

## C7 : Les transformations chimiques

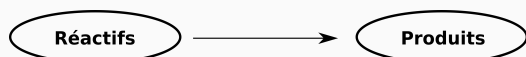
### 1 Modélisation d'une transformation chimique

#### A. Équation de réaction.

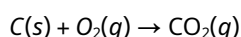
- Lors d'une transformation chimique certaines espèces chimiques disparaissent, ce sont les **réactifs**.
- D'autres espèces se forment ce sont des **produits**.

#### Définition Équation de réaction

Une transformation chimique est modélisée par une **équation de réaction** que l'on symbolise par une flèche.



**Exemple :** La combustion du carbone C(s) dans le dioxygène O<sub>2</sub>(g) donne du dioxyde de carbone CO<sub>2</sub>(g). L'équation de la réaction s'écrit



- Une espèce chimique présente lors d'une réaction mais qui **ne se transforme pas** est spectatrice.

#### B. Stœchiométrie.

#### Définition Lois de conservation

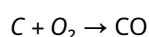
Lors d'une transformation chimique il y a conservation :

- des éléments chimiques (atomes)
- des charges électriques.



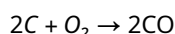
**Remarque :** Pour appliquer ces lois il est généralement nécessaire d'ajouter des coefficients dans les équations de réactions, ce sont les **coefficients stœchiométriques**.

**Exemple :** La transformation



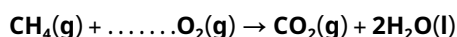
ne respecte pas la conservation de l'élément oxygène (on passe de 2 à 1 !)

Il faut ajouter des coefficients pour **équilibrer** cette équation

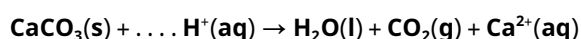


**Exemples de réactions chimiques :**

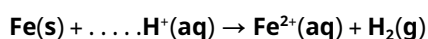
- La combustion du méthane :



- Action d'un acide sur le calcaire :



- Corrosion d'un métal par un acide :



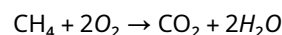
### C. Réactif limitant.

#### Définition Réactif limitant

Lors d'une transformation chimique, si l'un des réactifs est entièrement consommé, la réaction s'arrête ce réactif est appelé le réactif **limitant**.

**Comment trouver le réactif limitant à partir de la composition initiale du mélange ?**

Par exemple pour la transformation



Avec des quantités initiales de 3 mol pour CH<sub>4</sub> et 5 mol pour O<sub>2</sub> qui est limitant ?

**Méthode 1.** On raisonne de la façon suivante:

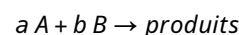
- pour consommer entièrement 3 mol de CH<sub>4</sub> on a besoin de 2×3 = 6 mol de O<sub>2</sub>
- comme on a que 5 mol de O<sub>2</sub> cela n'est pas possible !

**Conclusion** CH<sub>4</sub> n'est pas limitant donc O<sub>2</sub> est limitant.

**Méthode 2.** On calcule les rapports entre les quantités disponibles et les coefficients. Le plus petit rapport correspond au réactif limitant.

$$\text{Comme } \frac{3}{1} > \frac{5}{2} \text{ alors O}_2 \text{ est limitant}$$

**Généralisation:** Pour une transformation chimique entre les espèces A et B selon l'équation



où a et b sont les coefficients stœchiométriques. Les quantités de matière mise en présence sont n(A) et n(B)

- Le réactif limitant sera A si :  $\frac{n(A)}{a} < \frac{n(B)}{b}$
- Le réactif limitant sera B si :  $\frac{n(A)}{a} > \frac{n(B)}{b}$

**Remarque :** Dans le cas où les « deux réactifs sont limitant » on parle de proportions stœchiométriques.

### 2 Effets thermiques d'une transformation chimique.

- Lors d'une transformation chimique, certaines liaisons entre atomes sont rompues, ce qui nécessite de l'énergie, puis d'autres liaisons sont formées, ce qui absorbe de l'énergie.
- Les réactions chimiques qui libèrent de l'énergie, sont exothermiques la température du milieu réactionnel augmente. Dans d'autres réactions, la température diminue, elles sont endothermiques.
- En première approximation, la température du mélange réactionnel dépend de la masse du réactif limitant.

