

Nom :

Prénom :

Classe :

Evaluation 08	Chimie : Quantité e matière et réactif limitant						
Compétences	Date :	19 / 05 / 2022	Insuf.	Frag.	Satisf.	TrèsB	
Argumenter à partir d'informations extraites de documents.							
Argumenter raisonner en utilisant des connaissances de cours							
Calculer avec méthode et rigueur.							

Physique – Chimie

Secondes C et D

Note :

/ 20

Durée prévue : 50 minutes

Le sujet comporte 4 pages dont celle-ci. Vous répondrez directement sur ce document.

Aucun document personnel, livre ou notice n'est autorisé

Sont autorisés : - La calculatrice et une règle graduée

Nécessaire : - Une feuille de brouillon

Exercices proposés :

Exercice 1 : Equations bilans : 5 points

Exercice 3 : Réactif limitant : 8 points

Exercice 2 : Quantité de matière : 5 points

Exercice 4 : Atome - Masse – Lewis : 8 points

Exercice 5 : Calcaire et acide : 3 points

Exercice 1 – Equations bilan à justifier

/ 5

JoeRoy souhaiterait avoir le corrigé d'un exercice où il fallait déterminer les coefficients d'ajustement pour équilibrer des équations bilan. Je n'ai pas eu le temps de lui envoyer un corrigé, pourriez-vous s'il vous plaît équilibrer ces équations bilan pour lui proposer une correction - Merci -.

Equilibrer des équations bilan ci-dessous :								
3 H ₂ O	+	1 P ₂ O ₅	→	2 H ₃ PO ₄				
2 Al ³⁺	+	3 SO ₄ ²⁻	→	1 Al ₂ (SO ₄) ₃				
1 Fe ₂ O ₃	+	3 CO	→	2 Fe	+	3 CO ₂	/ 5	
Le symbole du sodium est ${}_{11}^{23}\text{Na}$. Le Na ₂ CO ₃ se décompose dans l'eau selon à réaction :								
1 Na ₂ CO ₃			→	2 Na ⁺	+	1 CO ₃ ²⁻		
3 Fe ₂	+	8 H ₂ O	→	2 Fe ₃ O ₄	+	8 H ₂		

Rappel : Pour la suite, un extrait du tableau de classification des éléments est disponible sur la dernière page.

Exercice 2 – Quantité de matière masse et masse molaire

/ 5

Un tableau de classification des éléments est disponible en page 4

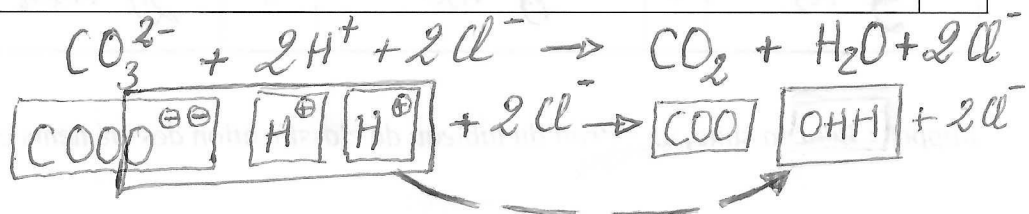
<p>1) Calculer la masse molaire moléculaire de l'acide sulfurique : H_2SO_4</p> $M_{H_2SO_4} = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 \quad \text{soit} \quad M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$ <p style="text-align: center;"> $\begin{matrix} (1) & (32) & (16) \\ 1 & 16 & 8 \\ H & S & O \end{matrix}$ </p>	/ 1										
<p>2) Quelle quantité de matière de sodium a-t-on dans 3 g de Sodium ?</p> $n = \frac{m}{M} \quad \text{avec} \quad m = 3 \text{ g} \quad n_{Na} = 0,13 \text{ mol}$ <p style="text-align: center;"> $\begin{matrix} (23) \\ 23 \\ Na \end{matrix} \quad M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$ </p>	/ 1										
<p>3) On souhaite faire réagir 0,25 mole de Magnésium. Quelle masse doit-on peser ?</p> $m = n \times M \quad \text{avec} \quad n = 0,25 \text{ mol} \quad m = 6 \text{ g}$ <p style="text-align: center;"> $\begin{matrix} (24) \\ 24 \\ Mg \end{matrix} \quad M_{Mg} = 24 \text{ g/mol}$ </p>	/ 1										
<p>On fait réagir 0,25 mole de de Fer avec de 0,75 mole d'Oxyde d'Aluminium. La réaction chimique entre ces deux réactifs correspond à l'équation bilan suivante :</p> $2 \text{ Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{ Al}$											
<p>4) Quel est le réactif limitant ?</p> <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 30%;">$n_{\text{idéal}}$</td> <td style="width: 15%;">2 mol</td> <td style="width: 15%;">1 mol</td> <td rowspan="3" style="width: 40%; vertical-align: middle;">Le réactif limitant est le Fer. C'est le réactif dont le rapport $\frac{n_{\text{dispo}}}{n_{\text{idéal}}}$ est le plus faible</td> </tr> <tr> <td>n_{dispo}</td> <td>0,25</td> <td>0,75</td> </tr> <tr> <td>$R \frac{n_{\text{dispo}}}{n_{\text{idéal}}}$</td> <td colspan="2" style="text-align: center;">0,125 < 0,75</td> </tr> </table>	$n_{\text{idéal}}$	2 mol	1 mol	Le réactif limitant est le Fer. C'est le réactif dont le rapport $\frac{n_{\text{dispo}}}{n_{\text{idéal}}}$ est le plus faible	n_{dispo}	0,25	0,75	$R \frac{n_{\text{dispo}}}{n_{\text{idéal}}}$	0,125 < 0,75		/ 2
$n_{\text{idéal}}$	2 mol	1 mol	Le réactif limitant est le Fer. C'est le réactif dont le rapport $\frac{n_{\text{dispo}}}{n_{\text{idéal}}}$ est le plus faible								
n_{dispo}	0,25	0,75									
$R \frac{n_{\text{dispo}}}{n_{\text{idéal}}}$	0,125 < 0,75										

