

REACTION CHIMIQUE

Exercice N°1 :

1. Une **réaction chimique** est une transformation au cours de laquelle des corps de départ appelé **réactif** réagissent pour donner de nouveau corps appelé **produit**.

2. Une réaction qui s'accompagne d'un dégagement de chaleur est dite **exothermique**

3. On fait réagir de l'acide chlorhydrique sur le Zinc (Zn). Il se forme du dichlorure de zinc $ZnCl_2$ et du dihydrogène H_2 . Dans cette réaction chimique les réactifs sont l'**acide chlorhydrique** et le **zinc**.

Les produits de la réaction sont **dichlorure de zinc** et **dihydrogène**.

4. Une réaction est **rapide** si elle se passe au bout de quelque instant.

5. Donner les significations microscopique et macroscopique de la réaction chimique suivante :



Signification microscopique : 2 atomes de fer réagissent ou se combinent avec 3 molécules de dichlores pour donner 2 molécules de trichlorure de fer

Signification macroscopique : 2 moles d'atomes de fer se combinent avec 3 moles molécules de dichlores pour donner 2 moles molécules de trichlorure de fer

Exercice N°2 :

Equilibrer les équations bilans suivantes : (Eviter d'utiliser les fractions comme coefficient).

- | | |
|--|--|
| a) $2 H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$ | b) $2C + O_2 \longrightarrow 2CO$ |
| c) $2Fe + O_2 \longrightarrow 2FeO$ | d) $4SO_2 + 2 O_2 \longrightarrow 4SO_3$ |
| e) $2 Al + 3 S \longrightarrow Al_2S_3$ | f) $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$ |
| g) $4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$ | h) $2HCl + 2 Zn \longrightarrow 2ZnCl + H_2$ |
| i) $4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$ | j) $4Cu + O_2 \longrightarrow 2Cu_2 O$ |

Exercice N°3 :

Equilibrer chacune des équations bilans ci-dessous puis écrire la relation molaire :



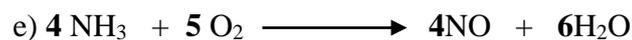
La relation molaire de la réaction chimique

$$\frac{n(CH_4)}{2} = \frac{n(O_2)}{3} = \frac{n(CO)}{2} = \frac{n(H_2O)}{4}$$



La relation molaire de la réaction chimique

$$\frac{n(MgO)}{1} = \frac{n(H_2O)}{1} = \frac{n(Mg)}{1} = \frac{n(H_{2eau})}{1}$$



La relation molaire de la réaction chimique

$$\frac{n(NH_3)}{4} = \frac{n(O_2)}{5} = \frac{n(NO)}{4} = \frac{n(H_2O)}{6}$$



La relation molaire de la réaction chimique

$$\frac{n(C_2 H_6)}{2} = \frac{n(O_2)}{7} = \frac{n(CO_2)}{4} = \frac{n(H_2O)}{6}$$



La relation molaire de la réaction chimique

$$\frac{n(H_2S)}{2} = \frac{n(SO_2)}{1} = \frac{n(H_2O)}{2} = \frac{n(S)}{3}$$



La relation molaire de la réaction chimique

$$\frac{n(C_4 H_{10})}{2} = \frac{n(O_2)}{13} = \frac{n(CO)}{8} = \frac{n(H_2O)}{10}$$

Exercice N°4 :

1. L'équation de la réaction s'écrit :



2. La relation molaire entre le carbone et le dioxyde de carbone est $\frac{n(\text{C})}{1} = \frac{n(\text{CO}_2)}{1}$

3. a) Calculons le nombre de moles de dioxyde carbone dégagé.

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} \quad \underline{\text{AN}} : n(\text{CO}_2) = \frac{3}{12} \quad n(\text{CO}_2) = 0,25 \text{ mol}$$

b) Déduisons son volume.

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times V_m \quad \underline{\text{AN}} : V(\text{CO}_2) = 0,25 \times 24 \quad V(\text{CO}_2) = 6 \text{ L}$$

Exercice N°5 :

On verse en excès de l'acide chlorhydrique sur une masse $m = 13 \text{ g}$ de grenaille de zinc, il se forme du chlorure de zinc de formule ZnCl_2 et un gaz qui produit une légère détonation en présence d'une flamme

1. Le gaz formé est le **dihydrogène**

2. L'équation – bilan de cette réaction s'écrit : $\text{HCl} + \text{Zn} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

3. Le volume du gaz formé dans les C.N.T.P

La relation molaire entre le zinc et dihydrogène est : $\frac{n(\text{Zn})}{1} = \frac{n(\text{H}_2)}{1}$ (a)

$$\begin{cases} n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} \\ n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} \end{cases} \text{ (a) devient } \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} \text{ donc } V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{Zn}) \times V_m}{M(\text{Zn})}$$

$$\underline{\text{AN}} : V(\text{H}_2) = \frac{13 \times 22,4}{65} \quad V(\text{H}_2) = 4,48 \text{ L}$$

4. La masse de chlorure de zinc formée en fin de réaction.

La masse molaire de $M(\text{ZnCl}_2) = 136 \text{ g/mol}$

$$\text{La masse } m(\text{ZnCl}_2) = n(\text{ZnCl}_2) \times M(\text{ZnCl}_2) \quad \begin{cases} n(\text{ZnCl}_2) = n(\text{Zn}) = 0,2 \text{ mol} \\ M(\text{ZnCl}_2) = 136 \text{ g/mol} \end{cases}$$

$$\underline{\text{AN}} : m(\text{ZnCl}_2) = 0,2 \times 136 \quad m(\text{ZnCl}_2) = 27,2 \text{ g}$$

Exercice N°6 :

