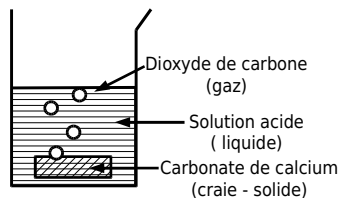


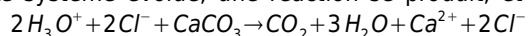
A- Système chimique.

Un système chimique est un ensemble d'espèces chimiques, caractérisé par: la composition chimique (types d'espèces présentes), les quantités de matière présentes (nombre de moles de chaque espèce) la température et la pression dans le système, L'état physique des espèces chimiques (solide, liquide, gaz, solution).



Exemple:

On a une solution d'acide chlorhydrique HCl de concentration $C = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$, dans laquelle on a placé de la craie (CaCO_3). Le système évolue, une réaction se produit, et il apparaît un gaz (dioxyde de carbone CO_2). La réaction qui a lieu est

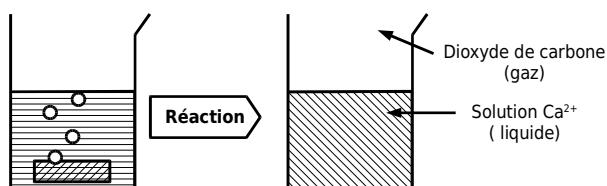


B- Évolution d'un système chimique.

La composition chimique d'un système change si il se produit une réaction chimique.

Les quantités de matière des espèces présentes varie, des espèces disparaissent, d'autres apparaissent.

La masse totale et la charge électrique se conservent.



Remarques:

On rappelle les formules permettant de calculer les quantités de matières $n(\text{mol})$ présentes dans un système chimique.

- espèce pure de masse $m(\text{g})$ d'une espèce chimique de masse moléculaire $M(\text{g.mol}^{-1})$ $n = \frac{m}{M}$
- espèce en solution de concentration $C(\text{mol.L}^{-1})$ et de volume $V(\text{L})$ $n = C \times V$
- espèce en phase gazeuse, occupant un volume V , le volume molaire étant V_m $n = \frac{V}{V_m}$

C- Modélisation d'une réaction chimique.

On **modélise** une **réaction chimique** par son **équation bilan** qui doit être **équilibrée** pour conserver la matière et les charges électriques.

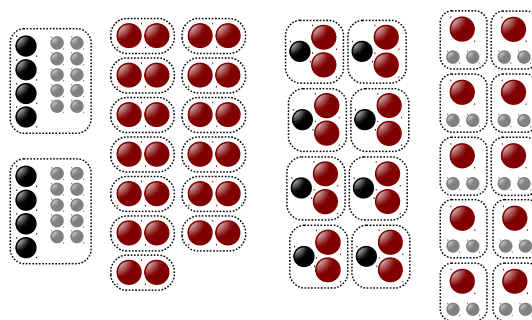
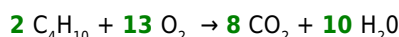
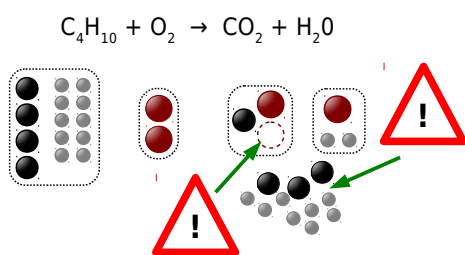
Les **réactifs** réagissent pour donner des **produits**. On doit respecter les **proportions stœchiométriques** lors de la réaction.



Exemple:

La combustion totale du butane (C_4H_{10}) dans le dioxygène (O_2) produit du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O). Écrivons et équilibrons l'équation bilan: $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$.

Les coefficients stœchiométriques sont ajustés de manière à conserver la masse et la charge. Aucun atome ne doit rester seul ou manquer.



D- Exercices.

Exercices tirés de

- « Chimie, classe de seconde » R. Didier, R. Vento, Armand Colin (1981)
- « Physique Chime seconde » Coll. Sirius, Nathan (2004).

Exercice 1.

Ajustez, si nécessaire, les coefficients stœchiométriques des équations bilan suivantes:

- $N_2H_{4(l)} + O_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
- $NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{(g)} + H_2O_{(l)}$
- $CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
- $Fe_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow Fe_3O_{4(s)}$
- $CO_{(g)} + Fe_3O_{4(s)} \rightarrow CO_{2(g)} + Fe_{(l)}$
- $CH_{4(g)} + O_2 \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
- $Fe_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow FeCl_{3(s)}$
- $C_2H_6O_{(l)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
- $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
- $Ag^+_{(aq)} + PO^{3-}_{4(aq)} \rightarrow Ag_3PO_{4(s)}$
- $Cu_{(s)} + Ag^+_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + Ag_{(s)}$

Exercice 2: Combustion du kérosène.

Un des constituants du kérosène est le décane $C_{10}H_{22}$. Une lampe à pétrole (kérosène) utilise 100 g de pétrole à l'heure.

Quel volume d'air exige le fonctionnement de cette lampe pendant une journée ?

Aide:

- Écrire l'équation bilan de la combustion.
- L'air contient 20% en volume de dioxygène.

