

EXERCICE 1 : TROUVER LE TERME EXACT (6 points)

L'atome d'oxygène est plus **électronégatif** que l'atome d'hydrogène, si bien que les électrons de la liaison de covalence qui s'établit entre ces deux atomes sont plus attirés par l'atome d'oxygène que par l'atome d'hydrogène : la liaison de covalence est **polarisée**. L'atome d'oxygène porte ainsi une petite charge électrique **négative**, alors que les atomes d'hydrogène portent une petite charge électrique **positive**. Comme la molécule d'eau de formule **H₂O** a une forme « coudée » (les trois atomes ne sont pas alignés), elle présente un côté positif et un côté négatif, c'est une molécule **polaire**.

La cohésion est assurée par :

- dans les solides ioniques : **des forces électrostatiques (loi de Coulomb)**
- dans tous les solides moléculaires : **les interactions de Van der Waals**

Si l'on met, dans de l'eau, un composé ionique comme le chlorure de cuivre, il va se dissoudre du fait des interactions **électriques** entre les ions et les molécules d'eau. La solution obtenue contiendra des ions cuivre Cu²⁺ et des ions chlorure Cl⁻ mais les concentrations de ces deux ions dans la solution ne seront pas égales. En effet, supposons que la concentration en ions sodium ait pour valeur [Cu²⁺] = 0,20 mol.L⁻¹, alors la concentration en ions chlorure vaudra : [Cl⁻] = **0,40 mol.L⁻¹**. Comme l'équation de dissolution s'écrit : **CuCl₂ → Cu²⁺ + 2 Cl⁻** et que la masse molaire du chlorure de cuivre vaut : M = 134,5 g.mol⁻¹, il nous a fallu dissoudre dans **500 mL d'eau** une masse m = **13,5 g** de chlorure de cuivre solide pour obtenir ces concentrations.

On a **m = n x M = C x V x M = 0,20 x 0,500 x 134,5 = 13,5 g**

EXERCICE 2 : LES SOLIDES IONIQUES (7 points)

A- Le sulfate de sodium

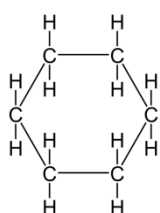
/4,5

Un élève souhaite préparer 100 mL d'une solution aqueuse de sulfate de sodium à c = 0,5 mol.L⁻¹. La formule du sulfate de sodium est : Na₂SO₄.

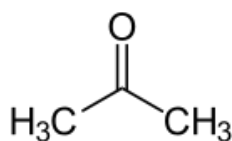
1. Expliquer la cohésion d'un cristal ionique. /1
Les interactions s'exerçant entre les différents ions sont de natures électriques. Chaque cation est entouré d'anions et chaque anion est entouré de cations. Les interactions attractives entre ions de charges opposées sont donc plus importantes que les interactions répulsives entre ions de charge identique, ce qui explique sa cohésion.
2. Écrire l'équation de dissolution du sulfate de sodium dans l'eau. /0,5
Na₂SO₄(s) → 2 Na⁺(aq) + SO₄²⁻(aq)

Voici quelques espèces chimiques, pouvant toutes servir de solvant car liquide dans les conditions usuelles de température et de pression.

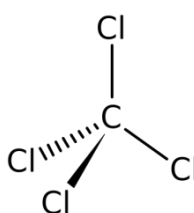
cyclohexane



acétone



tétrachlorure de carbone



éthanol



3. Indiquer si ces molécules sont polaires ou non. /1
Le cyclohexane est apolaire. Le tétrachlorure de carbone est apolaire de par sa géométrie. L'acétone et l'éthanol sont polaires.
4. a. Lequel ou lesquels de ces composés peuvent former des liaisons hydrogène avec eux-mêmes ? /0,5
L'éthanol peut former des liaisons hydrogènes.
- b. Lequel ou lesquels de ces composés peuvent former des liaisons hydrogène avec l'eau ? /1
L'éthanol, l'acétone et le tétrachlorure de carbone peuvent former des liaisons hydrogène avec l'eau.
5. Indiquer, en justifiant, dans lequel ou lesquels de ces solvants le sulfate de sodium sera insoluble. /0,5
Le sulfate de sodium est insoluble dans les solvants apolaires (cyclohexane et tétrachlorure de carbone).

