

Module 1.2 : Stœchiométrie

- 1.2.1. On brûle un ruban d'oxygène. Calculez les masses de magnésium et d'oxygène nécessaire à la formation de 100 g d'oxyde de magnésium.

Stratégie (une valeur fournie, on travaille donc ici de façon stœchiométrique) :

- a) Donner l'équation équilibrée de la réaction ;
- b) Calculer le masse molaire des réactifs et produits
- c) Calculer le nombre de mole de MgO dans 100 g avec $M = m / n$
- d) Calculer le nombre de mole de Mg et O₂ nécessaire avec la stoechio
- e) Calculer la masse de chacun des réactifs avec $M = m / n$

Résolution :

- a) $2 \text{ Mg} + 1 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ MgO}$
 - b) $M(\text{Mg}) = 24,31 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g/mol}$; $M(\text{MgO}) = 40,31 \text{ g/mol}$
 - c) $n(\text{MgO}) = m / M = 100 \text{ g} / (40,31 \text{ g/mol}) = 2,48 \text{ mol}$
 - d) stoechio $2/2 \Rightarrow 2,48 \text{ mol de Mg}$; stoechio $1\text{O}_2/2\text{MgO} \Rightarrow 1,24 \text{ mol de O}_2$;
 - e) $m = n \cdot M \Rightarrow m(\text{Mg}) = 2,48 \text{ mol} \cdot 24,31 \text{ g/mol} = 60,3 \text{ g}$; $m(\text{O}_2) = 39,7 \text{ g}$
- Conservation de la masse respectée : $39,7 \text{ g} + 60,3 \text{ g} = 100 \text{ g}$

- 1.2.2. Calculez la masse d'oxygène nécessaire pour brûler complètement un kilo de butane, gaz organique de formule C₄H₁₀.

Stratégie (une valeur fournie, on travaille donc ici de façon stœchiométrique) :

- a) Donner l'équation équilibrée de la réaction
- b) Calculer le nombre de mole de C₄H₁₀ utilisée avec $M = m / n$
- c) Calculer le nombre de mole de O₂ nécessaire avec la stoechio
- d) Calculer la masse de O₂ à laquelle cela correspond avec $M = m / n$

Résolution :

- a) $2 \text{ C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{ O}_2 \rightarrow 8 \text{ CO}_2 + 10 \text{ H}_2\text{O}$
- b) $n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = m / M = 1000 \text{ g} / (58,12 \text{ g/mol}) = 17,2 \text{ mol}$
- c) $2 \text{ C}_4\text{H}_{10} / 13 \text{ O}_2 = 17,2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} / x \Rightarrow 112 \text{ mol}$
- d) $m = n \cdot M = 112 \text{ mol} \cdot 32,00 \text{ g/mol} = 3,58 \text{ kg}$

- 1.2.3. Quelle masse de chacun des réactifs est nécessaire pour préparer 265 g de carbonate de sodium Na_2CO_3 par réaction de neutralisation ?

Stratégie (une valeur fournie, on travaille donc ici de façon stœchiométrique) :

- a) Donner l'équation équilibrée de la réaction
- b) Calculer les masses molaires des réactifs et de Na_2CO_3
- c) Calculer le nombre de mole de Na_2CO_3 créé avec $M = m / n$
- d) Calculer le nombre de moles de H_2CO_3 et de NaOH nécessaires
- e) Calculer les masses de H_2CO_3 et de NaOH correspondantes

Résolution :

- a) $2 \text{NaOH} + 1 \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow 1 \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105,99 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{CO}_3) = 62,03 \text{ g/mol}$; $M(\text{NaOH}) = 40,00 \text{ g/mol}$
- c) $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m / M = 265 \text{ g} / (105,99 \text{ g/mol}) = 2,50 \text{ mol}$
- d) stoechio $\Rightarrow n(\text{H}_2\text{CO}_3) = 2,50 \text{ mol}$ et $n(\text{NaOH}) = 5,00 \text{ mol}$
- e) $m = n \cdot M \Rightarrow m(\text{H}_2\text{CO}_3) = 155 \text{ g}$ et $m(\text{NaOH}) = 200 \text{ g}$