Exercice 5 – Calcaire et acide

/ 3

Le calcaire $CaCO_3$ se décompose au contact d'un acide. Il produit alors du dioxyde de carbone et de l'eau.

<p>1 – Sachant que l'acide chlorhydrique a pour formule HCl (il est uniquement composée des éléments hydrogène et chlore), écrire l'équation bilan de la décomposition du calcaire par l'acide chlorhydrique.</p> <p style="text-align: center;">L'acide chlorhydrique $HCl \rightarrow \underbrace{H^+}_{\text{acide}} + Cl^-$</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 10px; width: fit-content; margin: 10px auto;"> $CaCO_3 + 2 HCl \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O + 2 Cl^-$ </div> <p style="margin-top: 20px;"> ${}_{20}^{40}Ca \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 \quad Ca$ </p> <p>Le calcium a tendance à perdre 2 électrons $\rightarrow Ca^{2+} \quad CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} + CO_3^{2-}$</p>	/ 3
---	-----



Exercice 3 – Réactif limitant

/ 8

L'alcool à brûler (éthanol) a pour formule C_2H_6O . Lorsqu'il brûle dans le diOxygène, il se produit du dioxyde de carbone et de l'eau.

On fait brûler 23 g d'alcool à brûler dans 40g de diOxygène.

/ 8

- 1) Calculer les quantités de matière d'alcool à brûler et de diOxygène qui réagissent.
- 2) En déduire quel est le réactif limitant.
- 3) En déduire la masse de diOxyde de carbone qui va se former lors de cette réaction.
- 4) En déduire la masse du réactif en excès qui ne va pas réagir.

Equation Bilan Justifiée	C_2H_6O	+	$3 O_2$	→	$2 CO_2$	+	$3 H_2O$
Qté de matière théorique	1 mol $\leftarrow \div 3$		3 mol		2 mol $\leftarrow \times \frac{2}{3}$		3 mol
Masse avant la réaction	23g		40g				
Masse Molaire	46 g.mol ⁻¹		32 g.mol ⁻¹		44 g.mol ⁻¹		
Qté de matière réelle (disponible)	0,5 mol		1,25 mol				
Réactif limitant $\frac{n_{dispo}}{n_{théor}}$	$\frac{0,5}{1} = 0,5$		$\frac{1,25}{3} = 0,417$ Limitant				
Qté de matière qui va réagir	0,417 $\leftarrow \div 3$		1,25 mol		0,833 mol $\leftarrow \times \frac{2}{3}$		
Qté de matière qui va rester (en excès)	0,5 - 0,417 = 0,083 mol						
Masse après la réaction	0,083 x 46 = 3,82g				0,833 x 44 = 36,6g		

Le réactif limitant est le dioxygène

m = n x M

Exercice 4 – Masse d'un atome et modèle de Lewis

/ 8

Un élément chimique a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^3$. Son noyau contient autant de protons que de neutrons.

