

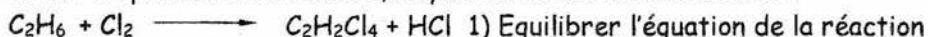
## REACTIONS CHIMIQUES-EQUATION BILAN

**Exercice 1** Equilibrer les équations chimiques suivantes :

- |  |  |
|--|--|
| 1) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$                       | 7) $H_2S + SO_2 \rightarrow H_2O + S$              |
| 2) $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + S + H_2O$              | 8) $C_nH_{2n+2} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$     |
| 3) $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl$                | 9) $C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$          |
| 4) $H_2SO_4 + Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4 + CaSO_4$ | 10) $H_3O^+ + OH^- \rightarrow H_2O$               |
| 5) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$        | 11) $Zn + H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2O + H_2$ |
| 6) $CO + Fe_3O_4 \rightarrow FeO + CO_2$                 | 12) $Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4$        |

**Exercice 2**

On introduit dans un ballon un volume  $V_1=112$  mL d'éthane ( $C_2H_6$ ) et un volume  $V_2=120$  mL de dichlore ( $Cl_2$ ) dans les CNTP. En présence de lumière, l'équation de la réaction s'écrit :



- 1) Equilibrer l'équation de la réaction
- 2) Quel est le réactif utilisé en excès ? Déterminer son volume
- 3) Calculer la masse de tétrachloroéthane ( $C_2H_2Cl_4$ ) obtenue

**Exercice 3**

La combustion complète dans le dioxygène de  $224$  cm<sup>3</sup> d'un corps pur gazeux de formule  $C_nH_{2n+2}$  a donné  $896$  cm<sup>3</sup> de dioxyde de carbone et de l'eau

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction et déterminer la formule de ce corps pur
- 2) La combustion dans le dioxygène de 1L d'un hydrocarbure gazeux  $C_xH_y$  a nécessité 5L de dioxygène et a donné 3L de dioxyde de carbone

Ecrire l'équation bilan de la réaction et déterminer la formule brute de l'hydrocarbure

**NB** : Les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions

**Exercice 4**

On fait réagir un mélange de 2 l de méthane et de 10 l de dioxygène. L'élément carbone est transformé en dioxyde de carbone et l'élément hydrogène en eau. La température est  $10^\circ C$  avant et après la réaction.

- 1/ Ecrire l'équation- bilan de la réaction en précisant l'état physique des produits de la réaction.
- 2/ Quel est le volume du mélange gazeux après l'expérience ? Quel est le pourcentage, en nombre de moles de chacun de ses constituants ? *On néglige le volume occupé par d'éventuels produits liquides ou solides.*

**Exercice 5**

Un mélange de  $30$  cm<sup>3</sup> d'éthane  $C_2H_6$  et de propane  $C_3H_8$  fournit, après combustion complète,  $80$  cm<sup>3</sup> de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les mêmes conditions.

- 1/ Ecrire les équations bilan correspondant à la combustion de chaque alcane.
- 2/ Quelle est la composition du mélange gazeux ?
- 3/ Quel est le volume de dioxygène nécessaire cette combustion ?

**Exercice 6**

Le fluorure d'aluminium  $AlF_3$  est obtenu par action à  $400^\circ C$ , sous une pression de 1 bar, du fluorure d'hydrogène gazeux HF sur l'oxyde d'aluminium solide, ou alumine,  $Al_2O_3$ ; il se forme également de l'eau vapeur.

1. Ecrire l'équation de cette réaction.
2. On souhaite obtenir 1,00 kg de fluorure d'aluminium; déterminer les quantités de matière, puis les masses de réactifs nécessaires.
3. On fait réagir 250 g d'alumine avec la quantité juste suffisante de fluorure d'hydrogène.
  - a. Déterminer la quantité, puis la masse de fluorure d'hydrogène nécessaire.
  - b. En déduire le volume de fluorure d'hydrogène correspondant à  $400^\circ C$  sous une pression de 1bar.
4. On fait réagir 510 g d'alumine avec 1200 g de fluorure d'hydrogène. Déterminer la composition finale du système après réaction en précisant la masse de chacun des corps présents.