- 1.2.4. Une solution contient 5,0 g de nitrate d'argent (AgNO_3). On y ajoute suffisamment de chromate de potassium pour précipiter tout l'argent sous forme de Ag_2CrO_4 . Quelle masse de précipité obtient-on ? Quel est le rendement de la réaction si 4,6 g de précipité sont obtenus pratiquement après filtration ?

Stratégie (une valeur fournie, on travaille donc ici de façon stœchiométrique) :

- a) Donner l'équation équilibrée de la réaction
- b) Calculer les masses molaires de AgNO_3 et Ag_2CrO_4
- b) Calculer le nombre de mole de AgNO_3 grâce à $M = m / n$
- c) Déterminer le nombre de mole de précipité grâce à la stoechiométrie
- d) Trouver la masse théorique de précipité grâce à $M = m / n$
- e) Comparer les valeurs pratique et théorique : rendement $\rho = m_{\text{pr}} / m_{\text{th}}$

Résolution :

- a) $2 \text{AgNO}_3 + 1 \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2 \text{KNO}_3 + 1 \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow$
- b) $M(\text{AgNO}_3) = 169,9 \text{ g/mol}$; $M(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 331,8 \text{ g/mol}$
- b) $n = m / M = 5,0 \text{ g} / (169,9 \text{ g/mol}) = 2,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
- c) $1 \text{Ag}_2\text{CrO}_4 / 2 \text{AgNO}_3 = x / 2,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol AgNO}_3 \Rightarrow 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol Ag}_2\text{CrO}_4$
- d) $m(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = n \cdot M = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 331,8 \text{ g/mol} = 4,9 \text{ g}$
- e) $4,6 \text{ g} / 4,9 \text{ g} = x / 100 \% \Rightarrow \text{rendement} = 94 \%$

- 1.2.5. Quelle masse de carbone faut-il brûler pour former 15 L de gaz carbonique aux conditions standards ?
(à faire après le module 4)

Stratégie (une valeur fournie, on travaille donc ici de façon stœchiométrique) :

- a) Donner l'équation équilibrée de la réaction
- b) Calculer le nombre de mole de CO_2 à créer (équivalent à 15 L) avec $V_m = V / n$
- c) Calculer le nombre de mole de C nécessaire
- d) Calculer la masse qui y correspond avec $M = m / n$

Résolution :

- a) $1 \text{ C} + 1 \text{ O}_2 \rightarrow 1 \text{ CO}_2$
- b) $n(\text{CO}_2) = V / V_m = 15 \text{ L} / (24,5 \text{ L/mol}) = 0,61 \text{ mol}$
- c) stoechio 1/1 $\Rightarrow 0,61 \text{ mol C}$
- d) $m(\text{C}) = n \cdot M = 0,61 \text{ mol} \cdot 12,01 \text{ g/mol} = 7,4 \text{ g}$

- 1.2.6. Lorsque l'on chauffe du dichromate d'ammonium, celui-ci se décompose selon la réaction : $1 (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 (\text{s}) \rightarrow 1 \text{ Cr}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 1 \text{ N}_2 (\text{g}) + 4 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$. Quelle est la masse d'oxyde de chrome formée lors de la réaction de 10,00 g de dichromate d'ammonium ? Quel est le rendement de la réaction si l'on obtient pratiquement 5,589 g de dichromate ?

