

## Chapitre 18 : Synthèse des composés organiques

### Cours

#### A. Les étapes d'une synthèse chimique

##### 1. Montage expérimental

Les espèces chimiques naturelles sont issues de la nature alors que les espèces chimiques synthétiques sont fabriquées par l'homme.

La synthèse chimique est utilisée pour deux raisons :

- Reproduire des espèces naturelles à moindres coûts économique et écologique ;
- Produire des espèces non présentes (artificielles) dans la nature.

Pour que les transformations ne prennent pas trop de temps et que les rendements soient corrects il faut des températures élevées. Les réactifs doivent être dans une enceinte ouverte afin d'avoir des pressions pas trop élevées (sinon le dispositif est dangereux).

On doit utiliser un montage à reflux (voir figure 1).

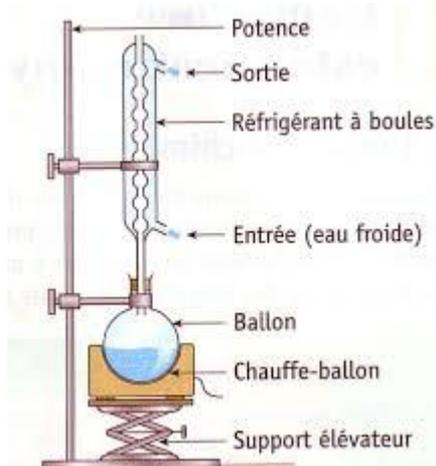


Figure 1

##### Quelques remarques

- Un chauffe- ballon électrique est préférable à un bec bunsen pour éviter d'enflammer le dispositif.
- Le support élévateur permet d'arrêter instantanément le chauffage en séparant le ballon du chauffe-ballon.
- L'eau froide doit entrer dans la partie basse pour que les vapeurs refluent rapidement dans le ballon (ce qui explique le nom « montage à reflux »).
- Un réfrigérant à boules est préférable à un réfrigérant droit car la surface de contact entre le verre froid et les vapeurs chaudes est plus importante.

## Application

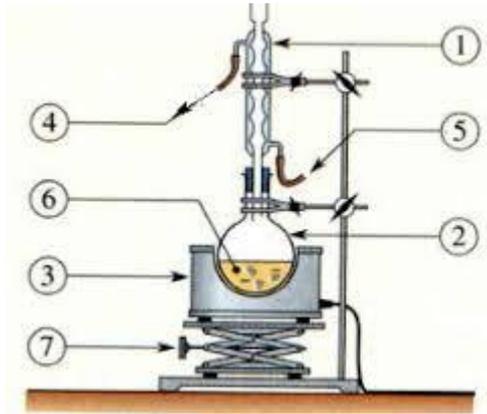


Figure 2

1. Légender le montage ci-dessus.
2. Nommer le montage.
3. Quelle est l'utilité de ce dispositif.

1.

- 1 : Tube réfrigérant à boules
- 2 : ballon à fond rond
- 3 : Chauffe ballon
- 4 : Sortie d'eau
- 5 : Arrivée d'eau
- 6 : Mélange réactionnel
- 7 : Elévateur à croisillons

2. Chauffage à reflux

3. Il permet de réaliser des transformations chimiques à température élevée sans perte de matière grâce au système de refroidissement.

## **2. Stœchiométrie**

Le réactif qui est totalement consommé en premier est appelé réactif limitant.

La disparition totale du réactif limitant provoque l'arrêt de la transformation. Si les autres réactifs sont partiellement consommés, ils sont en excès. Si les autres réactifs sont totalement consommés simultanément, ils sont aussi limitants; On dit que les conditions de l'expérience sont stœchiométriques (signifie mesures en proportion).

Considérons une situation plus générale :

- L'équation chimique est  $a A + b B \rightarrow c C + d D$ ;
- Les quantités initiales sont  $n_i (A)$  et  $n_i (B)$ .

Si  $\frac{n_i(A)}{a} < \frac{n_i(B)}{b}$  alors le réactif A est le réactif limitant ;

Si  $\frac{n_i(B)}{a} < \frac{n_i(A)}{b}$  alors le réactif B est le réactif limitant ;

Si  $\frac{n_i(A)}{a} = \frac{n_i(B)}{b}$  alors les conditions sont stœchiométriques.

### Application 1

On brûle du glucose dans le dioxygène, il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau.  
L'équation de la réaction est  $C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$ . Les conditions initiales sont  $n_i(C_6H_{12}O_6) = 2,0$  mol et  $n_i(O_2) = 15$  mol.

Quel est le réactif limitant ?

Pour chacun des réactifs calculons le quotient « quantité initiale sur coefficient stœchiométrique » :

$$\frac{n_i(C_6H_{12}O_6)}{1} = \frac{2,0}{1} = 2,0 \text{ mol et } \frac{n_i(O_2)}{6} = \frac{15}{6} = 2,5 \text{ mol.}$$

On en déduit :

$$\frac{n_i(C_6H_{12}O_6)}{1} < \frac{n_i(O_2)}{6} \text{ donc le glucose est le réactif limitant.}$$

### Application 2

1. La couleur argentée dans les feux d'artifice est obtenue en réalisant la combustion de l'aluminium suivant l'équation :  $4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$ .

Pour les deux situations suivantes, identifier le réactif limitant :

Quantité de matière initiale	Système 1	Système 2
Aluminium	$1,2 \cdot 10^{-1}$ mol	$6,0 \cdot 10^{-2}$ mol
Dioxygène	$8,0 \cdot 10^{-2}$ mol	$6,0 \cdot 10^{-2}$ mol

2. L'équation ajustée de la réaction chimique entre le monoxyde d'azote et le dioxygène est :  $2 NO + O_2 \rightarrow 2 NO_2$ . Déterminer la quantité de dioxygène nécessaire pour réagir totalement avec  $n_i(NO) = 5,0 \cdot 10^{-2}$  mol.

---

1. D'après l'équation  $4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$ , il faut comparer  $n_i(Al)/4$  et  $n_i(O_2)/3$ .

#### Système 1

$$n_i(Al)/4 = 1,2 \cdot 10^{-1} / 4 = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(O_2)/3 = 8,0 \cdot 10^{-2} / 3 = 2,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

On a  $n_i(Al)/4 > n_i(O_2)/3$  donc le dioxygène est le réactif limitant.

### Système 2

$$n_i(\text{Al})/4 = 6,0 \cdot 10^{-2} / 4 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{O}_2)/3 = 6,0 \cdot 10^{-2} / 3 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

On a  $n_i(\text{Al})/4 < n_i(\text{O}_2)/3$  donc l'aluminium est le réactif limitant.

2. Dans les conditions stœchiométriques les quantités initiales sont proportionnelles aux coefficients de l'équation :

$$\frac{n_i(\text{NO})}{2} = \frac{n_i(\text{O}_2)}{1}$$

On en déduit :

$$\begin{aligned} n_i(\text{O}_2) &= \frac{n_i(\text{NO})}{2} \\ &= \frac{5,0 \cdot 10^{-2}}{2} \end{aligned}$$

$$n_i(\text{O}_2) = \underline{2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}}$$

### 3. Isolement

On peut réaliser :

-Une filtration sous vide s'il s'agit d'un solide (voir figure 3) ;

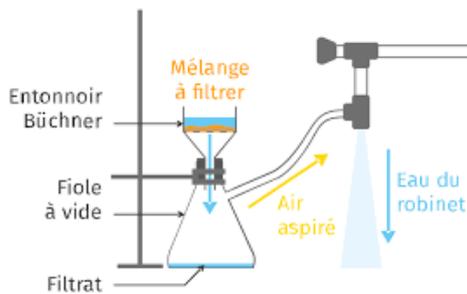


Figure 3

-Une extraction liquide-liquide (voir figure 4).

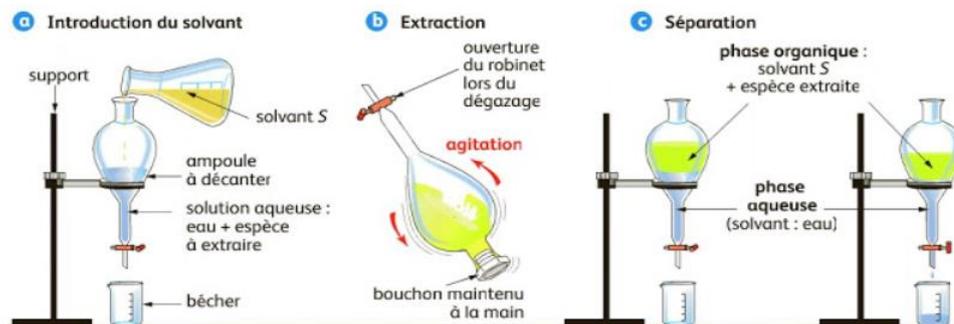


Figure 4

#### 4. Purification

On peut utiliser deux méthodes :

- Recristallisation s'il s'agit d'un solide ;
- Distillation fractionnée pour un liquide (voir figure 5).

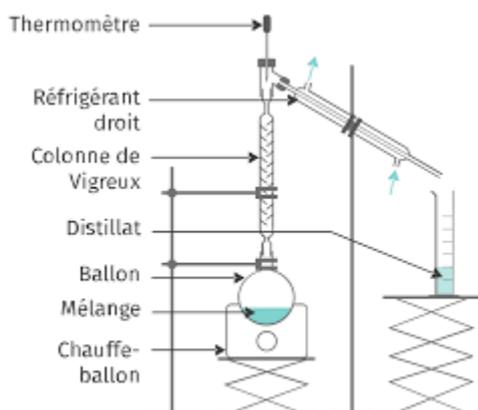


Figure 5

#### B. Analyse du produit obtenu

##### 1. Identification

Pour vérifier la nature du produit synthétisé et vérifier sa pureté, plusieurs méthodes sont possibles.

Citons les principales :

- Chromatographie sur couche mince (vue en seconde) ;
- Mesure d'une température de changement d'état avec un banc Köfler (vue en seconde);
- Analyse par spectroscopie infrarouge (vue en première spécialité).

##### 2. Le rendement

Le rendement  $\eta$  de la synthèse est le quotient de la quantité de produit obtenue  $n(P)$  par la quantité maximale attendue  $n_{\max}(P)$  :

$$\eta = \frac{n(P)}{n_{\max}(P)}$$

$n(P)$  : quantité de produit obtenue (mol)

$n_{\max}(P)$  : quantité maximale attendue (mol)

$\eta$  : rendement (sans unité)

### Remarques

- Le rendement est un nombre compris entre 0 et 1.
- Le rendement peut s'exprimer en pourcent.
- Un rendement faible peut avoir comme causes les suivantes :
  - La totalité du réactif limitant n'a pas été consommée ;
  - Des pertes de produit ont eu lieu lors des manipulations ;
  - La réaction n'est pas totale.

### Application 1

A partir d'une masse  $m = 20,0$  g d'un triester  $C_{57}H_{110}O_6$  et d'un volume  $V = 40,0$  mL d'une solution d'hydroxyde de sodium ( $Na^+ + HO^-$ ) de concentration  $c = 10,0$  mol.L<sup>-1</sup>, on synthétise une masse  $m' = 15,0$  g de savon  $C_{18}H_{35}O_2Na$ . L'équation de la réaction s'écrit :  
 $C_{57}H_{110}O_6 + 3(Na^+ + HO^-) \rightarrow 3 C_{18}H_{35}O_2Na + C_3H_8O_3$ .  
Calculer le rendement de la synthèse.

### Recherche du réactif limitant

$$\begin{aligned}n_0(C_{57}H_{110}O_6) &= \frac{m(C_{57}H_{110}O_6)}{M(C_{57}H_{110}O_6)} \\ &= \frac{20,0}{890} \\ &= 2,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n_0(Na^+ + HO^-) &= c V \\ &= 10,0 \times 40,0 \cdot 10^{-3} \\ &= 4,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.}\end{aligned}$$

Par conséquent :

$$\begin{aligned}\frac{n_0(C_{57}H_{110}O_6)}{1} &< \frac{n_0(Na^+ + HO^-)}{3} \\ = & \qquad \qquad = \\ 2,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol} & \qquad 1,33 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\end{aligned}$$

Le triester constitue le réactif limitant.

### Masse de savon attendue

$$\begin{aligned}m_{max}(C_{18}H_{35}O_2Na) &= M(C_{18}H_{35}O_2Na) n_{max}(C_{18}H_{35}O_2Na) \\ &= M(C_{18}H_{35}O_2Na) 3 n_0(C_{57}H_{110}O_6)\end{aligned}$$

$$= 306 \times 3 \times 2,25 \cdot 10^{-2}$$

$$= 20,6 \text{ g.}$$

### Calcul du rendement de la synthèse

$$\eta = \frac{m'}{m_{\max}(\text{C}_{18}\text{H}_{35}\text{O}_6\text{Na})}$$

$$= \frac{15,0}{20,6}$$

$$\eta = \underline{72,7\%}.$$

### Application 2

La benzoïne  $\text{C}_{14}\text{H}_{12}\text{O}_2$  peut être préparée à partir du benzaldéhyde  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}$ . l'équation de la réaction de synthèse s'écrit  $2 \text{C}_7\text{H}_6\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{C}_{14}\text{H}_{12}\text{O}_2 (\text{s})$ .

En admettant que le rendement de la réaction est de 80 %, calculer la quantité de matière nécessaire de benzaldéhyde pour obtenir 0,037 mol de benzoïne.

L'expression du rendement est :

$$\eta = \frac{n(\text{C}_{14}\text{H}_{12}\text{O}_2)}{n_{\max}(\text{C}_{14}\text{H}_{12}\text{O}_2)}$$

Grâce à l'équation, on peut écrire  $n_{\max}(\text{C}_{14}\text{H}_{12}\text{O}_2) = \frac{1}{2} n_i(\text{C}_7\text{H}_6\text{O})$ , puis en substituant dans l'expression du rendement :

$$\eta \frac{1}{2} n_i(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}) = n(\text{C}_{14}\text{H}_{12}\text{O}_2), \text{ d'où}$$

$$n_i(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}) = \frac{2 n(\text{C}_{14}\text{H}_{12}\text{O}_2)}{\eta}$$

$$= \frac{2 \times 0,037}{0,80}$$

$$n_i(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}) = \underline{9,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}.$$

## Exercices

N°	14	page	165
N°	18	page	165
N°	19	page	165
N°	20	page	165
N°	22	page	166
N°	23	page	166
N°	30	page	167
N°	31	page	167