B- Le sulfate d'aluminium**/2,5**

Nous souhaitons préparer une solution aqueuse de sulfate d'aluminium de volume $V = 100 \text{ mL}$ et de concentration molaire effective en ions aluminium $[Al^{3+}] = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$. Nous disposons de sulfate d'aluminium hydraté de formule $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18 H_2O$.

L'équation de dissolution de ce solide ionique est la suivante : $Al_2(SO_4)_3(s) \longrightarrow 2 Al^{3+}(aq) + 3 SO_4^{2-}(aq)$

1. Calculer la concentration en soluté apporté $c_{Al_2(SO_4)_3}$.

/0,5

$$c_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{1}{2} [Al^{3+}] = \frac{0,40}{2} = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$$

2. Déterminer la masse m de solide ionique à dissoudre pour obtenir la solution désirée.

/1,5

$$m = n_{Al_2(SO_4)_3} \times M(Al_2(SO_4)_3 \cdot 18 H_2O) = c_{Al_2(SO_4)_3} \times V \times M = 0,20 \times 0,100 \times 634 = 12,7 \text{ g}$$

$$\text{avec } M(Al_2(SO_4)_3 \cdot 18 H_2O) = 2 M(Al) + 3 M(S) + 12 M(O) + 18 M(H_2O) = 2 \times 27 + 3 \times 32 + 12 \times 16 + 18 \times 18 = 634 \text{ g.mol}^{-1}$$

3. Dans quel récipient devra-t-on préparer la solution ?

/0,5

On devra préparer la solution dans une **fiolle jaugée de 100 mL**.

Données : masses molaires en g.mol^{-1} : $M(Al) = 27$; $M(S) = 32$; $M(O) = 16$; $M(H) = 1$

EXERCICE 3 : RÉCHAUD À GAZ (2,5 points)

Un touriste courageux parti faire du camping au Pôle Sud décide de se faire un café pour se réchauffer. Prévoyant, il a emporté avec lui un réchaud à propane et décide de porter un volume $V = 300 \text{ mL}$ d'eau à ébullition. Distrayant par la parade amoureuse d'un couple de manchots empereurs, il en oublie son eau qui s'est mise à bouillir jusqu'à son évaporation complète. Sa température initiale était de $\theta_i = 1^\circ\text{C}$.

1. Calculer l'énergie ΔE_1 qui a été communiqué à l'eau pour la faire passer de $1,0^\circ\text{C}$ à sa température d'ébullition (100°C car notre touriste est au niveau de la mer). On négligera tout échange thermique entre la casserole d'eau et le milieu extérieur, ainsi que la chaleur absorbée par la casserole elle-même.

/1,5

$$\text{On a } \Delta E_1 = m \cdot c \cdot \Delta\theta = \rho_{\text{eau}} \cdot V \cdot c_{\text{eau}} \cdot \Delta\theta = 1,00 \times 0,300 \times 4,18 \times (100 - 1,0) = 124 \text{ kJ}$$

Soit une énergie nécessaire d'environ **124 kJ**.

Données :

- Capacité calorifique massique de l'eau liquide $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{C}^{-1}$;
- Masse volumique de l'eau $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g.mL}^{-1}$;
- Relation entre la variation d'énergie ΔE et la variation de température $\Delta\theta$ d'une espèce chimique sans changement d'état : $\Delta E = m \cdot c \cdot \Delta\theta$.

1. Calculer l'énergie ΔE_2 qu'il a fallu communiquer à ce volume d'eau liquide, pris à 100°C , pour qu'il s'évapore entièrement.

