

Données : masses molaires en g/mol : H(1,0) ; C(12,0) ; N(14,0) ; O(16,0) ; Cu(63,5).

I Action de l'acide nitrique sur le cuivre : (6pt)

L'action de l'acide nitrique sur le cuivre produit du nitrate de cuivre, du monoxyde d'azote et de l'eau suivant l'équation :



1° Récrire cette équation en complétant les coefficients stoechiométriques. (1pt)

2° On place 1,905 g de cuivre dans 14 mL d'acide nitrique de concentration 7 mol.L⁻¹. Calculer les quantités de matière initiales. (1pt)

3° Compléter le tableau d'avancement. Déterminer le réactif limitant. Décrire la composition molaire du système final. (3pt)

état	avancement						
initial	0						
intermédiaire	x						
final	X _{max}						

4° Déterminer la concentration des différents ions dans le système final. (1pt)

II Synthétiser d'un arômes alimentaire : (6pt)

L'arôme alimentaire à odeur et à saveur de banane est l'acétate de 3-méthylbutyle de formule C₇H₁₄O₂. Pour le synthétiser au laboratoire, on fait réagir 30 mL de 3-méthylbutan-1-ol de formule C₅H₁₂O avec 20 mL d'acide acétique « glacial » de formule C₂H₄O₂.

1° Ecrire l'équation bilan de la transformation. Réactifs et produit sont à l'état liquide. Il y a formation d'eau. (1pt)

2° Calculer la masse de chacun des réactifs sachant que la masse volumique du 3-méthylbut-1-ol est de 0,81g/mL et que celle de l'acide acétique est de 1,03g/mL. En déduire les quantités de matière initiales. (2pt)

3° A l'aide d'un tableau d'avancement, identifier le réactif limitant de cette synthèse.

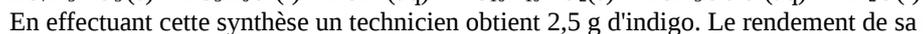
état	avancement						
initial	0						
intermédiaire	x						
final	X _{max}						

Quelle masse d'arôme de banane a-t-on pu produire ?(2pt)

4° En ne modifiant que le volume d'acide acétique, comment pourrait-on minimiser les pertes. Une réponse quantitatives est attendue. (1pt)

III Synthèse de l'indigo (C₁₆H₁₀NO₂) : (4pt)

Elle s'effectue par réaction du 2-nitrobenzaldéhyde C₇H₅NO₃(s) sur l'acétone C₃H₆O(l) en milieu basique selon la réaction suivante :



En effectuant cette synthèse un technicien obtient 2,5 g d'indigo. Le rendement de sa manipulation était de 40%. Le technicien s'est placé dans les conditions stoechiométriques. Déterminer la masse de 2-nitrobenzaldéhyde utilisée ainsi que le volume d'acétone et de solution de soude (1mol/L) versé. (Masse volumique de l'acétone : 0,78 kg/L)

IV Rejet de dioxyde de carbone : (4pt) <http://www.insee.fr/fr/themes/>

“La voiture est de plus en plus utilisée en espace rural et faiblement urbanisé : 68 % des personnes appartient à un ménage comptant autant de voitures que de membres adultes, contre 54 % en 1994 (dans les grandes agglomérations : respectivement 48 % et 43 %). 58 % des déplacements en voiture sont réalisés par un conducteur seul contre 49 % en 1994”

L'octane C₈H₁₈ est le principal composé de l'essence. Un litre d'essence contient 6,14 moles d'octane.

L'équation simplifiée de sa réaction de combustion est : 2C₈H₁₈(g) + 25O₂(g) → 16CO₂(g) + 18H₂O(g)

Pour venir au lycée Montesquieu, votre professeur de physique doit parcourir 3,4km. Sa voiture consomme environ 7,5 L aux 100 km. Déterminer la masse et le volume de CO₂ rejeté pour un aller-retour ainsi que la masse et le volume de dioxygène consommé.

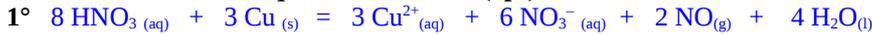
Volume molaire : 24 L/mol (à 20°C)

état	avancement						
initial	0						
intermédiaire	x						
final	X _{max}						

“The most incomprehensible thing about the world is that it is comprehensible.”
 “We cannot solve our problems with the same thinking we used when we created them.”
 Albert Einstein

Correction (ds physique 1°S novembre 2011)

I Action de l'acide nitrique sur le cuivre : (6pt)



$$2^\circ \quad n(\text{Cu}) = m(\text{Cu})/M(\text{Cu}) \quad n(\text{Cu}) = 1,905/63,5 \quad \underline{n(\text{Cu}) = 0,0300 \text{ mol} = 30,0 \text{ mmol}}$$

$$n(\text{HNO}_3) = C \cdot V \quad n(\text{HNO}_3) = 7 \times 14 \quad \underline{n(\text{HNO}_3) = 98 \text{ mmol.}}$$

