

1.A.1	Nommer les 8 parties du montage : (1) = sortie d'eau tiède (2) = réfrigérant à boules (3) = entrée d'eau froide (4) = ballon monocol (5) = chauffe-ballon (6) = support élévateur (7) = piège à ammoniac ou tube + entonnoir (8) = cristalliseur ou piège à ammoniac		4
1.A.2	Pourquoi chauffe-t-on le mélange réactionnel ? Le benzonitrile n'étant pas soluble en phase aqueuse à froid, cette réaction ne pourra se faire qu'à chaud.		1
1.A.3	Calculer la quantité de matière n_1 de benzonitrile utilisé. $m = \rho.V$, soit $m = 1,04 \times 4 = 4,16 \text{ g}$ quantité de matière : $n_1 = \frac{m}{M} = \frac{4,16}{103,1} = 4,03 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$		2
1.A.4	Déterminer la concentration molaire de la soude. Soude à 10 %, donc il y a 100 g de NaOH pour 1L D'où $n(\text{NaOH}) = n = \frac{100}{40,0} = 2,50 \text{ mol}$, soit $C = 2,50 \text{ mol/L}$		2
1.A.5	En déduire la quantité de matière d'ions HO^- contenue dans 50 mL de solution d'hydroxyde de sodium à 10 % Pour un volume de 50 mL, $n_2 = 2,50 \times 50 \cdot 10^{-3} = 1,25 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$.		1
1.A.6	Montrer que le benzonitrile est le réactif limitant Comme $\frac{n_1}{1} < \frac{n_2}{1}$ alors le benzonitrile est le réactif limitant.		1
1.A.7	Calculer la quantité de matière n_3 d'ions benzoate formée en supposant la réaction totale : d'après l'équation bilan $n_3 = n_1$, soit $n_3 = 4,03 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$		1
1.A.8	Calculer la masse d'acide benzoïque théoriquement prévisible D'après l'équation bilan, la quantité d'acide benzoïque est : $n_3 = n_1 = 4,03 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ Donc on a la masse d'acide benzoïque : $m_3 = 4,03 \cdot 10^{-2} \cdot 122,1 = 4,92 \text{ g}$		2
1.A.9	Pourquoi le montage est-il équipé d'un piège à vapeurs d'ammoniac ? Le milieu étant basique et chaud, l'ammoniac formé sera peu solubilisé : il faut donc placer un piège à gaz.		1
1.A.10	Comment mettre en évidence l'activité du piège ? Pour mettre en évidence un éventuel manque d'acide chlorhydrique ou un excès d'ammoniac, il faut mettre en évidence de façon visuelle par l'utilisation d'un indicateur coloré		2
Total page			17

1.A.11	<p>Écrire le bilan de la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'ammoniac puis en déduire la constante de réaction K. Conclure.</p> <p>Les couples mis en jeu sont : H_3O^+/H_2O et NH_4^+/NH_3.</p> <p>Le bilan de la réaction est : $H_3O^+ + NH_3 = NH_4^+ + H_2O$</p> $K = \frac{[NH_4^+]}{[H_3O^+] \times [NH_3]} = \frac{1}{\frac{[H_3O^+] \times [NH_3]}{[NH_4^+]}} = \frac{1}{10^{-9,2}} \approx 10^9$ <p>Conclusion : $K \gg 10^4$; la réaction est donc quasi-totale.</p>		3
1.B.1	<p>Calculer la concentration de la solution d'acide chlorhydrique concentré.</p> <p>$d = 1,18$, soit $\rho = 1,18 \text{ g/mL}$. D'où $m = 0,35 \times 1,18 \cdot 10^3 = 413 \text{ g}$ pour 1 L.</p> <p>Ainsi, $C = \frac{413}{36,5} = 11,3 \text{ mol/L}$.</p>		2
1.B.2	<p>Tracer le diagramme de prédominance de l'acide benzoïque et de sa base conjuguée en fonction du pH.</p> <p>La forme acide AH prédomine si $pH < pK_A = 4,2$</p> <p>La forme basique A^- prédomine si $pH > 4,2$</p>		2