5. On fait réagir 816 g d'alumine et 144 L de fluorure d'hydrogène, volume mesuré à 25°C sous 1 bar. Déterminer la nouvelle composition finale du système.  
On donne en g/mol : M(F)=19 ; M(Al)=27 ; M(H)=1 ; M(O)=16

### Exercice 7

On mélange 32 g d'oxyde de fer (III)  $Fe_2O_3$  et 15 g de poudre d'aluminium. La réaction est amorcée grâce à un ruban de magnésium. Par une réaction vive, on obtient du fer liquide et de l'oxyde d'aluminium  $Al_2O_3$ .

- 1) Écrire l'équation bilan de cette réaction et déterminer le réactif en excès.
- 2) Quelle est la quantité de matière d'aluminium nécessaire pour réduire tout l'oxyde de fer?
- 3) Quelle est la masse d'aluminium correspondante?
- 4) Reste-t-il de la poudre d'aluminium? Si oui déterminer la masse restante?

On donne:  $M(O) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(Al) = 27 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(Fe) = 56 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Exercice 8

L'équation ci-dessous représente la combustion complète d'un hydrocarbure gazeux  $C_xH_y$  dans le dioxygène de l'air.



- 1) Déterminer sa masse molaire sachant que sa densité de vapeur est de l'ordre de 1,45.
- 2) La combustion de 3,4 L de l'hydrocarbure a donné 10,2 L de dioxyde de carbone.
  - a) Trouver les valeurs de x et y. En déduire la formule brute de l'hydrocarbure.
  - b) Ecrire une formule développée possible de l'hydrocarbure.
  - c) Calculer le volume de dioxygène nécessaire à cette combustion.

Tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions. On donne :  $M(C)=12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(H)=1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Exercice 9

Le sodium réagit avec l'eau. Il se forme des ions  $Na^+$ , des ions  $OH^-$  ainsi que du dihydrogène.

- 1) Écrire l'équation de la réaction chimique correspondant à cette réaction.
- 2) Cette réaction dangereuse est effectuée avec 0,23 g de sodium seulement que l'on introduit dans 1,0L d'eau. Quelles sont les quantités de matière des réactifs en présence?
- 3) Quel est le réactif limitant?
- 4) Quelle est la quantité de matière ainsi que la masse du corps restant à l'état final?
- 5) Déterminer le volume de dihydrogène dégagé à la température de 20°C. La constante d'état des gaz parfaits est  $R=8,314\text{S}\cdot\text{I}$  et la pression atmosphérique est  $P=1,013\cdot 10^5 \text{ Pa}$ .

Données: Masse volumique de l'eau:  $\mu_{\text{eau}}=1000\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ ;  $M(H) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(Na) = 23 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(O) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Exercice 10 Propulsion de missiles

Le principal combustible solide utilisé dans la propulsion des missiles est un mélange d'aluminium et de perchlorate d'ammonium.

- 1) Le perchlorate d'ammonium  $NH_4ClO_4$  se décompose en diazote, chlorure d'hydrogène, eau et dioxygène. Rappeler la définition d'une réaction chimique puis écrire l'équation-bilan de la décomposition du perchlorate d'ammonium.
- 2) Une partie du dioxygène formé se combine à l'aluminium pour donner l'alumine  $Al_2O_3$ . Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
- 3) Montrer que ces deux réactions chimiques peuvent être traduites par l'équation bilan suivante :
$$6.NH_4ClO_4 + 10.Al \rightarrow 3.N_2 + 6.HCl + 9.H_2O + 5.Al_2O_3$$
- 4) Un petit missile contient 54,0g d'aluminium : quelle masse minimale de perchlorate d'ammonium doit-il également contenir pour que tout l'aluminium soit transformé en alumine au cours de la réaction.
- 5) On mélange maintenant 10 g de perchlorate d'ammonium et 10 g d'aluminium.
  - a) Les proportions du mélange initial sont-ils stœchiométriques ? Sinon quel est le réactif limitant ? Justifier.
  - b) Quelle masse d'alumine obtient-on si le rendement de la dernière réaction est de 80%.

Données :  $M(O)=16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(Al)=27\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(N)=14\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  et  $M(H)=1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $M(Cl)=35,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .