

# La stœchiométrie : Exercices

## Chapitre 1 : Introduction

- 1) Le cuivre naturel est formé de 69.09% de  $^{63}\text{Cu}$  ( $M = 62.9298 \text{ g/mol}$ ) et de 30.91% de  $^{65}\text{Cu}$  ( $M = 64.9278 \text{ g/mol}$ ). Avec ces valeurs, déterminez la masse molaire du cuivre Cu.
- 2) Quelle est la masse molaire de l'hydrogène H ? Autrement dit, quelle est la masse moyenne d'une mole d'atomes H ?
- 3) Quelle est la masse molaire de l'hydrogène  $\text{H}_2$  ? Autrement dit, quelle est la masse moyenne d'une mole de molécules  $\text{H}_2$  ?
- 4) Quelle est la masse molaire du méthane  $\text{CH}_4$  ? Autrement dit, quelle est la masse moyenne d'une mole de molécules  $\text{CH}_4$  ?
- 5) Quelle est la masse de 5.000 mol d'hélium He ?
- 6) Quelle est la masse de 3.2 mol de méthane  $\text{CH}_4$  ?
- 7) Quelle est la quantité de matière (= le nombre de mol) de 10.0 g de fer ?
- 8) Quelle est la quantité de matière (= le nombre de mol) de 40.0 g de méthane  $\text{CH}_4$  ?
- 9) Quelles sont les masses molaires de  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ?
- 10) Combien d'atomes y a-t-il dans exactement 1 mol d'atomes ?
- 11) Combien de molécules y a-t-il dans exactement 2.2 mol d'éther  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$  ?
- 12) Combien de molécules y a-t-il dans 5.0 g d'iode  $\text{I}_2$  ?
- 13) Combien d'atomes y a-t-il dans 5.0 g d'iode  $\text{I}_2$  ?
- 14) Dans un bar surchauffé ( $T = 30.0^\circ\text{C}$ ), vous demandez un petit verre d'eau du robinet. Fâché et un peu radin, le serveur vous verse exactement 200.0 mL d'eau, pas une goutte de plus. Combien de molécules d'eau avez-vous reçu ? Combien d'atomes d'hydrogène avez-vous reçu ? Combien d'atomes au total avez-vous reçu ?

## **Chapitre 2 : Les réactions chimiques (calculs pondéraux)**

- 15) a) Pour obtenir du chlorure de calcium, quelle masse de chlore faut-il faire réagir avec 10.0 g de calcium ?  
b) Quelle masse de chlorure de calcium obtient-on ?
- 16) a) Quelle est la masse d'oxygène nécessaire pour la combustion complète de 217.3 g de méthane  $\text{CH}_4$  ?  
b) Quelle masse de gaz carbonique obtient-on ?  
c) Quelle masse d'eau obtient-on ?
- 17) 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. On estime aujourd'hui que l'explosion de l'usine AZF à Toulouse le 21 septembre 2001 a été provoquée par la décomposition de 300 tonnes de cet engrais.  
a) Quelle masse d'oxygène s'est-il formé ?  
b) Quelle masse d'eau s'est-il formé ?  
c) Quelle masse d'azote s'est-il formé ?
- 18) La thermolyse du glucose produit de l'eau et du carbone. Pour produire 45.36 g de carbone,  
a) Quelle masse de glucose faut-il décomposer ?  
b) Quelle masse d'eau se formera-t-il également ?
- 19) 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 Leuenberger effectue un trajet de 500 km dans une voiture consommant 8.4 L aux 100 km.  
a) Calculez la masse d'oxygène consommée.  
b) Calculez la masse de gaz carbonique produite.  
c) Calculez la masse d'eau également produite.
- 20) Le zinc réagit avec le soufre pour former du sulfure de zinc. Quelle masse de zinc et quelle masse de soufre faut-il faire réagir pour obtenir 250 g de sulfure de zinc ?

### **Chapitre 3 : La loi des gaz parfaits**

- 21) Quelle est la masse d'air dans une pièce de  $7.5 \text{ m} \cdot 9.5 \text{ m} \cdot 3.8 \text{ m}$  si  $T = 23.4 \text{ }^\circ\text{C}$  et  $p = 100970 \text{ Pa}$  ?
- 22) L'introduction de  $0.22 \text{ g}$  de magnésium dans un bécher rempli d'une solution acide déclenche la formation de  $238 \text{ mL}$  de gaz hydrogène ( $\text{H}_2$ ). La température est de  $21.5 \text{ }^\circ\text{C}$ , la pression est de  $102200 \text{ Pa}$ . Selon ces valeurs, quelle est la masse molaire du magnésium ? Quelle est l'erreur expérimentale ?

