

Série de TD n°1, Structure de la Matière

Notions fondamentales

Exercice 1

On distingue pour l'eau et pour les autres substances trois états différents : L'état solide, l'état liquide et l'état gazeux.

1. Quel est le facteur influençant le changement d'état de l'eau ?
2. On porte une quantité d'un kilogramme (1 kg) d'eau pure à 20°C au congélateur.
 - a. Quel est le volume de l'eau ?
 - b. Que devient l'eau et de quel changement s'agit-il ?
 - c. Comment varie le volume de l'eau suite à cette transformation ?

Données : $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/mL}$; $\rho_{\text{glace}} = 0,91 \text{ g/mL}$

Exercice 2

Le kilogramme est une unité qui n'est pas adaptée à l'ordre de grandeur des masses des atomes. En physique atomique, on préfère utiliser l'unité de masse atomique qui est 1/12 de la masse d'un atome de l'isotope 12 du carbone.

1. Calculer la valeur de l'unité de **masse atomique** (**uma** en abrégé mais l'unité est **u**) en kg.
2. Exprimer la masse d'un proton (p), d'un neutron (n) et d'un électron (e) en unité de masse atomique.
3. Quelle est en unité de masse atomique (u) et en kilogramme (kg) la masse de :
1 molécule d'ozone O₃, 3 moles de chrome Cr, 5 molécules de sulfate d'aluminium Al₂(SO₄)₃ ?

Données : $m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$;
Masse molaire (g/mol) : O = 16 ; Al = 27 ; S = 32 ; Cr = 52.

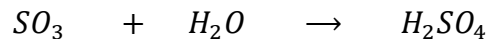
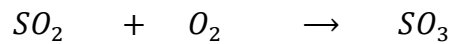
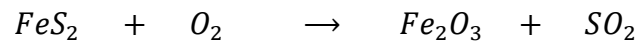
Exercice 3

1. Combien y a-t-il de moles et d'atomes dans : 6 g de Fe, 6 g de C, 6 g de Ag
2. Calculer la masse en gramme de : 1,52 mol de Cu, 1,52 mol de Na, 1,52 mol de Au
3. Combien y a-t-il de moles et de molécules de CuO, d'atomes de « Cu » puis d'atomes de « O » dans un échantillon de 1,59 g d'oxyde de cuivre CuO ?
4. Lequel des échantillons suivants, contient le plus d'atomes de Fer :
0,2 mol de Fe₂(SO₄)₃ ; 20 g de Fe ; $2,5 \cdot 10^{23}$ atome de Fe.

Données : Masse molaire (g/mol) : Fe = 56 ; C = 12 ; Ag = 108 ; Cu = 63,5 ; Na = 23 ; Au = 197 ; O = 16

Exercice 4

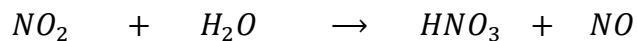
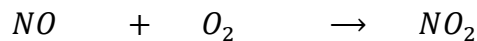
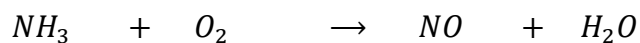
A. Soient les réactions chimiques suivantes :



Équilibrer ces réactions en citant la loi que vous appliquez, puis identifier dans les relations molaires suivantes les valeurs x , y et z (n est le nombre de moles) :

$$n(SO_2) = x \cdot n(FeS_2) ; \quad n(H_2SO_4) = y \cdot n(SO_3) ; \quad n(H_2SO_4) = z \cdot n(FeS_2)$$

B. L'acide nitrique HNO_3 est obtenu industriellement à partir de l'ammoniac NH_3 . Ce procédé mis au point par Ostwald, comprend trois étapes :



À partir de $6,40 \cdot 10^4$ kg d'ammoniac, quelle masse de HNO_3 peut-on produire ?

Données : Masse molaire (g/mol) : $H = 1$; $N = 14$; $O = 16$.