Données:

$$M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1} \quad M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(H) = 1.0 \text{ g.mol}^{-1} \quad V_m = 22.4 \text{ L.mol}^{-1}$$

Exercice 3: Combustion de l'alcool.

L'éthanol ou alcool éthylique C_2H_6O brûle dans

Le Sport - Chapitre 3 - La réaction chimique

l'oxygène pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau.

a) Écrire la réaction.

b) L'éthanol est un liquide dont la densité par rapport à l'eau est égale à 0.79. Calculer le volume d'air nécessaire à la combustion de 1 L d'alcool.

Données:

$$\begin{array}{ll} M(C)=12\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} & M(O)=16\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ M(H)=1.0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} & V_m=22.4\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1} \end{array}$$

Exercice 4: Combustion du propane et du butane.

a) Écrire les réactions de combustion complète du propane C_3H_8 et du butane C_4H_{10} dans le dioxygène O_2 .

b) Quel volume d'oxygène faut-il utiliser avec 1 L de propane pour obtenir un mélange explosif (proportions stœchiométriques) ?

c) Même question si on remplace l'oxygène par l'air (20% d'oxygène dans l'air)

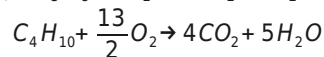
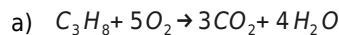
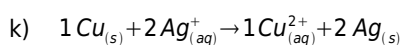
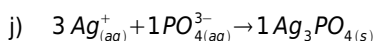
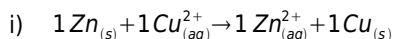
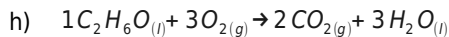
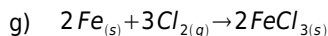
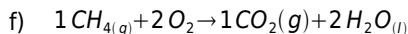
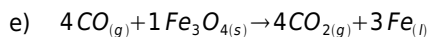
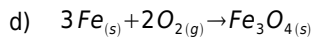
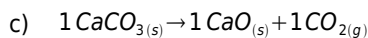
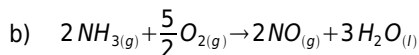
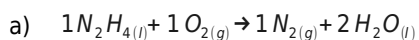
d) Mêmes questions avec le butane.

QCM p 265 (livre)

Exercice 10 p268

Exercice 12 p268

E- CORRECTION



b) 1 L de propane correspond à $n = \frac{1}{22,4} = 4,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$

de gaz. Comme 1 mol de propane réagit avec 5 mol de O_2 donc $4,5 \times 10^{-2}$ réagit avec

$\frac{5 \times 4,5 \times 10^{-2}}{1} = 0,23 \text{ mol}$ de O_2 soit un volume de dioxygène $V = 0,23 \times 22,4 = 5,0 \text{ L}$.

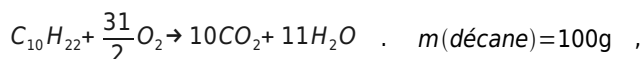
c) 1 L d'air contient 0,2 L de O_2 donc $\frac{1 \times 5,0}{0,2} = 25 \text{ L}$ d'air contient O_2 .

d) $n(\text{butane}) = 4,5 \times 10^{-2}$; $n(O_2) = 0,29 \text{ mol}$;
 $V_{O_2} = 6,5 \text{ L}$; $V_{\text{Air}} = 33 \text{ L}$

QCM p 265

Voir correction dans le livre p 344.

Exercice 2: Combustion du kérosène.



$M(\text{décane}) = 10 \times 12 + 22 \times 1,0 = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, donc

$n(\text{décane}) = \frac{m}{M} = \frac{100}{142} = 0,70 \text{ mol}$.

Comme 1 mol de décane réagit avec $\frac{31}{2}$ mol de O_2 ,

$0,70 \text{ mol}$ de décane réagit avec $\frac{\frac{31}{2} \times 0,70}{1} = 11 \text{ mol}$

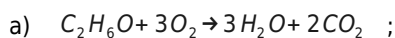
de O_2 soit un volume $V = n \times V_M = 245 \text{ L}$ de O_2 .

Dans l'air, 20% du volume correspond au dioxygène, il

faudra donc $\frac{245}{0,2} = 1200 \text{ L}$ d'air, soit un volume de

$1,2 \text{ m}^3$ d'air.

Exercice 3: Combustion de l'alcool.



b) 1 L d'alcool a une masse $m(\text{alcool}) = 790 \text{ g}$ et une masse molaire

$M(\text{alcool}) = 2 \times 12 + 6 \times 1,0 + 1,6 = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ donc

$n(\text{alcool}) = \frac{790}{46} = 17 \text{ mol}$. Comme 1 mol d'alcool réagit

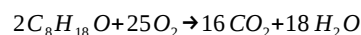
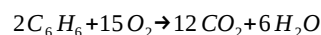
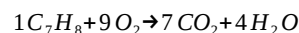
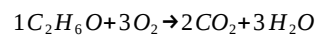
avec 3 mol de O_2 , 17 mol d'alcool réagit avec

$\frac{3 \times 17}{1} = 51 \text{ mol}$ de O_2 . Cela correspond à

$51 \times 22,4 = 1142 \text{ L}$ de O_2 soit $\frac{1142}{0,20} = 5,7 \text{ m}^3$ d'air.

Exercice 4: Combustion du propane et du butane.

Exercice 10 p 268



Exercice 12 p 268