### **Chapitre 4 : La concentration d'une substance dissoute**

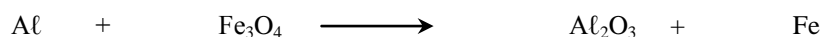
- 23) On veut obtenir une solution de glucose de concentration  $2.00 \text{ mol/L}$ . Le volume du récipient étant de  $500 \text{ mL}$ , quelle masse de ce sucre doit-on dissoudre ?
- 24) On dissout  $13.8 \text{ g}$  de chlorure de sodium dans de l'eau. Le volume de la solution obtenue est de  $600 \text{ mL}$ .
- Quelle serait la concentration (hypothétique) en sel  $\text{NaCl}$  s'il n'était pas dissocié ?
  - Quelle est la concentration (réelle) en ions  $\text{Na}^+$  ?
  - Quelle est la concentration (réelle) en ions  $\text{Cl}^-$  ?
- 25) On dissout  $12.4 \text{ g}$  de chlorure de cuivre (II) dans de l'eau. Le volume de la solution obtenue est de  $400 \text{ mL}$ .
- Quelle serait la concentration (hypothétique) en sel  $\text{CuCl}_2$  s'il n'était pas dissocié ?
  - Quelle est la concentration (réelle) en ions  $\text{Cu}^{2+}$  ?
  - Quelle est la concentration (réelle) en ions  $\text{Cl}^-$  ?

## **Chapitre 5 : La composition centésimale**

- 26) Quel est le pourcentage de cuivre dans le sulfate de cuivre II pentahydraté  $\text{CuSO}_4(\text{H}_2\text{O})_5$  ?
- 27) Un douanier saisit un colis suspect et y trouve une poudre encore plus suspecte. Une analyse élémentaire montre qu'elle contient 60.43 % de carbone. Est-ce possible que ce soit de l'héroïne ( $\text{C}_{21}\text{H}_{23}\text{NO}_5$ ) ?
- 28) L'analyse d'une substance inconnue fournit les résultats suivants : 85.5% de carbone et 14.5% d'hydrogène. Sachant que sa masse molaire vaut environ 55 g/mol, quelle est sa formule exacte ?
- 29) L'analyse d'une substance inconnue fournit les résultats suivants : 62.0% de carbone, 27.5% d'oxygène et 10.5% d'hydrogène. Sachant que sa masse molaire vaut environ 60 g/mol, quelle est sa formule exacte ?

## Chapitres 1-4 : récapitulation

- D) Soit la réaction (pas encore équilibrée) ci-dessous. Calculez la masse d'oxyde d'aluminium obtenue par réaction de 15.0 g de magnétite  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .



- II) On synthétise 512 g d'ammoniac selon l'équation ci-dessous (pas encore équilibrée). Quel volume de  $\text{H}_2$  et quel volume de  $\text{N}_2$  a-t-on consommé ?  $p = 84$  atmosphères,  $T = 856$  °C.



- III) Combien y a-t-il de molécules d'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  dans 0.750 L d'éthanol (masse volumique = 0.79 kg/L).  
Combien y a-t-il d'atomes de carbone dans ces 0.750 L ?

- IV) On dissout 12 g de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  dans de l'eau pour obtenir un volume de 2.00 L. Quelle sera la concentration en nitrates  $\text{NO}_3^-$  ?

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

a) Quelle masse de pyrite  $\text{FeS}_2$  doit-on faire réagir ?

b) Combien de molécules de  $\text{SO}_2$  va-t-on également produire ?

c) Si ces molécules de  $\text{SO}_2$  se dissolvent (sans se transformer) dans 120 L d'eau, quelle sera la concentration en  $\text{SO}_2$  ?

d) Quel volume d'air ( $p = 735$  mmHg,  $T = 24^\circ\text{C}$ ) doit-on faire réagir ? Rappel : seulement 20% des molécules dans l'air sont des molécules d'oxygène !