1. Equilibre cette équation en écrivant le bilan molaire et les relations molaires.



$$\begin{array}{cccc} \text{Bilan molaire :} & 4\text{mol} & 11\text{mol} & 8\text{mol} & 2\text{mol} \\ & n(\text{FeS}_2) & n(\text{O}_2) & n(\text{SO}_2) & n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \end{array}$$

$$\text{Relation molaire : } \frac{n(\text{FeS}_2)}{4} = \frac{n(\text{O}_2)}{11} = \frac{n(\text{SO}_2)}{8} = \frac{n(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{2}$$

2. La quantité de sulfure de fer faut utiliser pour obtenir 180 mol de dioxyde de soufre

d'après la relation molaire *entre* FeS_2 et SO_2 on a : $n(\text{FeS}_2) = \frac{4 \times n(\text{SO}_2)}{8}$

$$\underline{\text{AN}} : n(\text{FeS}_2) = \frac{4 \times 180}{8} \quad n(\text{FeS}_2) = 90 \text{ mol}$$

3. La quantité de O_2 est alors nécessaire

d'après la relation molaire *entre* O_2 et SO_2 on a : $n(\text{O}_2) = \frac{11 \times n(\text{SO}_2)}{8}$

$$\underline{\text{AN}} : n(\text{O}_2) = \frac{11 \times 180}{8} \quad n(\text{O}_2) = 247,5 \text{ mol}$$

4. La quantité de Fe_2O_3 obtenue

D'après la relation molaire *entre* Fe_2O_3 et SO_2 on a : $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{2 \times n(\text{SO}_2)}{8}$

AN: $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{2 \times 180}{8}$

$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 45 \text{ mol}$

5. La masse molaire de FeS_2 :

$M(\text{FeS}_2) = M(\text{Fe}) + 2M(\text{S})$

$M(\text{FeS}_2) = 120 \text{ g/mol}$

La masse de FeS_2 utilisée lors de cette réaction est :

$m(\text{FeS}_2) = n(\text{FeS}_2) \times M(\text{FeS}_2)$

AN : $m(\text{FeS}_2) = 90 \times 120$

$m(\text{FeS}_2) = 10800 \text{ g}$

6. Le volume de dioxygène O_2 utilisée. $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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

AN : $V(\text{O}_2) = 247,5 \times 24$

$V(\text{O}_2) = 5940 \text{ L}$

7. La masse de SO_2 obtenue

$m(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \times M(\text{SO}_2)$

$\begin{cases} n(\text{SO}_2) = 180 \text{ mol} \\ M(\text{SO}_2) = 64 \text{ g/mol} \end{cases}$

AN : $m(\text{SO}_2) = 180 \times 64$

$m(\text{SO}_2) = 11520 \text{ g}$

Exercice N°7 :

1. L'équation-bilan de la réaction s'écrit : $3 \text{ Fe} + 2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$.

2. Montrons que l'un des réactifs est en excès

On raisonne par rapport au réactif limitant.

- Nombre de mole initial de Fe : $n(\text{Fe})_0 = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{5,04}{56} = 0,09 \text{ mol}$.
- Nombre de mole initial de dioxygène : $n(\text{O}_2)_0 = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{480 \cdot 10^{-3}}{24} = 0,02 \text{ mol}$.
- Stœchiométrie : $\frac{n(\text{Fe})_0}{3} = 0,03$ et $\frac{n(\text{O}_2)_0}{2} = 0,01$ donc $\frac{n(\text{Fe})_0}{3} > \frac{n(\text{O}_2)_0}{2}$

⇒ Le fer est en excès. Le réactif limitant est donc le dioxygène.

On sait :

$\frac{n(\text{Fe})_{\text{réagi}}}{3} = \frac{n(\text{O}_2)_0}{2} = 0,01 \text{ mol}$, donc $\frac{n(\text{Fe})_{\text{réagi}}}{3} = 0,01 \text{ mol}$ soit $n(\text{Fe})_{\text{réagi}} = 0,03 \text{ mol}$ et

$\frac{n(\text{Fe}_3\text{O}_4)_{\text{formé}}}{1} = 0,01 \text{ mol}$ soit $n(\text{Fe}_3\text{O}_4)_{\text{formé}} = 0,01 \text{ mol}$.

Masse de fer en excès : $m(\text{Fe})_{\text{excès}} = m(\text{Fe})_0 - m(\text{Fe})_{\text{réagi}}$ avec $m(\text{Fe})_{\text{réagi}} = 0,03 \times 56 = 1,68 \text{ g}$

$m(\text{Fe})_{\text{excès}} = 5,04 - 1,68 = 3,36 \text{ g}$.

$m(\text{Fe})_{\text{excès}} = 3,36 \text{ g}$

3. Masse d'oxyde magnétique Fe_3O_4 formée

La Masse d'oxyde magnétique formée est telle que $m(\text{Fe}_3\text{O}_4)_{\text{formé}} = n(\text{Fe}_3\text{O}_4)_{\text{formé}} \times M(\text{Fe}_3\text{O}_4)$

avec $M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

On trouve : $m(\text{Fe}_3\text{O}_4)_{\text{formé}} = 2,32 \text{ g}$

4.

Lors d'une réaction chimique, la masse des corps ayant réagi est égale à la masse des produits.

$m(\text{O}_2)_0 = n(\text{O}_2)_0 \times M(\text{O}_2)_0 = 0,02 \times 32 = 0,64 \text{ g}$ et $m(\text{Fe})_{\text{réagi}} = 0,03 \times 56 = 1,68 \text{ g}$

Vérification : $m(\text{O}_2)_0 + m(\text{Fe})_{\text{réagi}} = 0,64 \text{ g} + 1,68 \text{ g} = 2,32 \text{ g} = m(\text{Fe}_3\text{O}_4)_{\text{formé}}$