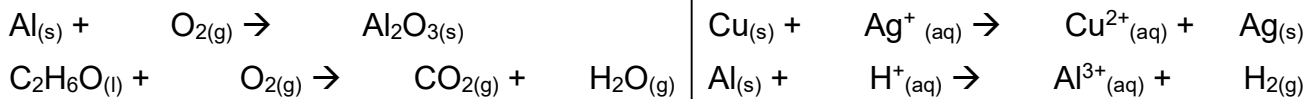


EXERCICES SUPPLÉMENTAIRES AUTOUR DE LA RÉACTION CHIMIQUE

- Énoncés des exercices en page 1)
- Coups de pouce en page 2 si jamais vous ne voyez pas spontanément la démarche à suivre
- Corrigés des exercices en page 3 pour comparer avec vos **réponses RÉDIGÉES**
- Refaire ce qui a été mal fait

Exercice 1 : équations chimiques

Ajuster les équations chimiques suivantes



Exercice 2 : L'arbre de Diane

Dans un erlenmeyer, on introduit $m=10\text{g}$ de cuivre métallique et $V=150\text{mL}$ d'une solution de nitrate d'argent de concentration en ions argent $[\text{Ag}^+] = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Il se forme un dépôt d'argent et des ions $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$

Déterminer la masse m' d'argent qui se forme lors de la transformation et la concentration en ions cuivre $[\text{Cu}^{2+}]$ de la solution à la fin de la transformation chimique.

Données : masses molaires $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M_{\text{Ag}} = 107,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 3 : Synthèse de l'indigo

Voici le protocole de la synthèse de l'indigo.

Protocole expérimental

Synthèse de l'indigo

- Observer les pictogrammes sur les flacons des réactifs utilisés et agir en conséquence.
- Dans un erlenmeyer, introduire $0,5 \text{ g}$ de 2-nitrobenzaldéhyde, $\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3$.
- Verser 5 mL d'acétone, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, puis 10 mL d'eau distillée. Agiter.
- À l'aide d'une pipette, ajouter alors, goutte à goutte et tout en agitant, 4 mL d'une so-

lution concentrée d'hydroxyde de sodium, $\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$. Le mélange s'échauffe et brunit : l'indigo formé, $\text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2$, précipite.

- Filtrer sur filtre Büchner.
- Rincer le précipité à l'eau, puis avec quelques millilitres d'éthanol.
- Déposer le filtre sur un papier absorbant. Laisser sécher.
- Conserver ce pigment pour l'utiliser plus tard.

Déterminer la masse d'indigo produite par cette synthèse.

Données : équation $2 \text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3_{(s)} + 2 \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_{(l)} + 2 \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2_{(s)} + 2 \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-_{(aq)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

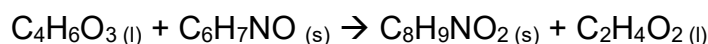
Masse molaire de $\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3$: $M = 151 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Densité acétone $d=0,79$;

Concentration molaire de la solution d'hydroxyde de sodium $[\text{OH}^-] = 2,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Exercice 4 : Synthèse de paracétamol

On souhaite synthétiser $m=2,0 \text{ g}$ de paracétamol $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$ grâce à la transformation chimique suivante :



Quelles sont les masses des réactifs $m_1 = m(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3)$ et $m_2 = m(\text{C}_6\text{H}_7\text{NO})$ nécessaires pour cette synthèse ?

L'anhydride éthanóique $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ est un liquide de densité $d=1,08$. Quel volume V_1 est nécessaire pour la synthèse ?