Corrigé de la série de TD n°1, Structure de la Matière

Exercice 1

- L'eau se trouve à l'état liquide sous la pression atmosphérique, et pour passer à l'état gazeux (ou solide) il suffit d'augmenter la température au-delà de 100°C (ou la diminuer sous le 0°C).
- On porte une quantité d'un kilogramme (1 kg) d'eau pure au congélateur.
 - Le volume de l'eau : $V = \frac{m}{\rho}$ A.N. : $V = \frac{1}{10^{-3}} = 10^3 \text{ mL} = 1 \text{ L}$
 - L'eau devient de la glace, c'est une solidification.
 - Suite à cette transformation : Puisque la masse du corps ne change pas, donc le volume varie inversement proportionnelle à la masse volumique : $\rho_{\text{eau}} > \rho_{\text{glace}}$ donc $V_{\text{glace}} > V_{\text{eau}}$

Exercice 2

- La valeur de l'unité de masse atomique en kg : $1 \text{ u} = \frac{1}{12}$ masse d'un atome de ^{12}C .

$$1 \text{ mol } (^{12}\text{C}) \rightarrow N_A \text{ atomes} \rightarrow 12 \text{ g}$$

$$1 \text{ atome} \rightarrow m(\text{d'un atome de } ^{12}\text{C}) = ?$$

$$\text{Donc : } m(\text{d'un atome de } ^{12}\text{C}) = \frac{1}{12} \cdot \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A} \text{ g}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

- La masse d'un proton (p), d'un neutron (n) et d'un électron (e) en unité de masse atomique

$$m_p = 1,00759 \text{ u}; \quad m_n = 1,00897 \text{ u}; \quad m_e = 5,48734 \cdot 10^{-4} \text{ u}$$

- Les masses atomiques(u) et en kilogramme (kg)

	m (u)	m (kg)
1 molécule O ₃	1 atome de O → 16 u 1 molécule de O ₃ → 3 atomes de O 1 molécule de O ₃ → m = 3 · 16 = 48 u	1 u → 1,66 · 10 ⁻²⁷ kg 48 u → 48 · 1,66 · 10 ⁻²⁷ kg m = 7,968 · 10⁻²⁶ kg
3 mol Cr	1 atome de Cr → 52 u 1 mol de Cr → N _A atomes de Cr 3 mol de Cr → 3 · N _A atomes de C m = 3 · 6,023 · 10 ²³ · 52 = 9,39 · 10²⁵ u	1 u → 1,66 · 10 ⁻²⁷ kg 9,39 · 10 ²⁵ → 9,39 · 10 ²⁵ · 1,66 · 10 ⁻²⁷ kg m = 0,156 kg
5 molécules Al ₂ (SO ₄) ₃	1 molécule de Al ₂ (SO ₄) ₃ → (2 · 27) + [32 + (16 · 4)] · 3 1 molécule de Al ₂ (SO ₄) ₃ → 342 u 5 molécules de Al ₂ (SO ₄) ₃ → m = 5 · 342 = 1710 u	1 u → 1,66 · 10 ⁻²⁷ kg 1710 u = 1710 · 1,66 · 10 ⁻²⁷ kg m = 2,838 · 10⁻²⁴ kg

Exercice 3

$$n = \frac{m}{M}; \quad N = n \cdot N_A \quad \text{avec } n: \text{nombre de moles}; \quad N: \text{nombre d'atomes}; \quad N_A: \text{nombre d'avogadro}$$

- Dans :

$$6 \text{ g de Fe} : n_{\text{Fe}} = \frac{6}{56} = 0,107 \text{ mol} \Rightarrow 0,107 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{6,444 \cdot 10^{22} \text{ atomes}}$$

$$6 \text{ g de C} : n_{\text{C}} = \frac{6}{12} = 0,5 \text{ mol} \Rightarrow 0,5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{3,011 \cdot 10^{23} \text{ atomes}}$$

$$6 \text{ g de Ag} : n_{\text{Ag}} = \frac{6}{108} = 0,055 \text{ mol} \Rightarrow 0,055 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{3,312 \cdot 10^{22} \text{ atomes}}$$

2. La masse en gramme de :

$$1,52 \text{ mol de Cu : } m_{Cu} = n_{Cu} \cdot M_{Cu} = 1,52 \cdot 63,5 = \mathbf{96,52 \text{ g}}$$

$$1,52 \text{ mol de Na : } m_{Na} = n_{Na} \cdot M_{Na} = 1,52 \cdot 23 = \mathbf{34,96 \text{ g}}$$

$$1,52 \text{ mol de Au : } m_{Au} = n_{Au} \cdot M_{Au} = 1,52 \cdot 197 = \mathbf{299,44 \text{ g}}$$