1 - Donner le nombre d'électrons contenus dans cet atome.

$1s^2 2s^2 2p^3$ Cet atome contient 7 électrons

/ 1

2 - En déduire le numéro atomique Z, le nombre de masse et le symbole de cet élément chimique.

D'après l'électroneutralité 7 électrons → 7 protons ⇒ Z=7 $\left[\begin{matrix} 14 \\ 7 \\ N \end{matrix} \right]$

/ 2

3 – Calculer la masse d'un atome de cet élément chimique.

Cet atome contient 14 nucléons $14 \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Soit une masse de $2,34 \times 10^{-26} \text{ kg}$

Ici, on négligera la masse des électrons puisqu'un électron est 1000 fois plus léger qu'un nucléon.

/2

4 – Donner le symbole de Lewis de cet élément chimique.

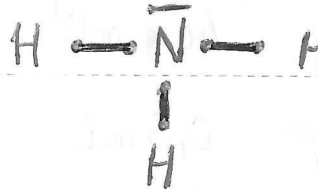
$1s^2 [2s^2 2p^3]$ couche de valence avec 5 électrons



/2

5 – Donner le modèle de Lewis de la molécule que peut former cet élément chimique s'il s'associe à des atomes d'hydrogène (justifier).

L'Hydrogène, H



(Ammoniac)

/1

On donne les informations suivantes :

Masse d'un nucléon	$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$	Nombre d'Avogadro	$6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
--------------------	-----------------------------------	-------------------	--

	1	2	3	4	5	6	7	8
1	$\begin{array}{c} 1 \\ 1 \\ \text{H} \\ \text{Hydrogène} \end{array}$							$\begin{array}{c} 4 \\ 2 \\ \text{He} \\ \text{Hélium} \end{array}$
2	$\begin{array}{c} 7 \\ 3 \\ \text{Li} \\ \text{Lithium} \end{array}$	$\begin{array}{c} 9 \\ 4 \\ \text{Be} \\ \text{Beryllium} \end{array}$	$\begin{array}{c} 11 \\ 5 \\ \text{B} \\ \text{Bore} \end{array}$	$\begin{array}{c} 12 \\ 6 \\ \text{C} \\ \text{Carbone} \end{array}$	$\begin{array}{c} 14 \\ 7 \\ \text{N} \\ \text{Azote} \end{array}$	$\begin{array}{c} 16 \\ 8 \\ \text{O} \\ \text{Oxygène} \end{array}$	$\begin{array}{c} 19 \\ 9 \\ \text{F} \\ \text{Fluor} \end{array}$	$\begin{array}{c} 20 \\ 10 \\ \text{Ne} \\ \text{Néon} \end{array}$
3	$\begin{array}{c} 23 \\ 11 \\ \text{Na} \\ \text{Sodium} \end{array}$	$\begin{array}{c} 24 \\ 12 \\ \text{Mg} \\ \text{Magnésium} \end{array}$	$\begin{array}{c} 27 \\ 13 \\ \text{Al} \\ \text{Aluminium} \end{array}$	$\begin{array}{c} 28 \\ 14 \\ \text{Si} \\ \text{Silicium} \end{array}$	$\begin{array}{c} 31 \\ 15 \\ \text{P} \\ \text{Phosphore} \end{array}$	$\begin{array}{c} 32 \\ 16 \\ \text{S} \\ \text{Soufre} \end{array}$	$\begin{array}{c} 35 \\ 17 \\ \text{Cl} \\ \text{Chlore} \end{array}$	$\begin{array}{c} 40 \\ 18 \\ \text{Ar} \\ \text{Argon} \end{array}$
4	$\begin{array}{c} 39 \\ 19 \\ \text{K} \\ \text{Potassium} \end{array}$	$\begin{array}{c} 40 \\ 20 \\ \text{Ca} \\ \text{Calcium} \end{array}$