

Module 1.1 : Révision

- 1.1.1. Combien y a-t-il d'atomes de chlore dans 3,00 g de trichlorure de phosphore, composé de formule brute PCl_3 ?

Quelle est la masse de ces atomes de chlore ?

Stratégie :

- a) Calculer la masse molaire du PCl_3
- b) Extraire le nombre de molécule pour 3,00 g de PCl_3 de $M = m/n$
- c) Déterminer le nombre d'atomes de chlore dans ce même échantillon
- d) Extraire la masse de ces atomes de chlore de $M = m/n$

Résolution :

- a) $M(\text{PCl}_3) = 30,97 + 3 \cdot 35,45 = 137,32 \text{ g/mol}$
- b) $n = m/M = 3,00 \text{ g} / 137,32 \text{ g/mol} = 2,18 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
- c) 3x plus de chlore que de molécules $\Rightarrow 3,00 \cdot 2,18 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 6,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
- d) $m = M \cdot n = 35,45 \text{ g/mol} \cdot 6,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 2,32 \text{ g}$

- 1.1.2. La caféine est un alcaloïde présent dans le café, le thé et la kola. Sa formule brute est $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$. La teneur en caféine varie selon la variété de café. Lorsque le café est dit fort, il contient $6,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de caféine par litre de café.

- a) Quelle masse de caféine y a-t-il dans un litre de café ?
- b) Combien de molécules de caféine y a-t-il dans une tasse (150 mL) de café fort ?

Stratégie :

- a) Calculer la masse molaire du $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$
- b) Trouver la masse dans $6,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ avec $M = m/n$
- c) Trouver le nombre de molécules dans $6,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ avec $N_A = N / n$
- d) Trouver le nombre de molécules dans 150 mL

Résolution :

- a) $M(\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2) = 8 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,008 + 4 \cdot 14,01 + 2 \cdot 16,00 = 194,20 \text{ g/mol}$
- b) $m = M \cdot n = 194,20 \text{ g/mol} \cdot 6,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1,27 \text{ g dans 1 L}$
- c) $N = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} \cdot 6,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 3,94 \cdot 10^{21} \text{ moléc. dans 1 L}$
- d) $3,94 \cdot 10^{21} \text{ molécules} / 1 \text{ L} = x / 0,15 \text{ L} \Rightarrow x = 5,91 \cdot 10^{20} \text{ molécules dans 1 tasse}$

- 1.1.3. Le dioxyde de carbone est un des principaux gaz responsable de l'effet de serre. Lors de la réaction de combustion du carbone dans l'air, il se forme du dioxyde de carbone selon l'équation suivante : $1 \text{ C} + 1 \text{ O}_2 \rightarrow 1 \text{ CO}_2$

- a) Combien d'atomes de carbone trouve-t-on dans 10,0 g de carbone pur ?
b) Quelle masse de CO_2 sera produite par la réaction complète de ces 10,0 g de C ?

Stratégie :

- a) Calculer le nombre de moles d'atomes dans 10 g de C avec $M = m/n$
b) Calculer le nombre d'atomes avec $N_A = N / n$
c) Déterminer le nombre de mole de molécules de CO_2 créés
d) Calculer la masse molaire du CO_2
e) Calculer la masse de CO_2 avec $M = m/n$

Résolution :

- a) $n = m / M = 10,0 \text{ g} / (12,01 \text{ g/mol}) = 8,33 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$
b) $N = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomes} / \text{mol} \cdot 8,33 \cdot 10^{-1} \text{ mol} = 5,01 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$
c) 1 C crée 1 $\text{CO}_2 \Rightarrow n(\text{C}) \text{ consommé} = n(\text{CO}_2) \text{ créé} = 8,33 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$
d) $M(\text{CO}_2) = 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01 \text{ g/mol}$
e) $m = n \cdot M = 8,33 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol} = 36,7 \text{ g}$

- 1.1.4. Lors d'une analyse d'un oxyde de cobalt, on détermine que le cobalt constitue 71 % de la masse de ce composé. La formule brute de la molécule est-elle CoO ou Co_2O_3 ? Justifiez votre réponse par un calcul.

Stratégie :

Comparer la masse des Co contenus dans la molécule à la masse de la molécule

- a) Calculer la masse molaire du CoO et du Co_2O_3
b) Calculer le pourcentage de Co dans chacun des deux composés

Résolution :

- a) $M(\text{CoO}) = 58,93 + 16,00 = 74,93 \text{ g/mol}$
 $M(\text{Co}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 58,93 + 3 \cdot 16,00 = 165,86 \text{ g/mol}$
b) % Co dans CoO : $58,93 \text{ g/mol} / 74,93 \text{ g/mol} = 78,65 \%$
% Co dans Co_2O_3 : $2 \cdot 58,93 \text{ g/mol} / 165,86 \text{ g/mol} = 71,06 \%$
 $\Rightarrow$ Il s'agit du Co_2O_3

- 1.1.5. Déterminer lequel de ces échantillon contient le plus d'atomes d'hydrogène : 730 mg de HCl, $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol de sucre ($C_6H_{12}O_6$) ou 1,00 mL d'eau.

