

DS1- description d'un système-CORRECTION

Voilà la consigne donnée en début de sujet de concours :

La **présentation**, la lisibilité, l'orthographe, la qualité de la **rédaction**, la **clarté et la précision** des raisonnements entreront pour une **part importante** dans l'**appréciation des copies**. En particulier, les résultats non justifiés ne seront pas pris en compte. Les candidats sont invités à encadrer les résultats de leurs calculs.

1

Aussi, votre note finale pourra être **majorée ou minorée de 10% de ses points** en fonction du respect ou non des consignes énoncées ci-dessus

Données pour tout le sujet : Masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H :1 ; C :12 ; N :14 ; O :16 ; Cl : 35,5 ; Na : 24

1. Réaction chimique et nomenclature

Dans un erlenmeyer de 250 mL, on dépose du sulfate de cuivre (II) solide. On verse 100 mL d'une solution aqueuse de soude. Après agitation, il se dépose au fond de l'erien un nouveau solide d'hydroxyde de cuivre (II). On rappelle que le symbole de l'élément cuivre est Cu.

- 1.1. Ecrire les structures moléculaires des différents composés cités dans la description de cette réaction : en déduire une équation bilan de la transformation observée.

Sulfate de cuivre : $\text{CuSO}_4(s)$; soude en solution : Na^+ , HO^- ; hydroxyde de cuivre :

$\text{Cu}(\text{OH})_2(s)$

$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{HO}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2(s)$

- 1.2. Dans ce même erlen, est versé maintenant une solution d'ammoniaque concentré : on observe la dissolution de l'hydroxyde de cuivre (II) et l'apparition d'une coloration bleu nuit caractéristique de l'espèce tétramminecuivre(II) dont la structure moléculaire s'écrit $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$. En déduire l'équation de la réaction de dissolution de l'hydroxyde de cuivre (II) par l'ammoniaque.

$\text{Cu}(\text{OH})_2(s) + 4 \text{NH}_3 = \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2 \text{HO}^-$

2. Composition d'une pièce

Un étudiant possède une chambre de 30 m^3 et de 2,5 m de hauteur qui contient de l'air assimilé à un mélange de gaz parfait de 20% de O_2 et 80% de N_2 (pourcentages molaires). La pression dans la pièce vaut 1 bar et la température vaut 25°C.

- 2.1. Rappeler l'équation des gaz parfaits avec les unités associées à chaque grandeur.

$$\boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T}$$

avec P en pascal, V en m^3 , T en kelvin et $R=8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

- 2.2. Calculer le nombre de moles de chaque gaz dans la pièce.

On calcule le nombre total de moles de gaz n_{G} en utilisant l'équation des gaz parfait puisque nous connaissons P , V et T .

$$\boxed{n_{\text{G}} = P \cdot V / R \cdot T}$$

$$AN \ n_{\text{G}} = 1.10^5 * 30 * 2,5 / (8,314 * (273 + 25)) = 3027 \text{ mol}$$

De plus, on sait que $x_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} / n_{\text{G}}$ donc on en déduit :

$$n_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} * n_{\text{G}} = 0,2 * 3027 = 605 \text{ moles}$$

$$n_{\text{N}_2} = n_{\text{G}} - n_{\text{O}_2} = 2422 \text{ moles}$$

- 2.3. Calculer la masse volumique du mélange gazeux.

$$\rho = m_{\text{G}} / V \text{ avec } \rho \text{ en kg.m}^{-3}$$

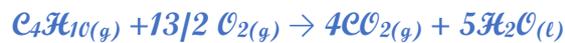
$$\text{On a : } m_{\text{G}} = n_{\text{O}_2} * M_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} * M_{\text{N}_2} = 68,02 \text{ kg}$$

$$\rho = 68,024 / (30 * 2,5) = 1,16 \text{ kg.m}^{-3}$$

2

Bien que ce soit interdit, il apporte dans sa chambre un réchaud à gaz pour cuisiner avec une bouteille de butane de 6 kg.

- 2.4. La combustion du butane C_4H_{10} gaz par le dioxygène de l'air forme du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau liquide. Ecrire la réaction de combustion.