Données : masses molaires $M_{\text{H}} = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{C}} = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{N}} = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

COUPS DE POUCE

Exercice 2 : L'arbre de Diane

Méthode :

- Écrire l'équation ajustée (penser qu'un métal est constitué d'ATOMES)
- Déterminer les quantités initiales des réactifs
- Construire un tableau d'avancement réactionnel
- Trouver le réactif limitant et les quantités à l'état final
- En déduire masse et concentration finales

Exercice 3 : Synthèse de l'indigo

Méthode :

- Déterminer les quantités initiales de chaque réactif (s'aider du chapitre 1 sur la mole)
- Déterminer la quantité d'indigo à l'état final à l'aide de l'équation de réaction (rechercher le réactif limitant et en déduire la quantité d'indigo formé)
- En déduire la masse d'indigo synthétisé

Exercice 4 : Synthèse de paracétamol

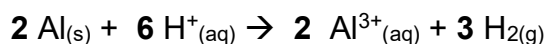
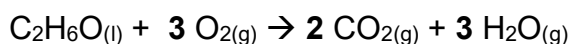
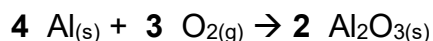
Méthode :

- Déterminer la quantité de réactif à synthétiser
- En déduire les quantités de réactifs nécessaires pour être dans les proportions stœchiométriques
- Calculer les masses et volume correspondant aux quantités précédentes (s'aider du chap 1)

Correction des exercices supplémentaires chap 7 Réaction chimique

Exercice 1 : équations chimiques

Ajuster les équations chimiques suivantes



Exercice 2 : L'arbre de Diane

L'équation est dans l'exercice 1 : $\text{Cu}_{(s)} + 2 \text{ Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{ Ag}_{(s)}$

Quantités initiales :

Cuivre : $n_{\text{Cu}} = m_{\text{Cu}} / M_{\text{Cu}} = 10 / 63,5 = 0,16 \text{ mol}$

Ions argents : $n_{\text{Ag}^+} = c \times V = [\text{Ag}^+] \times V = 0,5 \times 0,15 \text{ (conversion en L)} = 0,075 \text{ mol}$

Tableau d'avancement réactionnel

| | x (mol) | $\text{Cu}_{(s)}$ | + | $2 \text{ Ag}^+_{(aq)}$ | \rightarrow | $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ | + | $2 \text{ Ag}_{(s)}$ |
|--------------------|--------------------|-------------------------|---|----------------------------|---------------|-------------------------|---|------------------------|
| Etat initial (mol) | x=0 | 0,16 | | 0,075 | | 0 | | 0 |
| Etat intermédiaire | x | 0,16 - x | | 0,075 - 2 x | | 0 + x | | 0 + 2 x |
| Etat final (mol) | x=x _{max} | 0,16 - x _{max} | | 0,075 - 2 x _{max} | | 0 + x _{max} | | 0 + 2 x _{max} |

Détermination de x_{max} :

Hypothèse 1 : Cu est limitant : $n_{\text{Cu}f} = 0$ soit $0,16 - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = 0,16 \text{ mol}$

Hypothèse 2 : Ag⁺ est limitant $n_{\text{Ag}^+f} = 0$ soit $0,075 - 2 x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = 0,075 / 2 = 3,75 \times 10^{-2} \text{ mol}$

Conclusion : Ag⁺ qui est limitant (plus petit x_{max})

Calcul de la composition de l'état final avec x_{max} = 3,75 × 10⁻² mol

$$n_{\text{Cuf}} = 0,16 - x_{\text{max}} = 0,16 - 3,75 \times 10^{-2} = 0,12 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ag}^+f} = 0 \text{ (réactif limitant)}$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}f} = x_{\text{max}} = 3,75 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ag}f} = 2 x_{\text{max}} = 2 \times 3,75 \times 10^{-2} = 0,075 \text{ mol}$$

Réponses aux questions posées : masse d'argent : $m_{\text{Ag}f} = m' = n_{\text{Ag}f} \times M_{\text{Ag}} = 0,075 \times 107,9 = 8,1 \text{ g}$

$$\text{Concentration en ions Cu}^{2+} = [\text{Cu}^{2+}] = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}f}}{V} = \frac{3,75 \times 10^{-2}}{0,15} = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 3 : Synthèse de l'indigo

La question de l'exercice porte uniquement sur la masse d'indigo synthétisé et rien n'est demandé ni sur les réactifs en excès ni sur les autres produits.

Il est donc plus simple de résoudre l'exercice par raisonnement, en ne réfléchissant qu'à la quantité d'indigo.