1.B.3	<p>Montrer qu'à $pH = 1,2$, $\frac{[AH]}{[A^-]} = 10^3$ où AH représente l'acide et A^- sa base conjuguée.</p> <p>Pour le couple acide benzoïque/ion benzoate, on a :</p> $pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}, \text{ soit } pH - pK_A = \log \frac{[A^-]}{[AH]}$ <p>Par suite : $\frac{[A^-]}{[AH]} = 10^{pH - pK_A}$ et $\frac{[AH]}{[A^-]} = 10^{pK_A - pH}$</p> <p>Numériquement : $\frac{[AH]}{[A^-]} = 10^{4,2 - 1,2} = 10^3$</p>		2
1.B.4	<p>Écrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu lors de l'acidification</p> <p>Lors de l'acidification, les ions benzoate réagissent avec les ions H_3O^+ selon le bilan : $H_3O^+ + A^- = AH + H_2O$</p>		1
1.B.5	<p>Pourquoi lave-t-on les cristaux à l'eau froide ?</p> <p>Car l'acide benzoïque n'y est pas soluble.</p>		1
1.B.6	<p>Quel est le rôle d'une recristallisation ?</p> <p>Extraire sélectivement d'un solide des impuretés solides par un solvant choisi de façon à ce que la solubilité de l'impureté et du produit à recristalliser soit nettement différente.</p>		2
1.B.7	<p>Comment s'assurer de la pureté des cristaux obtenus ?</p> <p>La température de fusion ne donne qu'une idée grossière de la pureté. Il faut utiliser des techniques chromatographiques (par exemple).</p>		1
Total page			14

2.A.1	Définir une eau potable : une eau potable est une eau que l'on peut boire sans risque pour la santé.		1
2.A.2	Citer 3 gaz présents dans l'eau : diazote, dioxygène, dioxyde de carbone		1,5
2.A.3	Citer 3 cations et 3 anions présents naturellement dans l'eau : Cations : magnésium, calcium, sodium Anions : nitrate, sulfate, chlorure		3
2.A.4	Comment rend-on l'eau potable ? désinfection avec ozone O_3 , dichlore Cl_2		1
2.A.5	Citer deux raisons qui justifient la mesure de la concentration en dioxygène dissous. Vérifier si l'eau est potable, étudier la corrosion dans un circuit de refroidissement, étudier le phénomène d'eutrophisation		1
2.B.1	Ecrire l'équation de réaction correspondante. $Mn^{2+}(aq) + 2 OH^{-}(aq) = Mn(OH)_2(s)$		1
2.B.2	A pH = 13, le manganèse dans l'eau est sous la forme $Mn(OH)_2$. Vérifier à l'aide du diagramme que le dioxygène dissous dans l'eau peut oxyder $Mn(OH)_2$ en $Mn(OH)_3$. On a une oxydation de $Mn(OH)_2$ par O_2 car d'après le diagramme à pH=13, le potentiel du couple O_2/H_2O (0,45V) est supérieur au potentiel du couple $Mn(OH)_3/Mn(OH)_2$ (0,2V)		1,5
2.B.3	Ecrire la demi-équation redox du couple O_2/H_2O $O_2 + 4 H^{+} + 4 e^{-} = 2 H_2O$		1,5
2.B.4	Ecrire la demi-équation redox du couple $Mn(OH)_3/Mn(OH)_2$. $Mn(OH)_2 + H_2O = Mn(OH)_3 + H^{+} + e^{-}$		1,5
2.B.5	Vérifier l'équation bilan de l'oxydation de $Mn(OH)_2$ par O_2 dissous : $4 Mn(OH)_2(aq) + O_2(aq) + 2 H_2O(l) = 4 Mn(OH)_3(aq)$ On fait la somme des deux demi-équations.		1
2.C.1	Quelle relation peut-on alors écrire entre la quantité de matière de $n_{Mn(OH)_3}$ formé et n_{O_2} présent au départ ? Avec un tableau d'avancement : $n_{O_2} - x_{max} = 0$ (O_2 en défaut) et $n_{Mn(OH)_3} = 4 x_{max}$ d'où $n_{Mn(OH)_3} = 4 n_{O_2}$ remarque: on peut utiliser les relations stoechiométriques car la réaction est quasi-totale.		2
Total page			16

2.C.2	<p>Le précipité brun de $Mn(OH)_3$ disparaît après introduction de l'acide sulfurique en excès. Montrer que la quantité de matière $n_{(Mn^{3+})}$ de Mn^{3+} formée est égale à la quantité de matière $n_{(Mn(OH)_3)}$ de $Mn(OH)_3$.</p> <p>Réaction proposée : $Mn(OH)_3 + 3 H_3O^+ = Mn^{3+} + 6 H_2O$</p> <p>par conséquent : $n_{(Mn(OH)_3)} = n_{(Mn^{3+})}$ car H_3O^+ en excès</p> <p>réaction quasi-totale</p>		1,5