- 2.5. Quelle doit être la fraction initiale en butane dans un mélange butane-dioxygène pour que ce mélange soit stœchiométrique ?

$$x_{\text{butane}} = n_{\text{butane}} / n_{\text{G}} \text{ avec } n_{\text{G}} = n_{\text{butane}} + n_{\text{O}_2}$$

$$\Rightarrow x_{\text{butane}} = 1 / (1 + 13/2) = 2/15 = 0,13$$

- 2.6. Que devient cette fraction initiale en butane dans le cas d'un mélange butane-air stœchiométrique ?

La définition de x_{butane} ne change pas mais n_{G} évolue : $n_{\text{G}} = n_{\text{butane}} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2}$

Or $n_{\text{butane}} = 1$ si $n_{\text{O}_2} = 13/2$ et $n_{\text{N}_2} = 4 * n_{\text{O}_2}$ donc $n_{\text{N}_2} = 26$ donc $n_{\text{G}} = 1 + 13/2 + 26 = 67/2$

$$\text{Donc } x_{\text{butane}} = 1 / (33,5) = 2/67 = 0,03.$$

- 2.7. Un gaz peut s'enflammer et éventuellement exploser lorsque son abondance dans l'air est comprise entre ses limites d'explosivité inférieure et supérieure. Pour le butane ces limites valent 1,8% et 8,4%. Si la bouteille de butane ($M = 58 \text{ g/mol}$) de 6kg se vide entièrement dans l'appartement étudiant, en supposant que 10% du gaz s'échappe de l'appartement, déterminer s'il y a un risque d'explosion.

On connaît déjà le nombre de moles de O_2 et de N_2 dans la pièce. On calcule le nombre de moles de gaz butane libéré par la bouteille de 6 kg : $n_{\text{butane}} = m / M$ avec $M = 4 * 12 + 10 = 58 \text{ g.mol}^{-1}$ donc

$$n_{\text{butane, bouteille}} = 6000 / 58 = 103,4 \text{ moles}$$

On considère une perte de 10% donc 90% se libère dans la pièce :

$$n_{\text{butane, pièce}} = 0,9 * 6000 / 58 = 93,1 \text{ moles}$$

$$\text{Donc } x_{\text{butane, pièce}} = n_{\text{butane, pièce}} / (n_{\text{butane, pièce}} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2}) = 93,1 / (93,1 + 605 + 2422)$$

$$x_{\text{butane, pièce}} = 0,03 = 3\%$$

Conclusion : $8,4\% > x_{\text{butane, pièce}} > 1,8\%$

Le risque d'explosion est bien réel !

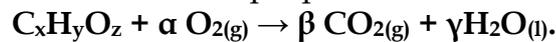
On n'amène pas de réchaud à gaz dans une chambre !!

3. L'acide crotonique

L'acide crotonique a pour formule brute $C_xH_yO_z$ et une masse molaire de 86 g.mol^{-1} .

La combustion complète de $0,182 \text{ g}$ d'acide crotonique conduit à la formation de $0,372 \text{ g}$ de dioxyde de carbone et $0,114 \text{ g}$ d'eau.

La réaction de combustion de l'acide crotonique pourra s'écrire :



- 3.1. Equilibrer la réaction de combustion de l'acide crotonique par le dioxygène en eau liquide et en CO_2 gaz c'est-à-dire trouver les expressions de α , β et γ en fonction de x , y et z .

Méthode :

On équilibre d'abord les éléments différents de \mathcal{H} et \mathcal{O} donc ici \mathcal{C} donc : $\beta=x$

Puis comme on dispose d'un composé avec un seul élément, O_2 , donc on équilibre les \mathcal{H} avant les \mathcal{O} , entre \mathcal{H}_2O et l'acide crotonique. On trouve $y=2\gamma$ soit $\gamma=y/2$.

