

CHAPITRE 8 : RÉACTIONS CHIMIQUES ET SYNTHÈSE DE MATIÈRES COLORÉES

Pierre-André LABOLLE

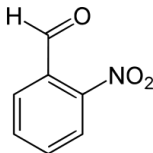
Lycée International des Pontonniers

Janvier 2014

I. Un exemple concret : la synthèse de l'indigo

1. Réactifs

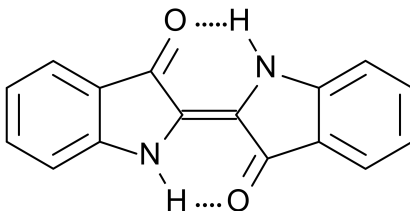
- 1,00 g de 2-nitrobenzaldéhyde de formule $\text{C}_6\text{H}_4\text{NO}_2\text{CHO}$ ou $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\text{N}$ et de masse molaire $M_{\text{nitro}} = 151,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- 10,0 mL d'acétone de formule $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ de masse molaire $M_{\text{acet}} = 58,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et de masse volumique $\rho_{\text{acet}} = 0,783 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$
- 10,0 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (ou soude) de concentration $c = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ sachant que la masse molaire de la soude est $M_{\text{NaOH}} = 40,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Molécule de 2-nitrobenzaldéhyde :



I. Un exemple concret : la synthèse de l'indigo

2. Produits

- de l'eau H_2O
- des ions éthanoate CH_3COO^-
- de l'indigotine de formule $\text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{O}_2\text{N}_2$ et de masse molaire $M_{\text{indigo}} = 262,26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Molécule d'indigotine :



II. Équilibrer l'équation-bilan

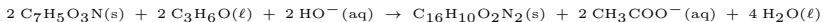
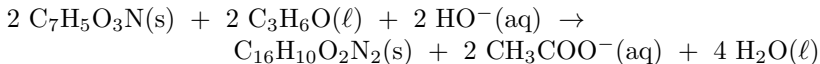
1. Lois de conservation

- Au cours d'une transformation chimique, la masse totale du système est conservée.
- Au cours d'une transformation chimique, les éléments chimiques sont conservés.
- Au cours d'une transformation chimique, la charge électrique totale est conservée.

II. Équilibrer l'équation-bilan

2. Équation-bilan et coefficients stœchiométriques

- Les coefficients stœchiométriques indiquent dans quelles proportions les réactifs réagissent entre eux et dans quelles proportions les produits se forment.
- Les coefficients stœchiométriques n'ont rien à voir avec les quantités de matière réellement mises en œuvre par l'expérimentateur réalisant la réaction, sauf si ce dernier souhaite respecter les proportions stœchiométriques, ce qui ne sera pas toujours le cas.



III. Calculer des quantités de matière

1. Cas des solides

- On utilise la relation $n = \frac{m}{M}$
- Par exemple, pour le 2-nitrobenzaldéhyde :

$$n_{\text{nitro}} = \frac{m_{\text{nitro}}}{M_{\text{nitro}}} = \frac{1,00}{151,10} = 6,62 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

III. Calculer des quantités de matière

2. Cas des liquides purs

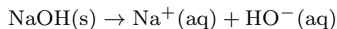
- La densité d d'un liquide est donnée par la relation : $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$
- La masse volumique ρ d'un liquide est donnée par la relation $\rho = \frac{m}{V}$
- D'après la relation $n = \frac{m}{M}$, il vient $n = \frac{\rho \cdot V}{M}$
- Par exemple, pour l'acétone (ATTENTION AUX UNITÉS !) :

$$n_{acet} = \frac{\rho_{acet} \cdot V_{acet}}{M_{acet}} = \frac{0,783 \times 10,0}{58,08} = 1,35 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

III. Calculer des quantités de matière

3. Cas des espèces en solution

- On utilise la relation : $c = \frac{n}{V}$ d'où $n = c \cdot V$
- Dans le cas de la soude, on traduit sa mise en solution par :



- On en déduit que :

$$n(\text{HO}^-) = n(\text{NaOH}) = c \cdot V = 1,0 \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$