2.C.3	<p>Les ions iodures I^- sont introduits en excès par rapport à Mn^{3+} présent. Quelle est alors la relation entre la quantité de diiode formé $n_{(I_2)}$ et la quantité de dioxygène du départ $n_{(O_2)}$?</p> <p>On donne l'équation : $4 Mn^{3+}_{(aq)} + 4 I^-_{(aq)} = 4 Mn^{2+}_{(aq)} + 2 I_{2(aq)}$</p> <p>D'après le tableau d'avancement : $n_{(Mn^{3+})} - 4 x_{max} = 0$ et $n_{(I_2)} = 2 x_{max}$</p> <p>donc $n_{(I_2)} = n_{(Mn^{3+})} / 2$</p> <p>$n_{(Mn^{3+})} = n_{Mn(OH)_3} = 4 n_{O_2}$ donc $n_{(I_2)} = 2 n_{O_2}$</p> <p>remarque : on peut utiliser les relations stoechiométriques car la réaction est quasi totale</p>		2
2.C.4	<p>Faire un schéma légendé du dosage.</p> <p>Schéma soigné et noms des espèces chimiques</p>		3
2.C.5	<p>Quelle est la relation entre la quantité de matière $n_{(I_2)}$ de I_2 dosée et la quantité de matière $n_{(S_2O_3^{2-})}$ de thiosulfate ajoutée à l'équivalence ?</p> <p>La réaction est totale : les deux réactifs ont complètement disparu.</p> <p>$n_{(I_2)} / 2 = n_{(S_2O_3^{2-})} / 2$</p>		2
2.C.6	<p>En déduire une relation entre le volume équivalent V_E, la concentration en thiosulfate C_{thio} et la quantité de matière de dioxygène dissous $n_{(O_2)}$ présent dans le volume V_0 d'eau du départ.</p> <p>$n_{(I_2)} / 2 = n_{O_2} = n_{(S_2O_3^{2-})} / 4 = C_{thio} V_E / 4 = 3,5 \times 10^{-5} \text{ mol}$</p>		1,5
2.C.7	<p>Concentration massique de dioxygène $t_{(O_2)}$ en mg/L :</p> <p>$n_{O_2} = [O_2] \times V_0$ donc $[O_2] = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$</p> <p>$t_{O_2} = [O_2] \times M(O_2) = 11 \text{ mg/L}$</p>		1,5
2.C.8	<p>Classe de qualité de l'eau analysée :</p> <p>Eau d'excellente qualité</p>		0,5
3.A.1	<p>Montage de verrerie :</p> <p>Le montage b est le montage d'hydrodistillation (le montage a est un chauffage à reflux, le montage c est une ampoule à décanter).</p>		1
Total page			13

3.A.2	Justifier à l'aide des tableaux de données qu'il y a deux phases, l'une que l'on nommera phase organique et l'autre phase aqueuse. Le dichlorométhane ayant une faible miscibilité avec l'eau, il ne se mélangera pas avec celle-ci. On obtiendra un mélange hétérogène présentant deux phases : la phase aqueuse et la phase organique (dichlorométhane)		2
3.A.3	La phase inférieure dans l'ampoule est-elle la phase aqueuse ou la phase organique ? Justifier à l'aide des tableaux de données. La densité du dichlorométhane est de 1,34 ; elle est supérieure à celle de l'eau ($d = 1$). La phase organique se retrouvera donc dans la phase inférieure.		1
3.A.4	Après agitation, dans quelle phase se trouve l'eugénol ? Justifier. L'eugénol étant très soluble dans le dichlorométhane et peu soluble dans l'eau, il se retrouvera dans la phase organique.		1
3.A.5	Pourquoi a-t-on ajouté du chlorure de sodium dans l'ampoule à décanter ? Justifier à l'aide des tableaux de données. Quel est le nom de cette opération? L'eugénol possède une plus faible solubilité dans l'eau salée que dans l'eau. En ajoutant de l'eau salée, on diminue fortement la quantité d'eugénol restante dans la phase aqueuse. Cette opération s'appelle le <u>relargage</u> .		2
