules de sulfure d'hydrogène et de tétra fluorure de carbone.
 - 2) En déduire leur géométrie.
 - 3) Le sulfure d'hydrogène et le tétra-fluorure de carbone sont-ils des composés polaires ? Justifier à l'aide de schémas légendés.
 - 4) Le tétra-fluorure de carbone est-il soluble dans l'eau ? Justifier

Exercice 3

Expliquer pourquoi un jet d'eau est attiré par un bâton d'ébonite chargé négativement. Donner un exemple de substance qui ne serait pas attirée.

Exercice 4

- Le chlorure de sodium NaCl et le chlorure de calcium CaCl_2 solides ioniques.
1. Ecrire l'équation des réactions de dissolution de ces deux solides.
 2. On prépare une solution de chlorure de calcium en dissolvant 50 mg de ce composé solide dans un volume de 100 mL d'eau. Quelles sont les concentrations molaires des ions présents en solution ?
 3. On verse alors, dans les 100 mL de la solution précédemment obtenue, 80 mg de chlorure de sodium solide. Calculer la concentration de tous les ions désormais présents en solution.
- Données : $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 5

- On veut préparer 100mL d'une solution de chlorure de fer (III) (Fe^{3+}) telle que la concentration molaire effective en ions chlorure soit $[\text{Cl}^-] = 0,750 \text{ mol.L}^{-1}$.
- 1-Écrire la formule du chlorure fer (III).
 - 2-Écrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure de fer (III) dans l'eau.
 - 3-Quelle est la concentration molaire apportée en chlorure de fer (III) ?
 - 4-Quelle masse de chlorure de fer (III) doit-on peser pour préparer la solution désirée ?

Exercice 6

- On dissout, dans les conditions usuelles de pression et de température ($P=1,013.10^5 \text{ Pa}$; $T=20^\circ\text{C}$), 500mL de chlorure d'hydrogène dans 0,500L d'eau sans variation de volume.
1. Écrire l'équation de la réaction de mise en solution du chlorure d'hydrogène en considérant que cette réaction donne des ions oxonium et des ions chlorure.
 2. Comment met-on en évidence expérimentalement la présence des ions oxonium et chlorure?
 3. Déterminer la concentration molaire C de la solution.
 4. En déduire les concentrations des ions en solution.

Exercice 7

- L'acide nitrique, de formule HNO_3 est un liquide dipolaire qui se comporte vis à vis de l'eau comme le chlorure d'hydrogène. Sur un flacon de solution commerciale d'acide nitrique on relève les indications suivantes:
- Pourcentage massique d'acide nitrique: 68%
 - Densité: $d=1,41$
 - Masse molaire moléculaire: $M=63,0 \text{ g.mol}^{-1}$.
1. Ecrire l'équation de mise en solution dans l'eau de l'acide nitrique en considérant que cette réaction donne des ions oxonium et des ions nitrate de formule NO_3^- .
 2. Déterminer la concentration molaire C_0 de la solution commerciale.
 3. Déterminer le volume V_0 de solution commerciale qu'il faut prélever pour préparer 500mL de solution dans laquelle $[\text{NO}_3^-]_{(aq)} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.