Equation chimique : $2 \text{ C}_7\text{H}_5\text{NO}_{3(s)} + 2 \text{ C}_3\text{H}_6\text{O}_{(l)} + 2 \text{ HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_{2(s)} + 2 \text{ CH}_3\text{-CO}_2^-_{(aq)} + 4 \text{ H}_2\text{O}_{(l)}$

On voit sur cette équation que les trois réactifs sont affectés du même coefficient stœchiométrique, ce qui signifie qu'ils sont consommés dans les mêmes proportions.

Le réactif dont la quantité initiale est la plus faible est donc le réactif limitant.

Calculs des quantités initiales

Réactif 1 : $\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_{3(s)}$: donnée : masse $m_1 = 0,50 \text{ g}$ et masse molaire $M_1 = 151 \text{ g.mol}^{-1}$

$$\text{Calcul de } n \text{ par la relation } n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{0,5}{151} = 3,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Réactif 2 : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$: données : $V_2 = 5,0 \text{ mL}$, densité $d_2 = 0,79$ C'est un liquide pur, on calcule n_2 par

$$\text{la relation } n_2 = \frac{m_2}{M_2} .$$

Dans cette relation, on calcule m_2 par la relation $m_2 = \rho_2 \times V_2$ et on connaît ρ_2 avec la densité :

$$\rho_2 = d_2 \times \rho_{\text{eau}} .$$

$$\text{Soit finalement : } n_2 = \frac{d_2 \times \rho_{\text{eau}} \times V_2}{M_2} .$$

Attention à l'homogénéité : avec $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.mL}^{-1}$, on utilise le volume V_2 en mL et la masse molaire M_2 en g.mol^{-1} pour obtenir n_2 en mol.

Calcul de M_2 pour l'espèce $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$: $M_2 = 3 \times M_{\text{C}} + 6 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 3 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 58 \text{ g.mol}^{-1}$

$$n_2 = \frac{0,79 \times 1 \times 5}{58} = 6,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Réactif 3 : HO^- . Données : $V_3 = 4,0 \text{ mL}$ concentration $[\text{HO}^-] = c_3 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$

C'est un soluté en solution, on utilise la relation $n = c \times V$ en convertissant V en L.

$$n_3 = c_3 \times V_3 = 2 \times 4 \times 10^{-3} = 8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Détermination de la quantité d'indigo formé :

C'est donc le réactif 1 qui a la plus petite quantité. Comme tous les réactifs sont affectés du même coefficient stœchiométrique, c'est lui qui est limitant.

On consomme donc $n_1 = 3,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de $\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3(\text{s})$

D'après l'équation chimique, on produit deux fois moins d'indigo, qu'on ne consomme de $\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3(\text{s})$.

$$n_{\text{indigo formé}} = \frac{n_{\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3 \text{ consommé}}}{2} = \frac{3,3 \times 10^{-3}}{2} = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Calcul de la masse d'indigo formé avec la relation $m = n \times M$

$$m_{\text{indigo formé}} = n_{\text{indigo formé}} \times M_{\text{indigo}}$$

Avec $M_{\text{indigo}} = M(\text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2) = 16 \times M_{\text{C}} + 10 \times M_{\text{H}} + 2 \times M_{\text{N}} + 2 \times M_{\text{O}} = 10 \times 12 + 10 \times 1 + 2 \times 14 + 2 \times 16 = 262 \text{ g.mol}^{-1}$

$$m_{\text{indigo formé}} = n_{\text{indigo formé}} \times M_{\text{indigo}} = 1,7 \times 10^{-3} \times 262 = \underline{\underline{0,43 \text{ g}}}$$

Bien entendu, cet exercice peut être résolu par tableau d'avancement, Les quantités à placer dans les cases du tableau sont celles calculées (n_1 , n_2 et n_3) et le résultat final sera le même.

Exercice 4 : Synthèse de paracétamol

Dans cet exercice, on vous donne un objectif sur l'état final, à vous de trouver quel état initial permet d'obtenir cela.

Au minimum, pour obtenir la quantité souhaitée de paracétamol, il faut se placer dans les proportions stœchiométriques, de façon à produire la quantité souhaitée, sans aucun réactif en excès.

