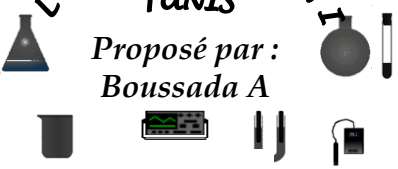


**LYCEE ZAHROUN  
TUNIS**

Proposé par :  
Boussada A

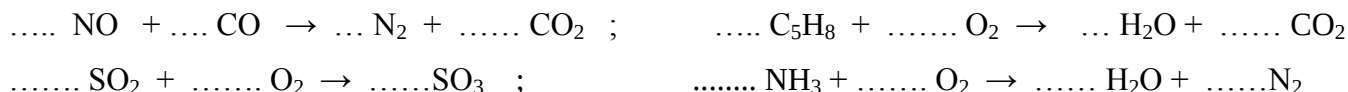


# Réactions chimiques

| Année scolaire : 2010 / 2011 |                                                                                     |            |
|------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|------------|
| Date :                       | Durée :                                                                             | Niveau :   |
|                              |  | 1ère Année |

## Exercice 1 :

Equilibrer les équations bilan suivantes :



## Exercice 2

Une masse  $m_1 = 79,5 \text{ g}$  d'oxyde de cuivre II ( **CuO** ) réagit à chaud avec le carbone ( **C** ) pour donner un gaz qui trouble l'eau de chaux et un dépôt de cuivre métallique ( **Cu** ).

- 1°) Ecrire l'équation équilibrée de cette réaction chimique.
- 2°) Donner la signification macroscopique de cette équation chimique.
- 3°) Sachant que la réaction consomme en totalité les réactifs utilisés. Déterminer en justifiant :
  - a) Le nombre de mole  $n_1$  d'oxyde de cuivre réagit.
  - b) Le volume  $V$  du gaz obtenu.
  - c) La masse  $m_2$  du dépôt de cuivre métallique.
  - d) La masse  $m_3$  du carbone utilisé.
- 4°) Si on a utilisé une masse  $m_4 = 4 \text{ g}$  de carbone au lieu de  $m_3$  .
  - a) Montrer, dans ce cas qu'il y' a un réactif en **excès**. Lequel ?
  - b) Déterminer dans ce cas la masse  $m$  restante du réactif en excès.

On donne : les masses molaires atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $M_O = 16$  ,  $M_C = 12$  et  $M_{Cu} = 63,5$   
Volume molaire :  $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$  .

## Exercice 3

Un ruban de magnésium ( **Mg** ) chauffé et introduit dans un flacon contenant un volume de dioxygène, brule avec une flamme blanche pour donner un solide blanc d'oxyde de magnésium ( **MgO** ) .

- 1°) Définir une réaction chimique.
- 2°) Identifier les réactifs et le produit de cette réaction chimique.
- 3°) Préciser les caractères de cette réaction chimique .justifier la réponse.
- 4°) Ecrire le schéma de la réaction
- 5°) Ecrire l'équation, équilibrée, de cette réaction chimique.
- 6°) Donner la signification microscopique de cette équation.
- 7°) Donner la différence entre une transformation chimique et une transformation physique.

## Exercice 4

Si on présente une flamme à un mélange gazeux de propyne ( **C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>** ) et de dichlore ( **Cl<sub>2</sub>** ), placé dans un flacon en verre, il se produit une réaction chimique : le propyne continue à brûler avec une flamme jaune en dégageant instantanément, une fumée noire de carbone ( **C** ) et du chlorure d'hydrogène gazeux ( **HCl** ).