3. Dans un échantillon de 1,59 g d'oxyde de cuivre CuO :

$$\text{On a } n_{Cu} = n_O = n_{CuO} = \frac{1,59}{63,5+16} = \mathbf{0,02 \text{ mol}}$$

$$\Rightarrow N = 0,02 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,204 \cdot 10^{22} \text{ atomes de Cu et de O, et } 1,204 \cdot 10^{22} \text{ molécules de CuO}}$$

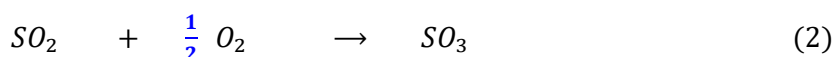
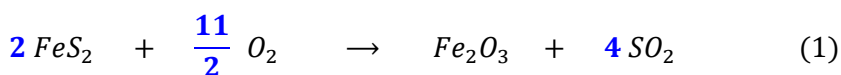
4. Echantillon 1 : 0,2 mol de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ $N = 2 \cdot 0,2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{2,409 \cdot 10^{23} \text{ atomes de fer}}$

$$\text{Echantillon 2 : } 20 \text{ g de fer } n = \frac{m}{M} = \frac{20}{56} = 0,357 \text{ mol ; } N = 0,357 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{2,151 \cdot 10^{23} \text{ atomes de fer}}$$

$$\text{Echantillon 3 : } N = \mathbf{2,5 \cdot 10^{23} \text{ atomes de fer}} \Rightarrow \text{c'est l'échantillon 3 qui contient le plus d'atomes de fer.}$$

Exercice 4

A. Toute réaction chimique doit répondre à la loi de conservation de masse de A. L. Lavoisier.



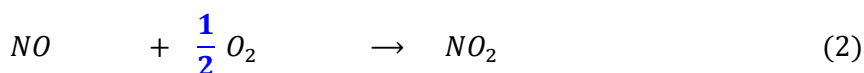
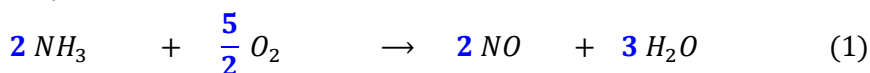
$$\text{Réaction (1) : } 4 \text{ mol SO}_2 \rightarrow 2 \text{ mol FeS}_2 \Rightarrow n(\text{SO}_2) = \mathbf{2} \cdot n(\text{FeS}_2) \Rightarrow \mathbf{x = 2}$$

$$\text{Réaction (3) : } 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1 \text{ mol SO}_3 \Rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{SO}_3) \Rightarrow \mathbf{y = 1}$$

$$\text{Réaction (2) : } 1 \text{ mol SO}_2 \rightarrow 1 \text{ mol SO}_3 \Rightarrow n(\text{SO}_3) = \mathbf{2} \cdot n(\text{FeS}_2)$$

$$\Rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \mathbf{2} \cdot n(\text{FeS}_2) \Rightarrow \mathbf{z = 2}$$

B.



$$\text{A partir de la réaction (1) : } n_{(\text{NH}_3)} = n_{(\text{NO})}$$

$$\text{Et de la réaction (2) on a : } n_{(\text{NO})} = n_{(\text{NO}_2)}$$

$$\text{De la réaction (3) : } 3 \text{ mol de NO}_2 \rightarrow 2 \text{ mol de HNO}_3$$

$$n_{(\text{NO}_2)} \rightarrow n_{(\text{HNO}_3)}$$

$$\Rightarrow n_{(\text{HNO}_3)} = \frac{2}{3} n_{(\text{NO}_2)}$$

$$n_{(\text{HNO}_3)} = \frac{2}{3} n_{(\text{NO}_2)} = \frac{2}{3} n_{(\text{NO})} = \frac{2}{3} n_{(\text{NH}_3)}$$

$$\boxed{n_{(\text{HNO}_3)} = \frac{2}{3} n_{(\text{NH}_3)}}$$

$$\frac{m_{(\text{HNO}_3)}}{M_{(\text{HNO}_3)}} = \frac{2}{3} \frac{m_{(\text{NH}_3)}}{M_{(\text{NH}_3)}} \Rightarrow m_{(\text{HNO}_3)} = \frac{2}{3} \frac{m_{(\text{NH}_3)}}{M_{(\text{NH}_3)}} \cdot M_{(\text{HNO}_3)}$$

A.N.

$$m_{(\text{HNO}_3)} = \frac{2}{3} \frac{6,4 \cdot 10^4}{17} \cdot 63 = \mathbf{15,81 \cdot 10^4 \text{ kg}}$$