3°

avancement	8 HNO ₃ (aq)	+	3 Cu (s)	=	3 Cu ²⁺ (aq)	+	6 NO ₃ ⁻ (aq)	+	2 NO (g)	+	4 H ₂ O (l)
0	0,098		0,030		0		0		0		solvant
x	0,098 - 8x		0,030 - 3x		3x		6x		2x		Solvan0,01
0,01	0,018		0		0,03		0,06		0,02		solvant

$$0,098 - 8x_{\text{max}} = 0 \text{ ou bien } 0,030 - 3x_{\text{max}} = 0$$

$$x_{\text{max}} = 0,0123 \text{ mol ou bien } x_{\text{max}} = 0,01 \text{ mol}$$

On choisit le x_{max} le plus faible donc $\underline{x_{\text{max}} = 0,01 \text{ mol}}$

Le réactif limitant est le cuivre.

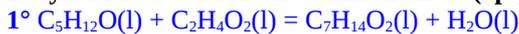
Le système final est constitué de 0,018 mol de HNO₃ ; 0,03 mol de Cu²⁺ ; 0,06 mol de NO₃⁻ ; 0,02 mol de NO.

4° Le volume de la solution est de 14 mL

$$[\text{Cu}^{2+}] = n(\text{Cu}^{2+})/V \quad [\text{Cu}^{2+}] = 0,03/0,014 \quad \underline{[\text{Cu}^{2+}] = 2,1 \text{ mol/L}}$$

$$[\text{NO}_3^-] = n(\text{NO}_3^-)/V \quad [\text{NO}_3^-] = 0,06/0,014 \quad \underline{[\text{NO}_3^-] = 4,3 \text{ mol/L}}$$

II Synthétiser d'un arômes alimentaire : (7pt)



2° Calcul de la quantité de matière en C₅H₁₂O : (il faut avant calculer la masse ; $\rho(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) = 0,81 \text{ g/mL}$)

$$m(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) = \rho(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) \cdot V(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) \quad m(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) = 0,81 \cdot 30 \quad m(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) = 24,3 \text{ g}$$

$$n(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) = m(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O})/M(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) \quad n(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) = 24,3/88 \quad n(\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}) = 0,28 \text{ mol}$$

Calcul de la quantité de matière en C₂H₄O₂ : $\rho(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 1,03 \text{ g/mL}$

$$m(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = \rho(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) \cdot V(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) \quad m(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 1,03 \cdot 20 \quad m(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 20,6 \text{ g}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = m(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) / M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) \quad m(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 20,6/60 \quad n(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 0,34 \text{ mol}$$

état		C ₅ H ₁₂ O(l)	+	C ₂ H ₄ O ₂ (l)	=	C ₇ H ₁₄ O ₂ (l)	+	H ₂ O(l)
initial	X = 0	0,28		0,34		0		0
En cours	X	0,28 - X		0,34 - X		X		X
final	Xmax	0,28 - Xmax		0,34 - Xmax		Xmax		Xmax

La réaction est terminée lorsqu'un des deux réactif est épuisé c'est à dire lorsque :

$$0,28 - X_{\text{max}} = 0 \text{ ou } 0,34 - X_{\text{max}} = 0$$

On choisit évidemment le plus petit X_{max} c'est à dire $\underline{X_{\text{max}} = 0,28 \text{ mol.}}$

Le réactif limitant est donc C₅H₁₂O.

On peut maintenant compléter le tableau d'avancement en remplaçant X_{max} par sa valeur. On a ainsi produit **0,28 mol d'arôme.**

$$m(\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2) = n(\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2) \cdot M(\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2)$$

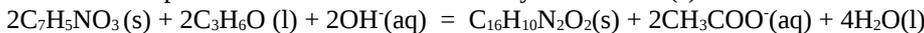
$$m(\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2) = 0,28 \cdot 130$$

$$\underline{m(\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2) = 36 \text{ g}}$$

3° Il suffit de mélanger les réactifs en proportions stoechiométriques. L'acide acétique est en excès. Il suffit de n'utiliser que 0,275 mol d'acide soit une masse de $0,275 \cdot 60 = 16,5 \text{ g}$ soit un volume de $16,5/1,03 = 16,0 \text{ mL}$.

III Synthèse de l'indigo (C₁₆H₁₀N₂O₂) : (5pt)

Elle s'effectue par réaction du 2-nitrobenzaldéhyde C₇H₅NO₃(s) sur l'acétone C₃H₆O (l) en milieu basique selon la réaction suivante :



En effectuant cette synthèse un technicien obtient 2,5 g d'indigo. Le rendement de sa manipulation était de 40%. Le technicien s'est placé dans les conditions stoechiométriques. Déterminer la masse de 2-nitrobenzaldéhyde utilisée ainsi que le volume d'acétone et de solution de soude (1mol/L) versé. (Masse volumique de l'acétone : 0,78 kg/L)

Cherchons la quantité de matière en indigo obtenue :

$$n(\text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2) = m(\text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2)/M(\text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2)$$

$$n(\text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2) = 2,5/(16 \cdot 12 + 10 \cdot 1 + 2 \cdot 14 + 2 \cdot 16) = 2,5/262$$

$$\underline{n(\text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2) = 9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

Le rendement étant de 40%, la quantité de matière en **indigo** attendue est donc de $9,5 \cdot 10^{-3}/0,4 = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Dans l'équation bilan il faut 2 molécules de nitrobenzaldéhyde et 2 molécules d'acétone pour faire 1 molécule d'indigo.