Stratégie :

Calculer le nombre de moles de molécules avec $M = m / n$

Calculer le nombre de molécules avec $N_A = N / n$

Calculer le nombre d'atomes d'hydrogène correspondant

Résolution :

a) $M(HCl) = 35,45 \text{ g/mol} + 1,008 \text{ g/mol} = 36,46 \text{ g/mol}$

$n = m / M = 0,730 \text{ g} / 36,46 \text{ g/mol} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$N = n \cdot N_A = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} = 1,21 \cdot 10^{22} \text{ molécules}$

Il y a 1 H par HCl $\Rightarrow N(H) = N(HCl) = 1,21 \cdot 10^{22} \text{ atomes d'hydrogène}$

b) $N = n \cdot N_A = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} = 6,0 \cdot 10^{21} \text{ molécules}$

Il y a 12 H par $C_6H_{12}O_6 \Rightarrow N(H) = 12 \cdot N(C_6H_{12}O_6) = 7,2 \cdot 10^{22} \text{ at. d'hydrogène}$

c) 1,0 mL d'eau pèse 1,0 g

$MM(H_2O) = 2 \cdot 1,008 + 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$

$n = m / M = 1 \text{ g} / 18,02 \text{ g/mol} = 5,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$N = n \cdot N_A = 5,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} = 3,34 \cdot 10^{22} \text{ molécules}$

Il y a 2 H par $H_2O \Rightarrow N(H) = 2 \cdot N(H_2O) = 6,68 \cdot 10^{22} \text{ atomes d'hydrogène}$

d) L'échantillon d'eau possède le plus grand nombre d'atomes d'hydrogène

- 1.1.6. Un des poisons chimique les plus virulents est la batrachotoxine ($C_{31}H_{42}N_2O_6$), qui a été extraite de la peau de certaines grenouilles de Colombie. La dose mortelle de ce poison est de 0,20 mg pour un adulte. Calculez le nombre de molécules présentes dans cette dose.

Stratégie :

a) Calculer la masse molaire du $C_{31}H_{42}N_2O_6$

b) Trouver le nombre de moles avec $M = m/n$

c) Trouver le nombre de molécules avec $N_A = N / n$

Résolution :

a) $M(C_{31}H_{42}N_2O_6) = 31 \cdot 12,01 + 42 \cdot 1,008 + 2 \cdot 14,01 + 6 \cdot 16,00 = 538,67 \text{ g/mol}$

b) $n = m / M = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ g} / 538,67 \text{ g/mol} = 3,7 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$

c) $N = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} \cdot 3,7 \cdot 10^{-7} \text{ mol} = 2,2 \cdot 10^{17} \text{ molécules}$

1.1.7. Le calcaire, de formule CaCO_3 , se décompose sous l'effet de la chaleur en gaz carbonique, CO_2 et en oxyde de calcium CaO .

a) Donnez l'équation de réaction.

b) Quelle masse de CO_2 sera libérée lorsque l'on chauffe 10,0 g de CaCO_3 ?

Stratégie :

a) Écrire et équilibrer l'équation de réaction

b) Déterminer la masse molaire de CaCO_3

b) Calculer le nombre de moles dans 10 g de CaCO_3 avec $M = m/n$

c) Déterminer le nombre de mole de molécules de CO_2 créés

d) Calculer la masse molaire du CO_2

e) Calculer la masse de CO_2 avec $M = m/n$

Résolution :

a) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

b) $M(\text{CaCO}_3) = 40,08 + 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 100,09 \text{ g/mol}$

c) $n = m / M = 10,0 \text{ g} / 100,09 \text{ g/mol} = 9,99 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

d) 1 CaCO_3 crée 1 $\text{CO}_2 \Rightarrow n(\text{CaCO}_3)$ consommé = $n(\text{CO}_2)$ créé = $9,99 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

d) $M(\text{CO}_2) = 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01 \text{ g/mol}$

e) $m = n \cdot M = 9,99 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol} = 4,40 \text{ g}$

1.1.8. Le fluor constitue 51 % de la masse d'un échantillon de fluorure de manganèse. Déterminez si cet échantillon est constitué de fluorure de manganèse (II), de fluorure de manganèse (III) ou de fluorure de manganèse (IV).

Stratégie :

Comparer la masse des F contenus dans la molécule à la masse de la molécule

a) Calculer la masse molaire du MnF_2 , MnF_3 et du MnF_4

b) Calculer le pourcentage de F dans chacun des deux composés

Résolution :

a) $M(\text{MnF}_2) = 54,94 + 2 \cdot 19,00 = 92,94 \text{ g/mol}$

$M(\text{MnF}_3) = 54,94 + 3 \cdot 19,00 = 111,94 \text{ g/mol}$

$M(\text{MnF}_4) = 54,94 + 4 \cdot 19,00 = 130,94 \text{ g/mol}$

b) % F dans MnF_2 : $2 \cdot 19,00 \text{ g/mol} / 92,94 \text{ g/mol} = 40,88 \%$

% F dans MnF_3 : $3 \cdot 19,00 \text{ g/mol} / 111,94 \text{ g/mol} = 50,92 \%$ $\leq$ il s'agit de MnF_3

% F dans MnF_4 : $4 \cdot 19,00 \text{ g/mol} / 130,94 \text{ g/mol} = 58,04 \%$