

# ===== Exercice 1

1- Equilibrer les équations bilan suivantes :

- a)  $4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$
- b)  $2 \text{ N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$
- c)  $4 \text{ NH}_3 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ NO} + 6 \text{ H}_2\text{O}$
- d)  $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4 \text{ H}_2 \rightarrow 3 \text{ Fe} + 4 \text{ H}_2\text{O}$
- e)  $2 \text{ H}_2\text{SO}_4 + 4 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ H}_3\text{O}^+ + 2 \text{ SO}_4^{2-}$

# ===== Exercice 2

Le cuivre Cu réagit avec l'acide nitrique HNO<sub>3</sub> pour donner des ions cuivre qui ont perdus 2 électrons et des ions nitrate composés d'un atome d'azote et de trois atomes d'oxygène. Ces ions nitrate, eux, ne gagnent qu'un seul électron. On constate de plus un dégagement gazeux.

a) Quels sont les réactifs et les produits de réaction ?

**Les réactifs :**

Le cuivre : Cu

L'acide nitrique HNO<sub>3</sub>

**Les produits de réaction**

Ion cuivre Cu<sup>2+</sup> (perd 2 électrons)

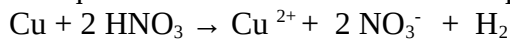
Ions nitrate NO<sub>3</sub><sup>-</sup> (gagne un électron)

Reste l'hydrogène → H<sub>2</sub>

b) Comment déterminer avec certitude la nature chimique du gaz qui se dégage ?

On peut faire un test à la flamme, on devrait observer une légère détonation « pop » ou « wouap ».

c) Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique.



# ===== Exercice 3

2- La levure chimique (nom commun de l'hydrogénocarbonate de sodium : NaHCO<sub>3</sub>) se dissocie à haute température (180 °C) en dioxyde de carbone gazeux ainsi que de la vapeur d'eau et un résidu solide de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Lorsqu'on dissout ce résidu solide dans l'eau il libère dans la solution aqueuse des ions sodium et des ions carbonate.

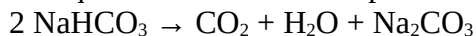
1- D'après le symbole chimique du sodium expliquer pourquoi l'ion sodium a pour formule Na<sup>+</sup>.

$^{23}_{11}\text{Na}$  le sodium a 11 protons donc 11 électrons 1S<sup>2</sup>2S<sup>2</sup>2P<sup>6</sup>3S<sup>1</sup> il aura donc tendance à perdre son électron de la couche N°3.

2 – En déduire la formule de l'ion carbonate.

Ion carbonate : CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>

3- Ecrire l'équation bilan de décomposition de la levure chimique.



4- Expliquer pourquoi la levure chimique permet de faire lever les cake ou gâteaux.

Le dégagement de CO<sub>2</sub> à l'état gazeux crée des bulles qui augmentent le volume de la pâte.

5- Que se passerait-il si vous avez incorporé trop de lait dans votre préparation et que votre mélange est un peu trop liquide ?

Si le mélange est trop liquide, les bulles de gaz vont s'échapper de la pâte.

Donc le cake ou le gâteau ne va pas gonfler.

6- Comment prouvez la présence du dioxyde de carbone dans la décomposition de la levure chimique ?

On peut faire un test à l'eau de chaux. On devrait alors observer que l'eau de chaux se trouble.

7 – Rédiger un protocole expérimental (protocole et schéma) qui permettrait de prouver sa présence.

# ===== Exercice 4

On fait réagir 135g d'aluminium avec 833g d'acide sulfurique H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Il se forme des ions Al<sup>3+</sup> et des ions sulfate SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ainsi qu'un dégagement gazeux de diHydrogène.

*Vous pouvez regrouper vos réponses dans le tableau ci-dessous, mais celles-ci doivent être rédigées et argumentées en dessous du tableau !*

1) Ecrire l'équation bilan de la transformation chimique.

2) Montrer qu'on dispose de 5 mol d'aluminium et de 8,5 mol d'acide sulfurique.

3) Quel est le réactif limitant dans cette transformation chimique ?

- 4) En déduire la nature du réactif en excès ainsi que la quantité de matière de ce réactif qui va réagir.
- 5) En déduire la masse de ce réactif qui restera à l'issue de la transformation chimique.
- 6) Quelle quantité de matière de diHydrogène va-t-il se former ?
- 7) Si le volume d'une mole de ce gaz est de 22,4L quel sera le volume de gaz produit par la transformation chimique ?

<b>Equation bilan</b>	$2 \text{ Al} + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ SO}_4^{2-} + 3 \text{ H}_2$					
<b>n théorique</b>	2	3		2	3	3
<b>Masse (g)</b>	135 g	833 g				
<b>n disponible (initiale)</b>	$\frac{135}{27} = 5 \text{ mol}$	$\frac{833}{98} = 8,5 \text{ mol}$		5 mol	$(5 \times 3 / 2) = 7,5 \text{ mol}$	$(5 \times 3 / 2) = 7,5 \text{ mol}$
<b>Réactif limitant :</b> $\frac{n_{\text{initiale}}}{n_{\text{théorique}}}$	Coefficient : 2,5 <b>2,5 &lt; 2,8</b> <b>=&gt; Limitant !</b>	Coefficient : 2,8				
<b>n qui réagit vraiment</b>	2 mol	7,5 mol ( $5 \times 3 / 2$ )				
<b>n en excès</b>	---	1 mol				
<b>Masse en excès</b>		98 g				

Rappel  $n_{(mol)} = \frac{m_{(g)}}{M_{(g/mol)}}$  : quantité de matière en mol.  $\begin{matrix} 1 & 32 & 16 & 27 \\ H & S & O & Al \\ 1 & 16 & 8 & 13 \end{matrix}$

$M_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mol}$

$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 \times 2 + 32 + 16 \times 4$  soit  $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$

1) L'équation bilan doit respecter la conservation des éléments chimiques (loi de Lavoisier) mais aussi la conservation des charges électriques des ions (autant d'électrons perdus + que d'électrons gagnés -)

2)  $n_{(mol)} = \frac{m_{(g)}}{M_{(g/mol)}}$  on obtient ainsi 5 mol d'Aluminium

3) Le rapport  $\frac{n_{\text{initiale}}}{n_{\text{théorique}}}$  est de 2,5 pour l'aluminium et 2,8 pour l'acide sulfurique. Le plus petit rapport détermine le réactif limitant. Ici c'est donc l'aluminium.

4) La quantité de matière d'acide sulfurique qui va réagir respecte les mêmes proportions que celles indiquées par les coefficients stoechiométriques. On peut donc établir un produit en croix entre les quantités de matière théoriques et initiales et déterminer ainsi qu'**il va réagir 7,5 mol d'acide sulfurique**. Etant donné qu'on dispose de 8,5 mol de cet acide, il en restera **1 mol en excès**.

5) Sachant que  $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$  on en déduit qu'il restera 98g d'acide sulfurique.

6) La quantité de matière de diHydrogène qui se former respecte les mêmes proportions que celles indiquées par les coefficients stoechiométriques. On peut donc établir un produit en croix entre les quantités de matière théoriques et initiales et déterminer ainsi qu'**il va se former 7,5 mol de H<sub>2</sub>**.

7) Etant donné qu'il se formera 7,5 mol de diHydrogène, le volume de gaz produit sera de  $7,5 \times 22,4$  soit un **volume de 168 L**