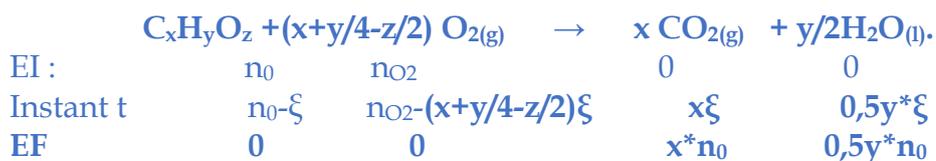
Puis on équilibre les \mathcal{O} : on a conservation de la matière sur l'élément \mathcal{O} : $z+2\alpha = 2\beta+\gamma$

Donc $\alpha=\beta+\gamma/2-z = x+y/4-z/2$

L'équation s'écrit alors :



- 3.2. Déterminer la valeur de la quantité de matière initiale n_0 en acide crotonique puis les quantités de matière n_{O_2} et n_{H_2O} obtenues après combustion.
On dispose de la masse en acide crotonique mise en jeu dans la combustion ainsi que sa masse molaire donc $n_0 = m_{\text{acide crotonique}} / M_{\text{acide crotonique}}$
AN : $n_0 = 0,182 / 86 = 2,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2,12 \text{ mmol}$.
- 3.3. Etablir un tableau d'avancement en utilisant n_0 le nombre de mole initiale en acide crotonique et n_1 le nombre de O_2 dans les proportions stœchiométriques.



- 3.4. Déterminer la formule brute de l'acide crotonique. Vous détaillerez votre raisonnement à partir d'expressions littérales issues du tableau d'avancement.
On dispose de la masse d'eau et de CO_2 formés donc on peut en calculer leur quantité de matière et en déduire x et y . Connaissant la masse molaire de l'acide crotonique, les valeurs de x et y , on en déduit celle de z .

*$N_{CO_2} = x*n_0 = m_{CO_2} / M_{CO_2}$ donc $x = m_{CO_2} / (M_{CO_2} * n_0)$*

*AN : $M_{CO_2} = 2*16+12=44 \text{ g.mol}^{-1}$; $n_0 = 2,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $m_{CO_2} = 0,372 \text{ g}$*

*On trouve $x = 0,372 / (44 * 2,12 \cdot 10^{-3}) = 3,99$ donc $x \approx 4$*

*$0,5y*n_0 = m_{H_2O} / M_{H_2O}$ donc $y = (2*m_{H_2O}) / (M_{H_2O} * n_0)$*

AN : $M_{H_2O} = 18 \text{ g.mol}^{-1}$; $m_{H_2O} = 0,114 \text{ g}$ et $n_0 = 2,12 \cdot 10^{-3}$

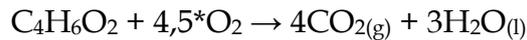
*$y = 2*0,114 / (18 * 2,12 \cdot 10^{-3}) = 5,97$ donc $y \approx 6$*

*Acide crotonique $C_4H_6O_z$ de masse molaire $86 \text{ g.mol}^{-1} = 4M_C + 6M_H + zO = 4*12 + 6 + 16z$*

$z = (86 - 48 - 6) / 16 = 2$ donc :

l'acide crotonique a pour formule brute : $C_4H_6O_2$

La réaction s'écrit finalement :



- 3.5. Déterminer n_1 le nombre de moles de dioxygène nécessaire à la combustion.

Puisque nous nous sommes placés dans les proportions stœchiométriques entre l'acide crotonique et O_2 alors $n_0 = n_1 / 4,5$ donc $n_1 = 4,5 \cdot n_0$.

$$AN : n_1 = 9,54 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

- 3.6. En prenant en compte la composition de l'air (20% de $O_{2(g)}$ et 80 % de $N_{2(g)}$) et en se plaçant à 25°C sous la pression de 1 bar, déterminer le volume d'air nécessaire à la combustion complète.

On connaît le nombre de moles de O_2 nécessaires à la réaction.

On sait que $x_{O_2} = 0,2 = n_{O_2} / n_{G^T}$ avec $n_{G^T} =$ nombre total de moles de gaz = nombre de moles d'air donc $n_{G^T} = n_{O_2} / 0,2 = 5 \cdot n_{O_2} \Rightarrow n_{G^T} = 5n_1 = 4,77 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

et $n_{G^T} = P \cdot V / (R \cdot T)$ donc $V = n_{G^T} \cdot R \cdot T / P$

$$AN : V = (4,77 \cdot 10^{-2} \cdot 8,314 \cdot 298) / (1 \cdot 10^5) \text{ donc } V = 1,18 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 1,18 \text{ litre}$$

4. Réaction redox avec de l'eau de Javel

L'eau de javel est un mélange équimolaire d'ions hypochlorite ClO^- et d'ions chlorure Cl^- . C'est un oxydant puissant couramment utilisé à la maison pour ses propriétés désinfectantes et décolorantes.

