Corrigé et barème – la matière à l'échelle macroscopique : corps purs, mélanges et solutions aqueuses — niveau ★★

Durée : 55 min – Calculatrice autorisée – Sur 20 points · Physique-chimie 2nde

Exercice 1 – Une canette de boisson énergisante *(5 pts)*

a) 32 mg pour 100 mL = 0,100 L : $C_m = 32 \div 0{,}100 =$ **320 mg/L = 0,32 g/L** (0,5 pt). 320 mg/L > 150 mg/L et ce n'est pas une boisson à base de café ou de thé : la mention est **obligatoire**. (0,5 pt) (1,25)

b) $m = C_m \times V = 320 \times 0{,}250 =$ **80 mg** de caféine par canette (0,5 pt). Repère pour Léa : $3 \times 52 =$ **156 mg** par jour (0,5 pt). $156 \div 80 = 1{,}95$: deux canettes apporteraient 160 mg > 156 mg ; elle ne doit pas dépasser **une canette** par jour. (0,5 pt) (1,25)

c) $\rho = 20{,}84 \div 20{,}0 =$ **1,042 g/mL** (0,5 pt). 100 mL de boisson ont une masse de $1{,}042 \times 100 = 104{,}2$ g (0,5 pt), dont 11 g de sucres : $w = 11 \div 104{,}2 \times 100 \approx$ **10,6 %**, et non 11 %, car on divise par la masse de la solution, pas par son volume. (0,5 pt) (1,25)

d) On fait barboter le gaz dans de l'eau de chaux limpide : elle se **trouble** (0,5 pt). Le test prouve que le gaz **contient** du dioxyde de carbone ; il ne prouve pas que ce gaz est du dioxyde de carbone pur. (0,5 pt) (1,25)

Méthode — pour comparer à un seuil réglementaire, je convertis d'abord dans l'unité du seuil (mg pour 100 mL → mg/L) ; pour un repère « par kilogramme », je multiplie par la masse de la personne.

Exercice 2 – Un extrait de vanille *(5 pts)*

a) Ces espèces sont incolores : sans révélation, les taches seraient invisibles (0,5 pt). $R_f = h \div H$: $2{,}8 \div 7{,}0 =$ **0,40** ; $4{,}2 \div 7{,}0 =$ **0,60**. (0,5 pt) (1,25)

b) Sur la même plaque, une tache de X est à la hauteur de V, l'autre à celle de E : X contient de la **vanilline** et de l'**éthylvanilline** (0,5 pt). L'éthylvanilline n'existe pas dans la nature : elle a été **ajoutée** ; l'extrait ne contient donc **pas** que des espèces extraites de la gousse (0,5 pt). La CCM ne montre pas, en revanche, que la vanilline elle-même vient de la gousse. (0,5 pt) (1,25)

c) Fusion nette : le solide se comporte comme un corps pur ; 77 °C est la température de fusion de l'**éthylvanilline**, ce que confirme la position de la tache (0,5 pt). Avec un peu de vanilline, ce serait un mélange : il commencerait à fondre en dessous de 77 °C et fondrait sur une **plage de températures**. (0,5 pt) (1,25)

d) $m = 2{,}0 \times 0{,}050 =$ **0,10 g** de vanilline dans le flacon (0,5 pt). $F = V_1 \div V_0 = 1\,000 \div 5 =$ **200** (0,5 pt) ; $C_m = 2{,}0 \div 200 = 0{,}010$ g/L = **10 mg/L**. (0,5 pt) (1,25)

Piège — une CCM dit quelles espèces sont présentes, pas d'où elles viennent : la vanilline de synthèse et celle de la gousse donnent la même tache ; seule une espèce qui n'existe pas dans la nature trahit un ajout.

Exercice 3 – La saumure des routes *(5 pts)*

a) $m(\text{sel}) = 0{,}22 \times 1\,000 = \mathbf{220\ kg}$; $m(\text{eau}) = 1\,000 - 220 = \mathbf{780\ kg}$. (1 pt ; 0,5 pt si une seule masse est juste) (1)

b) $\rho = 58{,}20 \div 50{,}0 = \mathbf{1{,}164\ g/mL}$ (0,5 pt), la masse volumique d'une solution à 22 % d'après le tableau : la saumure est **conforme**. (0,5 pt) (1)

c) 1 L de saumure a une masse de 1 164 g, dont 22 % de sel : $C_m = 0{,}22 \times 1\,164 \approx \mathbf{256\ g/L}$ (0,5 pt). $256\ \text{g/L} < 315\ \text{g/L}$: la saumure n'est **pas saturée**. (0,5 pt) (1)

d) Non : d'après le tableau, l'eau salée commence à geler **en dessous de 0 °C**, d'autant plus bas qu'elle est concentrée (0,5 pt). C'est un mélange : il change d'état sur une plage de températures, sans palier, contrairement à l'eau pure qui gèle à 0 °C avec un palier. (0,5 pt) (1)

e) Le sel se conserve : 0,22 kg de sel = 10 % de la nouvelle masse, qui vaut $0{,}22 \div 0{,}10 = 2{,}2$ kg ; il s'est ajouté **1,2 kg d'eau** (0,5 pt). À 10 %, la solution commence à geler dès −6,6 °C : à −8 °C, la route peut **regeler**. (0,5 pt) (1)

Erreur fréquente — croire qu'un sel « fait fondre la glace » à toute température : l'eau salée gèle aussi, simplement plus bas que 0 °C, et la dilution par la neige fondue la rapproche de 0 °C.

Exercice 4 – L'eau oxygénée à 10 volumes *(5 pts)*

a) Solvant : l'**eau**, très majoritaire (97 %) ; soluté : le **peroxyde d'hydrogène**, une espèce chimique différente du dioxygène, qui peut en libérer (0,5 pt). Même à 97 % d'eau, la solution contient au moins deux espèces chimiques : c'est un **mélange homogène**, pas un corps pur. (0,5 pt) (1)

b) $\rho = 10{,}10 \div 10{,}0 = \mathbf{1{,}010\ g/mL}$ (0,5 pt). 1 L de solution a une masse de 1 010 g (0,5 pt), dont 3 % de soluté : $C_m = 0{,}030 \times 1\,010 \approx \mathbf{30\ g/L}$ (30,3 g/L). (0,5 pt) (1)

c) On approche une bûchette **incandescente** (braise sans flamme) du gaz : elle se **rallume**, ce qui prouve la présence de dioxygène (0,5 pt). Une bûchette enflammée brûle déjà dans l'air : le test ne montrerait rien de net ; c'est le rallumage d'une simple braise qui signale un gaz bien plus riche en dioxygène que l'air. (0,5 pt) (1)

d) $V(O_2) = 10 \times 0{,}250 = \mathbf{2{,}5\ L}$ (0,5 pt). $V(\text{air}) = 2{,}5 \div 0{,}21 \approx \mathbf{12\ L}$ d'air (11,9 L). (0,5 pt) (1)

e) $V_0 = V_1 \div F = 100{,}0 \div 10 = \mathbf{10{,}0\ mL}$, prélevés à la pipette jaugée et complétés à l'eau distillée dans une fiole jaugée de 100,0 mL ; $C_m = 30{,}3 \div 10 \approx \mathbf{3{,}0\ g/L}$. (0,5 pt) (1)

Astuce — « 3 % » et « 10 volumes » décrivent la même solution de deux façons : l'une par la masse de soluté pour 100 g de solution, l'autre par le volume de gaz qu'elle peut libérer.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).