(voir la réaction : <http://www.youtube.com/watch?v=Ula2NWi3Q34>)

Stratégie (une valeur fournie, on travaille donc ici de façon stœchiométrique) :

- a) Calculer les masse molaire de dichromate et d'oxyde de chrome
- b) Calculer le nombre de mole de dichromate utilisé avec $M = m / n$
- c) Calculer le nombre de mole de Cr_2O_3 créé avec la stoechio
- d) Calculer la masse qui y correspond avec $M = m / n$
- e) Comparer les valeurs pratique et théorique : rendement $\rho = m_{\text{pr}} / m_{\text{th}}$

Résolution :

- a) $M((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 252,08 \text{ g/mol}$;
- b) $n((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = m / M = 10,00 \text{ g} / (252,08 \text{ g/mol}) = 3,967 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
- c) stoechio 1/1 $\Rightarrow n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 3,967 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
- d) $m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = n \cdot M = 3,967 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 152,00 \text{ g/mol} = 6,030 \text{ g}$
- e) $5,589 \text{ g} / 6,030 \text{ g} = x / 100 \% \Rightarrow \text{rendement} = 92,69 \%$

- 1.2.7. Le propane, de formule C_3H_8 , est l'hydrocarbure gazeux que l'on utilise dans les cartouches de gaz. Quelle masse doit-on brûler pour produire 10 L de CO_2 , mesurés aux conditions standards de pression et de température ? (à faire après le module 4)

Stratégie (une valeur fournie, on travaille donc ici de façon stœchiométrique) :

- a) Donner l'équation équilibrée de la réaction
- b) Calculer la masse molaire du C_3H_8
- b) Calculer le nombre de mole de CO_2 créée à partir de $V_m = V / n$
- c) Calculer le nombre de mole de C_3H_8 nécessaire avec la stoechio
- d) Calculer la masse qui y correspond avec $M = m / n$

Résolution :

- a) $1 C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$
- b) $M(C_3H_8) = 44,09 \text{ g/mol}$
- b) $n(CO_2) = V / V_m = 10 \text{ L} / (24,5 \text{ L/mol}) = 0,41 \text{ mol}$
- c) $1 C_3H_8 / 3 CO_2 = x / 0,41 \text{ mol } CO_2 \Rightarrow n(C_3H_8) = 0,14 \text{ mol}$
- d) $m = n \cdot M = 0,14 \text{ mol} \cdot 44,09 \text{ g/mol} = 6,0 \text{ g}$

- 1.2.8. Pour déterminer la quantité de KCl contenue dans une poudre inconnue, on dissout 3,0 g de cette poudre dans 30 mL d'eau et on ajoute une solution de $AgNO_3$ en suffisance pour que la réaction soit complète. On filtre, on sèche, puis on pèse : on a obtenu 3,27 g de précipité. Calculez la masse de KCl dissoute au départ et le pourcentage de KCl contenait la poudre .

Stratégie (réaction dite complète, on travaille donc de façon stœchiométrique) :

- a) Donner l'équation de réaction
- b) Calculer les masses molaires de AgCl et KCl
- c) Calculer le nombre de mole de précipité créé avec $M = m / n$
- d) Calculer le nombre de KCl ayant réagi avec la stoechio
- e) Calculer la masse correspondante avec $M = m / n$
- f) Calculer le pourcentage de KCl dans la poudre $\% = m(KCl) / m_{tot}$

Résolution :

- a) $1 KCl + 1 AgNO_3 \rightarrow 1 AgCl \downarrow + 1 KNO_3$
- b) $M(KCl) = 74,55 \text{ g/mol}$; $M(AgCl) = 143,4 \text{ g/mol}$
- c) $n(AgCl) = 3,27 \text{ g} / 143,4 \text{ g/mol} = 2,28 \cdot 10^{-2} \text{ mol de AgCl}$
- d) Stoechio de 1/1 $\Rightarrow 2,28 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KCl}$
- e) $m(KCl) = 2,28 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 74,55 \text{ g/mol} = 1,70 \text{ g KCl}$
- f) $3 \text{ g} / 100 \% = 1,7 \text{ g} / x \Rightarrow x = 56,7 \%$