/1

$$\text{On a } \Delta E_2 = m \cdot \Delta E_{\text{vap}} = \rho_{\text{eau}} \cdot V \cdot \Delta E_{\text{vap}} = 1,00 \times 0,300 \times 2\,257 = 677,1 \text{ kJ, soit une énergie nécessaire d'environ } 677 \text{ kJ.}$$

Données : L'énergie massique de vaporisation de l'eau vaut $\Delta E_{\text{vap}} = 2\,257 \text{ kJ.kg}^{-1}$.

EXERCICE 4 : ÉTUDE DE DEUX CARBURANTS (11 points)**A- L'essence****/8**

Le pétrole brut est un mélange complexe d'hydrocarbures. Après son extraction du sous-sol, il est dégazé et dessalé avant d'être acheminé vers les raffineries. Ces dernières séparent ses différents constituants par un procédé de distillation fractionné ou le pétrole est chauffé jusqu'à 380°C .

On donne ci-dessous la liste des constituants séparés par la distillation fractionnée et le nombre d'atomes de carbone des hydrocarbures correspondants :

Constituant	Nombre d'atomes de carbone
Gaz liquéfiables	1 à 4
Produits lourds (fioul, bitume)	très variable
Essence	8 à 12
Gazole	≥ 18
Éther de pétrole et naphta	5 à 7
Kérosène	13 à 18

10. Indiquer, en justifiant, le caractère polaire ou non des molécules d'ammoniac et de dioxyde de carbone. /1
 La molécule d'ammoniac est **polaire** car elle possède des liaisons polarisées (l'azote étant plus électronégatif que l'hydrogène) et la molécule n'est pas symétrique (pyramide à base triangulaire).
 La molécule de dioxyde de carbone est **non polaire** car, bien que les liaisons soient polarisées (l'oxygène étant plus électronégatif que le carbone), la molécule est symétrique (linéaire).

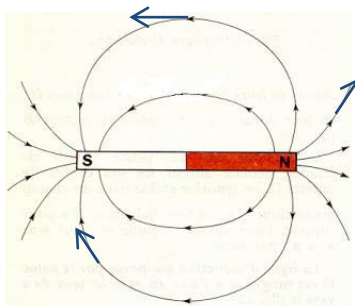
On donne ci-dessous les propriétés de l'ammoniac et d'une autre molécule qui lui ressemble : le trifluorure d'azote, NF_3 .

	Ammoniac	Trifluorure d'azote
Température de fusion ($^{\circ}\text{C}$)	- 77	- 208
Température d'ébullition ($^{\circ}\text{C}$)	- 33	- 129
Solubilité dans l'eau	540 g.L^{-1}	peu soluble

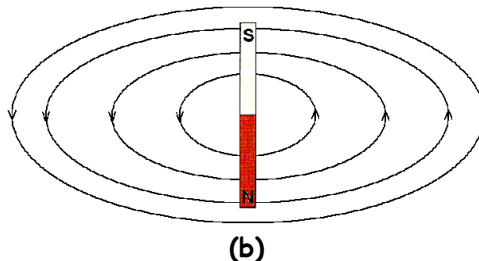
11. Montrer que le trifluorure d'azote est une molécule polaire. /0,5
 Les atomes de fluor étant plus électronégatifs que ceux d'azote, les liaisons N-F sont polarisées, et comme le trifluorure d'azote a la même géométrie que l'ammoniac, il est polaire.
12. Comment expliquer les différences de propriétés entre l'ammoniac et le trifluorure d'azote, concernant leurs températures de changement d'état et leur miscibilité avec l'eau. /1
 Les différences de propriétés entre l'ammoniac et le trifluorure d'azote viennent des liaisons hydrogène que réalise l'ammoniac et que ne peut pas réaliser le trifluorure d'azote (pas d'hydrogène). Ces liaisons font augmenter les températures de fusion et d'ébullition et rendent soluble l'ammoniac dans l'eau.