Il faut donc **2 mole de nitrobenzaldéhyde** et **2 moles d'acétone** pour faire **1 mole d'indigo**.

On a donc besoin ici de $2 \cdot 2,4 \cdot 10^{-2} = 4,8 \cdot 10^{-2}$ moles de nitrobenzaldéhyde ainsi que de $4,8 \cdot 10^{-2}$ moles d'acétone et $4,8 \cdot 10^{-2}$ moles de soude.

Calculons la masse de benzaldéhyde nécessaire :

$$m(\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3) = n(\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3) \cdot M(\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3)$$

$$m(\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-2} \cdot 151$$

$$\underline{m(\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3) = 7,2\text{g}}$$

Calculons la masse d'acétone nécessaire :

$$m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) \cdot M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})$$

$$m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 4,8 \cdot 10^{-2} \cdot 58$$

$$m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 2,78 \text{ g}$$

$$V(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) / \rho(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})$$

$$V(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 2,78 / 780$$

$$\underline{V(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ L soit } 3,6 \text{ mL}}$$

Calculons le volume de solution de soude :

$$V(\text{soude}) = n(\text{soude}) / C(\text{soude})$$

$$\underline{V(\text{soude}) = 4,8 \cdot 10^{-2} / 1 = 4,8 \cdot 10^{-2} \text{ L soit } 48 \text{ mL}}$$

IV Rejet de dioxyde de carbone : (5pt) <http://www.insee.fr/fr/themes/>

“La voiture est de plus en plus utilisée en espace rural et faiblement urbanisé : 68 % des personnes appartient à un ménage comptant autant de voitures que de membres adultes, contre 54 % en 1994 (dans les grandes agglomérations : respectivement 48 % et 43 %). 58 % des déplacements en voiture sont réalisés par un conducteur seul contre 49 % en 1994”

L'octane C_8H_{18} est le principal composé de l'essence. Un litre d'essence contient 6,14 moles d'octane.

L'équation simplifiée de sa réaction de combustion est : $2\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g}) + 25\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 16\text{CO}_2(\text{g}) + 18\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Pour vernir au lycée Montesquieu, votre professeur de physique doit parcourir 3,4km. Sa voiture consomme environ 7,5 L aux 100 km.

Déterminer la masse et le volume de CO_2 rejeté pour un aller-retour ainsi que la masse et le volume de dioxygène consommé.

Volume molaire : 24 L/mol (à 20°C)

nombre de km pour l'aller-retour : 6,8 km

volume d'essence consommée : $(7,5/100) \cdot 6,8 = 0,51 \text{ L}$

quantité de matière en essence consommée : $6,14 \cdot 0,51 = 3,1 \text{ moles}$

état	avancement	$2\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g})$	+	$25\text{O}_2(\text{g})$	→	$16\text{CO}_2(\text{g})$	+	$18\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
initial	0	3,1		$n_i(\text{O}_2)$		0		0
intermédiaire	x	$3,1 - 2 \cdot x$		$n_i(\text{O}_2) - 25 \cdot x$		16.x		18.x
final	x_{max}	$3,1 - 2 \cdot x_{\text{max}} = 0$		$n_i(\text{O}_2) - 25 \cdot x_{\text{max}} = 0$		16.x _{max}		18.x _{max}

$$3,1 - 2 \cdot x_{\text{max}} = 0 \text{ donc } x_{\text{max}} = 1,55$$

$$n_i(\text{O}_2) - 25 \cdot x_{\text{max}} = 0 \text{ donc } n_i(\text{O}_2) = 25 \cdot x_{\text{max}} = 39 \text{ moles}$$

$$n_i(\text{CO}_2) = 16 \cdot x_{\text{max}} = 25 \text{ moles}$$

Calcul de la masse de CO_2 rejetée :

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2)$$

$$m(\text{CO}_2) = 25 \cdot 44$$

$$\underline{m(\text{CO}_2) = 1100 \text{ g}}$$

Calcul du volume de CO_2 rejetée :

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m$$

$$V(\text{CO}_2) = 25 \cdot 24$$

$$\underline{V(\text{CO}_2) = 600 \text{ L}}$$

Calcul de la masse de dioxygène consommée :

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2)$$

$$m(\text{O}_2) = 39 \cdot 32$$

$$\underline{m(\text{O}_2) = 1200 \text{ g}}$$

Calcul du volume de dioxygène consommé :

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m$$

$$V(\text{O}_2) = 39 \cdot 24$$

$$\underline{m(\text{O}_2) = 936 \text{ L}}$$