

**EXERCICE 1**

- Quelle est la masse d'oxygène nécessaire pour la combustion complète de 217.3 g de méthane  $\text{CH}_4$  ?
- Quelle masse de gaz carbonique obtient-on ?
- Quelle masse d'eau obtient-on ?

**EXERCICE 2**

L'essence est un mélange d'hydrocarbures, mais pour simplifier nous admettrons qu'elle est uniquement constituée d'octane  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  ( $\rho = 0.698 \text{ kg/L}$ ). Monsieur DIOP effectue un trajet de 500 km dans une voiture consommant 8.4 L aux 100 km.

- Calculez la masse d'oxygène consommée.
- Calculez la masse de gaz carbonique produite.
- Calculez la masse d'eau également produite.

**EXERCICE 3**

On synthétise 512 g d'ammoniac selon l'équation ci-dessous .

- Equilibrer l'équation
- Quel volume de  $\text{H}_2$  et quel volume de  $\text{N}_2$  a-t-on consommé ?  $P = 84 \text{ atmosphères}$ ,  $T = 856 \text{ }^\circ\text{C}$ .

**EXERCICE 4**

Soit la réaction (pas encore équilibrée) ci-dessous. Pour obtenir 436 g d'oxyde de fer (III),

- Quelle masse de pyrite  $\text{FeS}_2$  doit-on faire réagir ?
- Combien de molécules de  $\text{SO}_2$  va-t-on également produire ?
- Si ces molécules de  $\text{SO}_2$  se dissolvent (sans se transformer) dans 120 L d'eau, quelle sera la concentration en  $\text{SO}_2$  ?
- Quel volume d'air ( $p = 735 \text{ mmHg}$ ,  $T = 24^\circ\text{C}$ ) doit-on faire réagir ? Rappel : seulement 20% des molécules dans l'air sont des molécules d'oxygène !

**EXERCICE 5**

Sous l'effet de la chaleur, le nitrate d'ammonium  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (un engrais) se décompose violemment en oxygène, en eau et en azote.

- Ecrire l'équation de la décomposition du nitrate d'ammonium
- Quelle masse d'oxygène s'est-il formé ?
- Quelle masse d'eau s'est-il formé ?
- Quelle masse d'azote s'est-il formé ?

**EXERCICE 6**

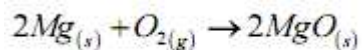
L'éthanol est un liquide incolore de formule  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . Il brûle dans le dioxygène pour former du dioxyde de carbone et de l'eau. On considère un mélange d'éthanol et d'air comportant  $m = 2$ ; 50g d'éthanol. On donne  $M(\text{C}) = 12$ ;  $0\text{g.mol}$   $M(\text{H}) = 1$ ;  $0\text{g.mol}$   $M(\text{O}) = 16$ ;  $0\text{g.mol}$  De plus dans les conditions de l'expérience, le volume molaire de l'air,  $V_m$ , est de  $22,4\text{L.mol}$

- Ecrire l'équation chimique symbolisant la réaction.
- Donner la quantité d'éthanol présente initialement ni  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .
- Le dioxygène nécessaire à la réaction chimique est issu de l'air. Calculer la quantité de matière d'air utilisée lors de l'expérience.
- L'air est composé de 20% de son volume de dioxygène. En déduire la quantité de dioxygène, ni  $\text{O}_2$  présente initialement.
- Donner la quantité finale de chaque espèce.

**EXERCICE 7**

Dans un flacon à combustion on fait brûler un ruban de magnésium de masse = 486 mg avec un volume  $V = 12$  L de dioxygène.

1. Déterminer les quantités de matière de dioxygène et de magnésium présentes à l'état initial.
2. On donne l'équation de la réaction :



Quel est le réactif limitant ?

4. En déduire la masse de magnésium restant, le volume de dioxygène restant, et la masse de magnésie MgO formée.

*Données* : Volume molaire = 24 L.mol/l,  $M(O) = 16$  g.mol/l,  $M(Mg) = 24,3$  g.mol/l

**EXERCICE 8**

On réalise la combustion complète de l'éthane  $C_2H_6$  dans le dioxygène. Le mélange initial renferme 0,50mol d'éthane et 1,40 mol de dioxygène.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction en utilisant des nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
2. Déterminer, à l'aide d'un tableau d'avancement, l'avancement maximal et le réactif limitant.
3. En déduire la composition du système dans l'état final en supposant l'avancement maximal atteint.
4. Répondre aux mêmes questions après avoir écrit l'équation bilan avec le nombre stœchiométrique 1 pour l'éthane.
5. L'avancement dépend t il des nombres stœchiométriques ? Et l'état final du système ?