EXERCICE 5 : NOTIONS DE CHAMPS SCALAIRES ET VECTORIELS (5 points)

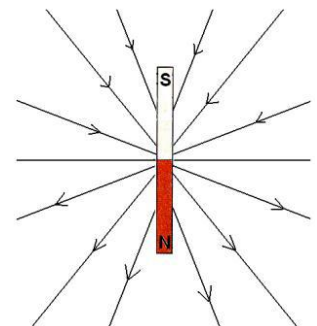
1. Classer les exemples de champs suivants selon leur nature : scalaire ou vectoriel champ de pression, champ magnétique, champ de pesanteur, champ de température, champ d'altitude, champ électrostatique. /3
 Champ scalaire : **champ de pression, champ de température, champ d'altitude.**
 Champ vectoriel : **champ magnétique, champ de pesanteur, champ électrostatique.**
2. Parmi les figures suivantes (a), (b), (c), (d) et (e) laquelle représente le spectre du champ magnétique d'un aimant droit ? Justifier votre choix. /1



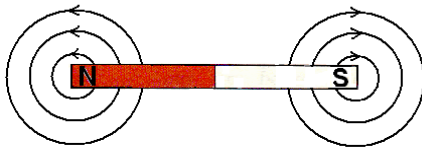
(a)



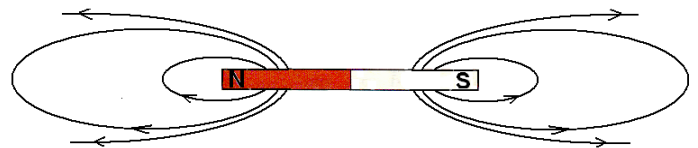
(b)



(c)



(d)



(e)

La figure (a) représente le spectre du champ magnétique d'un aimant droit car on a des lignes de champ qui sont courbes, fermées, et dirigées du pôle Nord vers le pôle Sud à l'extérieur de l'aimant.

3. Représenter, sans souci d'échelle, trois vecteurs champ magnétique au niveau de trois points distinct. /1

EXERCICE 6 : CHAMP GRAVITATIONNEL (4,5 points)

Un trou noir résulte de l'effondrement du cœur d'une étoile massive. C'est une "boule" de matière très petite qui renferme une masse extraordinairement grande et dont la lumière ne peut sortir. Ainsi, un trou noir est invisible. Il peut seulement être détecté par l'influence gravitationnelle qu'il exerce sur des étoiles et d'autres objets qui lui sont proches.

On considère un trou noir d'une masse m_T égale à 10 fois celle du Soleil et ayant la forme d'une sphère de diamètre $d = 3$ km.

1. Schématiser le trou noir et représenter ses lignes de champ gravitationnel orientées. \vec{F} /1

2. Exprimer puis calculer la valeur de la force F d'attraction gravitationnelle exercée par le trou noir sur un objet de masse $m_O = 1 \text{ kg}$ se trouvant à une distance $D = 100 \text{ km}$ de sa surface. /1,5

$$F = G \frac{m_A m_B}{d_{AB}^2} = G \frac{10 m_S m_O}{(d/2 + D)^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{10 \times 2,0 \cdot 10^{30} \times 1}{(101,5 \cdot 10^3)^2} = 1,3 \cdot 10^{11} \text{ N}$$

3. Représenter le vecteur force sur le schéma précédent. /1

4. Pour comparer les valeurs, exprimer puis calculer la valeur de la force F_1 d'attraction gravitationnelle qu'exercerait le Soleil sur le même objet se trouvant aussi à une distance $D = 100 \text{ km}$ de sa surface. /1

$$F_1 = G \frac{m_A m_B}{d_{AB}^2} = G \frac{m_S m_O}{(R_S + D)^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{2,0 \cdot 10^{30} \times 1}{(7,001 \cdot 10^8)^2} = 2,7 \cdot 10^2 \text{ N} \quad \text{donc} \quad \frac{F}{F_1} = \frac{1,3 \cdot 10^{11}}{2,7 \cdot 10^2} \approx 5 \cdot 10^8$$

La force F est donc 500 millions de fois plus intense que la force F_1 .

Données :

- constante de gravitation universelle : $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}^{-2}$
- masse du Soleil : $m_S = 2,0 \cdot 10^{30} \text{ kg}$
- rayon du Soleil : $R_S = 7,0 \cdot 10^5 \text{ km}$