L'équation chimique de cette réaction est :



- 1°) Donner deux caractères de cette réaction.
- 2°) Donner la signification macroscopique de cette équation chimique.
- 3°) Pour réaliser la réaction, on utilise un volume  $V_1 = 0,24 \text{ L}$  de propyne et un volume  $V_2 = 0,72 \text{ L}$  de dichlore
  - a- Déterminer les nombres de moles  $n_1$  et  $n_2$  respectifs de propyne et du dichlore utilisés.
  - b- Montrer que le propyne est le réactif limitant?
  - c- Déterminer la masse  $m_C$  de carbone formé.
- 4°) Calculer le volume  $V_r$  de la quantité du gaz restant.

**On donne** : le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$   
la masse molaire atomique du carbone:  $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ .

### Exercice 5

En présence d'une flamme un mélange d'aluminium **Al** et de soufre **S** en poudre brûle avec une flamme très Chaude , on obtient un seul corps solide appelé sulfure d'aluminium de formule **Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>** .

- 1°/ Déduire les deux caractères de cette réaction chimique .
- 2°/ Préciser les réactifs et les produits de la réaction chimique .
- 3°/ Ecrire le schéma de la réaction chimique .
- 4°/ Ecrire correctement l'équation de la réaction chimique .

### Exercice 6

Une éprouvette à gaz contient, à l'obscurité, un mélange de deux gaz : le dihydrogène et le dichlore. Si on expose l'éprouvette à la lumière solaire , une très violente explosion se déclenche immédiatement, L'éprouvette se chauffe et un nouveau corps se forme : le chlorure d'hydrogène.

- 1) Montrer qu'il s'agit d'une réaction chimique.
- 2) Préciser les réactifs et les produits de cette réaction.
- 3) Ecrire le schéma de cette réaction.
- 4) Donner, en le justifiant, trois caractères de cette réaction.

### Exercice 7

1°) Définir :

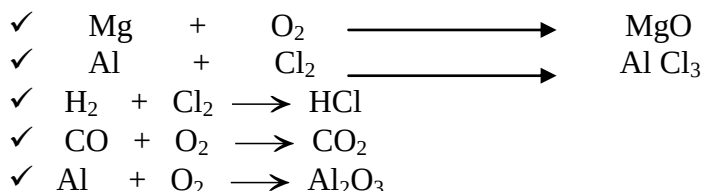
- a – Une réaction amorcée.
- b – Une réaction exothermique.

2°) En présence d'une flamme, le mélange de butane et de dioxygène brûle en donnant instantanément du dioxyde de carbone et de l'eau. La température du milieu réactionnel s'élève.

- a – Montrer qu'il s'agit d'une réaction chimique.
- b – Identifier les réactifs et les produits de la réaction.
- c – Donner les caractères de cette réaction.
- d – Ecrire le schéma de cette réaction.

### Exercice 8

Equilibrer les équations chimiques suivantes :



### Exercice 9

Un ruban de magnésium ( **Mg** ), chauffé à l'aide de la flamme d'un bec bunsen , est introduit dans un flacon de dioxygène ( **O<sub>2</sub>** ). Il continue à brûler avec une flamme blanche très vive en dégageant instantanément une fumée blanche d'oxyde de magnésium ( **MgO** ).

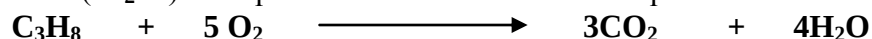
- 1) Rappeler la définition d'une réaction chimique.
- 2) Montrer qu'au cours de cette expérience, il y a eu une réaction chimique.
- 3) Préciser les réactifs et les produits au cours de cette réaction.
- 4) Donner, en le justifiant, trois caractères de cette réaction.
- 5) Ecrire l'équation de cette réaction chimique.
- 6) A-t-on besoin d'un catalyseur dans cette réaction ? Justifier.

### Exercice 10

I. Calculer la masse molaire du composé de formule **C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O** .

On donne :  $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

II . Le propane gaz de formule **C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>** réagit avec le dioxygène gazeux (**O<sub>2</sub>**) .Il se forme le dioxyde de carbone (**CO<sub>2</sub>**) et de l'eau ( **H<sub>2</sub>O** ) . L'équation de cette réaction chimique est :



- 1°) Préciser les réactifs et les produits de cette réaction
- 2°) Donner la signification de cette équation à l'échelle macroscopique.