Au laboratoire, il peut servir pour oxyder les alcools comme l'éthanol CH_3CH_2OH en acide carboxylique donc ici en acide éthanoïque CH_3COOH .

- 4.1. Ecrire la demi-équation redox d'oxydation de l'éthanol en acide éthanoïque.



- 4.2. Ecrire la demi-équation redox de réduction des ions hypochlorite ClO^- en ions chlorure Cl^- .



- 4.3. En déduire l'équation bilan de la réaction d'oxydation de l'éthanol par les ions hypochlorite.



- 4.4. On cherche à faire réagir l'eau de javel et l'éthanol dans les proportions stœchiométriques. Etablir le tableau d'avancement de la réaction dans ces conditions à l'instant initial, à un instant t quelconque, puis à l'état final en considérant la réaction comme totale. On notera n_0 le nombre de moles d'éthanol à l'instant initial.

	CH_3CH_2OH	$+ 2ClO^-$	$=$	CH_3COOH	$+ 2Cl^-$	$+ H_2O$
EI	n_0	$2n_0$		0	$2n_0$	∞
T	$n_0 - \xi$	$2n_0 - 2\xi$		ξ	$2n_0 + 2\xi$	∞
EF	0	0		n_0	$4n_0$	∞

- 4.5. Définir le taux de conversion en éthanol. Etablir une ligne du tableau d'avancement en utilisant le taux de conversion. Quelle sera la composition de la solution après réaction si le taux de conversion est de 90% ?

Le taux de conversion en éthanol est le rapport du nombre de moles d'éthanol converti ici ξ sur le nombre total de mole pouvant être converti ici n_0

On a donc pour le taux de conversion α : $\alpha = \xi/n_0$ et $\alpha = 0,9$

	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{ClO}^- = \text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$				
EI	n_0	$2n_0$	0	$2n_0$	∞
T	$n_0 - \xi$	$2n_0 - 2\xi$	ξ	$2n_0 + 2\xi$	∞
$\mathcal{I}f$	$n_0(1-\alpha)$	$2n_0(1-\alpha)$	$n_0*\alpha$	$2n_0(1+\alpha)$	∞
$\mathcal{I}f$	$n_0*0,1$	$0,2*n_0$	$0,9*n_0$	$3,8*n_0$	∞

- 4.6. Déterminer le volume d'eau de javel à utiliser pour oxyder 10g d'éthanol sachant que la solution d'eau de javel a une concentration massique en hypochlorite de sodium NaClO de 26,9g/L.

On détermine la masse molaire en éthanol pour en déduire la quantité de matière utilisée : n

$$n_{\text{Ethanol}} = m_{\text{eth}} / M_{\text{eth}}$$

$$M_{\text{eth}} = 2 * M_C + 6 * M_H + M_O = 2 * 12 + 6 + 16 = 46 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_{\text{eth}} = 10 / 46 = 0,217 \text{ mol}$$

On sait que l'eau de javel doit être placée dans les proportions stœchiométriques donc :

$$n_{\text{EJ}} = n_{\text{eau de javel}} = 2n_0$$

On connaît la concentration massique en eau de javel $C_m = m_{\text{EJ}} / V_{\text{sol}}$.

*On veut $V_{\text{sol}} = m_{\text{EJ}} / C_m$ et $m_{\text{EJ}} = n_{\text{EJ}} * M_{\text{EJ}}$*

$$V_{\text{sol}} = 2n_0 * M_{\text{EJ}} / C_m = 2m_{\text{eth}} * M_{\text{EJ}} / (M_{\text{eth}} * C_m)$$

AN : $V_{\text{sol}} = 1,22 \text{ L}$

FIN DU SUJET