Pour déterminer les quantités à introduire, le mieux est de faire un tableau d'avancement en littéral avant de rédiger les réponses.

Dans ce cas particulier l'exercice est très simple car tous les coefficients stœchiométriques sont égaux à 1. Mais cette technique peut être transposée à des cas plus complexes.

Calcul de la quantité de produit à former : Données : $m_{\text{paracétamol}} = 2,0 \text{ g}$, formule $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$

On utilise la relation $n = \frac{m}{M}$. avec $m = 2,0 \text{ g}$ et $M = 8 \times M_{\text{C}} + 9 \times M_{\text{H}} + M_{\text{N}} + 2 \times M_{\text{O}} = 8 \times 12 + 9 \times 1 + 14 + 2 \times 16$

$$= 151 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_{\text{paracétamol}} = \frac{m}{M} = \frac{2}{151} = 1,3 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Tableau d'avancement réactionnel en littéral :

| | | | | |
|---|---|--|--|---|
| Equation chimique : $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3(\text{l}) + \text{C}_6\text{H}_7\text{NO}(\text{s}) \rightarrow \text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2(\text{s}) + \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{l})$ | | | | |
| | $n(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) \text{ (mol)}$ | $n(\text{C}_6\text{H}_7\text{NO}) \text{ (mol)}$ | $n(\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2) \text{ (mol)}$ | $n(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) \text{ (mol)}$ |
| Etat initial $x = 0$ | n_1 | n_2 | 0 | 0 |
| Etat final $x = x_{\text{max}}$ | $n_1 - x_{\text{max}} = 0$ | $n_2 - x_{\text{max}} = 0$ | $n_{\text{paracétamol}} = 0 + x_{\text{max}} = 1,3 \times 10^{-2}$ | $0 + x_{\text{max}}$ |

On cherche les proportions stœchiométriques qui permettent de former $1,3 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de paracétamol (soit 2,0 g)

La valeur de x_{\max} se trouve grâce à la case paracétamol à l'état final : $0 + x_{\max} = 1,3 \times 10^{-2}$ mol

Comme on envisage de travailler dans les proportions stœchiométriques, les deux réactifs ont un état final à 0 mol. On a donc $n_1 - x_{\max} = 0$ et $n_2 - x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = n_1$ et $x_{\max} = n_2$

Il faut introduire la même quantité des deux réactifs (car ils ont le même coefficient dans l'équation chimique). $n_1 = n_2 = 1,3 \times 10^{-2}$ mol.

Calcul des masses et/ou volume des réactifs

Réactif 2 : la poudre C_6H_7NO , on utilise la relation $m_2 = n_2 \times M_2$

Avec $M_2 = M(C_6H_7NO) = 6 \times M_C + 7 \times M_H + M_N + M_O = 6 \times 12 + 7 \times 1 + 14 + 16 = 109 \text{ g.mol}^{-1}$

Soit $m_2 = n_2 \times M_2 = 1,3 \times 10^{-2} \times 109 = \mathbf{1,4 \text{ g}}$

Réactif 1 : le liquide $C_4H_6O_3$.

On utilise d'abord la relation $m_1 = n_1 \times M_1$,

avec $M_1 = M(C_4H_6O_3) = 4 \times M_C + 6 \times M_H + 3 \times M_O = 4 \times 12 + 6 \times 1 + 3 \times 16 = 102 \text{ g.mol}^{-1}$

$m_1 = n_1 \times M_1 = 1,3 \times 10^{-2} \times 102 = \mathbf{1,33 \text{ g}}$

puis on en déduit le volume grâce à la densité. $V_1 = \frac{m_1}{\rho_1}$ avec $\rho_1 = d_1 \times \rho_{\text{eau}}$.

Finalement, le calcul complet est $V_1 = \frac{n_1 \times M_1}{d_1 \times \rho_{\text{eau}}} = \frac{1,3 \times 10^{-2} \times 102}{1,08 \times 1} = \mathbf{1,3 \text{ mL}}$

Attention à l'homogénéité : si $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.mL}^{-1}$, il faut n_1 en mol, M_1 en g.mol^{-1} et on obtient V_1 en mL