- 3°) Le volume du propane qui a réagi est  $V(\text{C}_3\text{H}_8) = 2,24 \text{ L}$  ( mesuré dans les conditions normales ) .
- Calculer le nombre de moles  $n(\text{C}_3\text{H}_8)$  du propane qui a réagi .
  - Déterminer le nombre de moles  $n(\text{O}_2)$  de dioxygène nécessaire pour cette réaction .
  - Déduire le volume  $V(\text{O}_2)$  de dioxygène réagissant .
- 4°) Déterminer la masse d'eau formée .

On donne : \* Volume molaire des gaz dans les conditions normales :  $V_M = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$  .  
 \*  $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

### Exercice 11

On chauffe un tube contenant une masse  $m_1 = 7,95 \text{ g}$  d'oxyde de cuivre ( $\text{CuO}$ ) et une masse  $m_2 = 0,6 \text{ g}$  de carbone ( $\text{C}$ ), il se forme, instantanément, sur les parois du tube un dépôt rouge du cuivre ( $\text{Cu}$ ) et il se dégage du dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ).

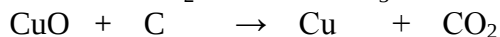
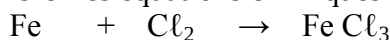
L'équation de cette réaction chimique est :  $2 \text{ CuO} + \text{C} \longrightarrow 2 \text{ Cu} + \text{CO}_2$

- L'équation d'une réaction chimique est une représentation plus précise que le schéma d'une réaction chimique. Expliquer pourquoi.
- Donner la signification macroscopique de cette équation.
- Vérifier que la quantité  $n_1$  d'oxyde de cuivre utilisé est  $n_1 = 0,1 \text{ mol}$  .
  - Déterminer la quantité  $n_2$  de carbone utilisé.
  - Justifier que les réactifs sont pris dans les proportions stœchiométriques .
- Déterminer la masse  $m_{\text{Cu}}$  du cuivre formé .

On donne : \* les masses molaires atomiques :  $M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$   
 \* le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$  .

### Exercice 12

**I-** Equilibrer les équations chimiques suivantes :



**II-** On mélange, à l'état gazeux, un volume  $V_1 = 0,24 \text{ L}$  de dioxyde de soufre ( $\text{SO}_2$ ) et un volume  $V_2$  de sulfure d'hydrogène ( $\text{H}_2\text{S}$ ), il se forme du soufre ( $\text{S}$ ) à l'état solide et de la vapeur d'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

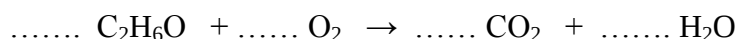
L'équation de la réaction est  $\text{SO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{S} \longrightarrow 3 \text{ S} + 2 \text{ H}_2\text{O}$

- Donner la signification, à l'échelle macroscopique, de cette équation.
- Exprimer la quantité de matière initiale  $n_1$  de dioxyde de soufre en fonction de  $V_1$  et  $V_m$ .
  - Vérifier que  $n_1 = 0,01 \text{ mol}$ .
- Sachant que la quantité de matière initiale de sulfure d'hydrogène est  $n_2 = 0,03 \text{ mol}$ , montrer que le dioxyde de soufre ( $\text{SO}_2$ ) est le réactif limitant.
- Déterminer la quantité de matière de soufre formé.
  - Déduire la masse  $m_s$  du soufre formé.

On donne : Le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$   
 La masse molaire atomique du soufre :  $M_{\text{S}} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$ .

