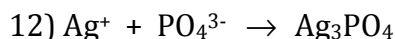
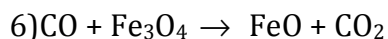
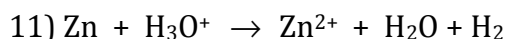
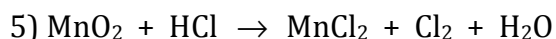
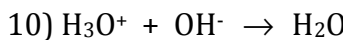
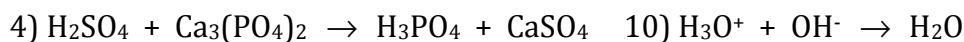
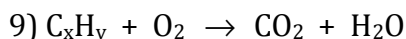
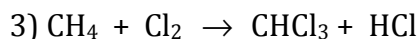
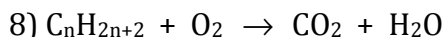
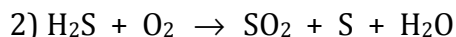
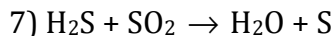
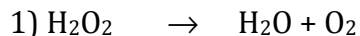


Réaction chimique – Equation bilan

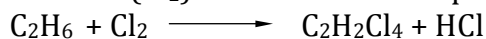
Exercice 1

Equilibrer les équations chimiques suivantes :



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 ($\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$) obtenue

Exercice 3

La combustion complète dans le dioxygène de 224 cm^3 d'un corps pur gazeux de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ a donné 896 cm^3 de dioxyde de carbone et de l'eau

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction

2) Déterminer la formule de ce corps pur

3) 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

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction

b) 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°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 cm³ d'éthane C₂H₆ et de propane C₃H₈ fournit, après combustion complète, 80 cm³ 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 AlF₃ est obtenu par action à 400°C, sous une pression de 1 bar, du fluorure d'hydrogène gazeux HF sur l'oxyde d'aluminium solide, ou alumine, Al₂O₃; il se forme également de l'eau vapeur.

1. Écrire l'équation de cette réaction.
2. On souhaite obtenir 1,00 kg de fluorure d'aluminium; déterminer les quantités, 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°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.

Exercice 7

On mélange 32 g d'oxyde de fer (III) Fe₂O₃ 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 Al₂O₃.

- 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 g·mol⁻¹; M(Al) = 27 g·mol⁻¹; M(Fe) = 56 g·mol⁻¹