3.A.6	Les deux autres solvants proposés dans les tableaux sont-ils utilisables pour réaliser l'extraction ? Justifier à l'aide des tableaux de données. Pour réaliser une extraction par solvant, il faut que celui-ci soit non miscible à l'eau, et il faut que l'espèce à extraire y soit plus soluble que dans l'eau. - <u>L'éthanol n'est pas utilisable</u> car miscible avec l'eau : on obtiendrait une seule phase. - <u>Le cyclohexane convient</u> , il est peu miscible avec l'eau (deux phases différentes) et l'eugénol est très soluble dans le cyclohexane. Compte-tenu de sa densité, la phase organique se trouverait au-dessus de la phase aqueuse.		3
3.A.7	L'huile essentielle extraite des feuilles de giroflier contient-elle de l'éthanoate d'eugényle ? Justifier. Pour l'huile essentielle de giroflier (F), le chromatogramme ne présente pas de tache à la même hauteur celle de éthanoate d'eugényle (A). Donc celle-ci ne contient pas d'éthanoate d'eugényle.		1,5
3.A.8	Espèces chimiques pures identifiables contenues dans l'huile essentielle de clous de girofle : pour (H), le chromatogramme présente deux taches situées respectivement à la même hauteur que (E) et (A). L'huile essentielle (H) contient deux espèces chimiques pures : l'eugénol et l'éthanoate d'eugényle. $R_f(\text{eugénol}) = \frac{3}{4} = 0,75$ $R_f(\text{éthanoate d'eugényle}) = \frac{3,5}{4} = 0,875 \approx 0,88$		3,5
Total page			14

3.B.1	<p>Quel est le rôle du chauffage à reflux ? Le rôle du chauffage à reflux est d'accélérer la réaction (augmentation de la température) sans perte de matière. Il évite ainsi le dégagement d'espèces nocives dans l'atmosphère.</p>		1
3.B.2	<p>Quel est le nom de cette réaction ? Pourquoi utilise-t-on un anhydride d'acide plutôt qu'un acide carboxylique pour effectuer cette réaction ? C'est une réaction d'estérification. L'utilisation d'un anhydride d'acide permet d'avoir une réaction rapide et totale, tandis qu'avec un acide carboxylique, la réaction d'estérification serait lente et limitée.</p>		2,5
3.B.3	<p>Pourquoi verse-t-on le contenu du ballon dans de l'eau glacée ? Comment s'appelle cette opération ? L'éthanoate d'isoeugénol est insoluble dans l'eau glacée, il va donc précipiter. Cette opération s'appelle <u>la précipitation</u>. On pourra ainsi le récupérer par filtration.</p>		1,5
3.B.4	<p>Calculer la quantité de matière initiale de chacun des réactifs.</p> <p>$n(\text{isoeugénol}) = m / M = 5 / 164 = 0,03 \text{ mol}$ $n(\text{anhydride}) = \rho V / M = 1,08 \times 10 / 102 = 0,11 \text{ mol}$</p>		2
3.B.5	<p>Calculer la masse maximale d'éthanoate d'isoeugénol que l'on pourrait obtenir par cette synthèse. Le réactif limitant est l'isoeugénol, on pourra obtenir au maximum 0,03 mol d'éthanoate d'isoeugénol. $m(\text{éthanoate d'iso.}) = n(\text{isoeugénol}) \times M(\text{éthanoate d'iso.}) = 0,03 \times 205 = 6,15 \text{ g} \approx 6,2 \text{ g}$</p>		2
3.B.6	<p>L'expérimentateur a obtenu 5,6 g de cristaux d'éthanoate d'isoeugénol. Calculer alors le rendement de cette synthèse. $\eta = \text{masse de produit obtenu} / \text{masse maximale théorique}$ $\eta = 5,6 / 6,2 = 0,903 \approx 90\%$</p>		1
3.B.7	<p>Quel est le nom de cette réaction ? Donner deux caractéristiques de cette réaction. C'est une réaction d'hydrolyse qui est lente et limitée.</p>		1,5
3.B.8	<p>L'acide chlorhydrique concentré est un catalyseur de cette réaction. Qu'appelle-t-on un catalyseur en chimie ? Un catalyseur est une espèce chimique qui permet d'accélérer une réaction sans apparaître dans le bilan de la réaction, il ne modifie pas l'état final d'équilibre.</p>		1,5
Total page			13