### Exercice 13

L'équation bilan non équilibrée de la combustion de l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  dans le dioxygène  $\text{O}_2$  s'écrit :



- Equilibrer cette équation bilan.
- Calculer la masse molaire de l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .
- On fait réagir  $10 \text{ g}$  d'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  . Calculer la quantité d'éthanol (en mol) correspondante.
- Quelle est la quantité d'eau obtenue ? En déduire la masse d'eau correspondante.
- Quelle est la quantité de dioxyde de carbone (en mol) obtenue ?
- En déduire le volume de dioxyde de carbone correspondant.

Données :  $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ; volume molaire :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$  .

### Exercice 14

Certaines menuiseries extérieures des pavillons sont en P.V.C. Cette matière plastique est fabriquée à partir de chlorure de vinyle de formule  $C_2H_3Cl$ .

1. Indiquer le nom des éléments présents dans le chlorure de vinyle et donner pour chacun d'eux le nombre d'atomes correspondants.
2. La combustion complète du chlorure de vinyle dans le dioxygène  $O_2$  produit du dioxyde de carbone  $CO_2$ , de l'eau et du chlorure d'hydrogène  $HCl$ .
  - a. Donner la formule chimique de l'eau.
  - b. Recopier, puis compléter et équilibrer l'équation chimique de la combustion complète.  
*Attention : ne pas modifier les formules et les coefficients des réactifs.*



3. On brûle 625g de chlorure de vinyle  $C_2H_3Cl$ .
  - a. Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de vinyle.
  - b. Calculer le nombre de mole de chlorure de vinyle  $C_2H_3Cl$  contenus dans 625g de ce produit.
  - c. Déterminer le nombre de mole de chlorure d'hydrogène  $HCl$  obtenue à la fin de cette réaction puis calculer la masse de chlorure d'hydrogène  $HCl$  correspondante.
  - d. Déterminer le nombre de mole de dioxygène  $O_2$  nécessaire à cette combustion puis calculer le volume de dioxygène  $O_2$  utilisé.

Données :  $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$  ; volume molaire :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 15

Soit la réaction non équilibrée suivante :  $C + PbO \rightarrow Pb + CO_2$

1. Equilibrer cette équation bilan.
2. On obtient 150g de plomb  $Pb$  : calculer la masse de carbone  $C$  nécessaire.  
Données :  $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{Pb} = 207 \text{ g.mol}^{-1}$ .
3. Sachant que la masse de  $PbO$  utilisée est de 50g, calculer le volume de  $CO_2$  dégagé.  
On donne  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 16

La combustion du fer dans le dioxygène de l'air donne de l'oxyde de fer  $Fe_3O_4$ .

1. Rappeler la formule du dioxygène.
2. Calculer la masse molaire de l'oxyde de fer  $Fe_3O_4$ .  
On donne :  $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $M_{Fe} = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$ .
3. L'équation incomplète non équilibrée de la combustion du fer s'écrit :  $\dots Fe + \dots \dots \rightarrow \dots Fe_3O_4$ 
  - a. Compléter et équilibrer cette équation.
  - b. On brûle 0,2 kg de fer. Calculer le nombre de moles de fer correspondant.
  - c. Calculer le nombre de moles d'oxyde de fer  $Fe_3O_4$  obtenu. En déduire la masse correspondante.
  - d. Calculer le nombre de moles de dioxygène nécessaire à cette combustion.
  - e. En déduire le volume  $V$  de dioxygène correspondant. On donne  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 17

On donne l'équation bilan non équilibrée suivante :  $\dots Mg + \dots O_2 \rightarrow \dots MgO$

1. Equilibrer cette équation.
2. On fait réagir 97,2g de magnésium  $Mg$ . Calculer la quantité de magnésium (en mol) correspondante.
3. Quelle est la quantité de dioxygène utilisée ?
4. En déduire le volume de dioxygène correspondant.
5. Quelle est la quantité d'oxyde de magnésium  $MgO$  formé ?
6. En déduire la masse d'oxyde de magnésium  $MgO$  correspondante.