### 3 Synthèse d'une espèce chimique.

#### A. Espèce de synthèse

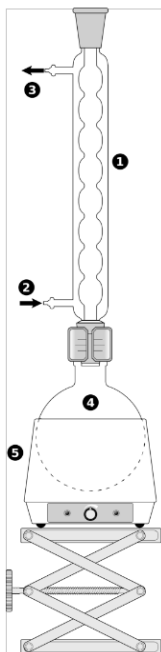
##### Définition Synthèse

synthétiser une espèce chimique c'est la fabriquer au laboratoire à l'aide d'une transformation chimique.

**Remarque :** Il est possible de synthétiser:

- une espèce chimique présente dans la nature, cela permet d'économiser les ressources.
- une espèce qui n'existe pas dans la nature on parle alors d'espèce artificielle.

#### B. Le montage à reflux (voir TP).



Ce montage est utilisé pour réaliser une synthèse.

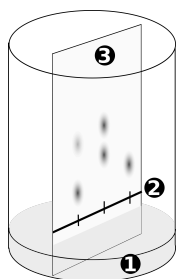
1. Colonne de refroidissement
2. Entrée d'eau
3. Sortie d'eau
4. ballon
5. chauffe ballon

##### Fonctionnement:

Les espèces chimiques se vaporisent dans le ballon puis montent dans la colonne de refroidissement où elle se liquéfient et retombent dans le ballon.

Ce montage permet de chauffer les espèces chimiques sans perte de matière.

#### C. Chromatographie (voir TP).



La chromatographie est une méthode permettant d'identifier des espèces chimiques.

1. éluant (solvant)
2. Ligne de dépôt
3. cuve à chromatographie

On place les espèces à analyser sur la ligne de dépôt, puis on plonge la plaque dans l'éluant. Le solvant migre dans la plaque par capillarité et entraîne les espèces.

##### Définition

Chaque espèce monte à une hauteur qui dépend de sa nature (et non de la pureté de l'échantillon dans lequel elle se trouve).

## C7 : Activité et Exercices

### ⚠ Méthode de travail à suivre :

- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

INCOMPLET AU DEBUT

**Q1.** On verse de l'acide chlorhydrique sur un clou en fer. On observe un dégagement gazeux et le clou est plus petit en fin de réaction. Quel est le réactif limitant ?

**Q2.** Un enfant prépare de petits sachets de cadeaux pour remercier ses amis d'être venus à son anniversaire. Dans chaque sachet il y a : 2 autocollants, 5 bonbons, 1 petit jouet et 3 chewing-gums.

L'enfant a 22 autocollants, 40 bonbons, 10 jouets et 27 chewing-gums. Combien d'amis peut-il inviter ?

**Q3.** Pour la transformation  $\text{Fe(s)} + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$  quel est le réactif limitant si :

On fait réagir:

- 7,0 mol de Fe(s) avec 7,0 mol de  $\text{H}^+(\text{aq})$  ?
- 2,0 mol de Fe(s) avec 5,0 mol de  $\text{H}^+(\text{aq})$  ?

### Exercice 1: Écrire une équation de réaction

On verse quelques gouttes d'hydroxyde de sodium  $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$  dans solution de chlorure de fer  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cl}^-(\text{aq})$ , il se forme un précipité d'hydroxyde de fer  $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ .

- 1) Quels sont les ions spectateurs ?
- 2) Écrire l'équation de cette réaction sans les ions spectateurs, puis l'équilibrer.

Un clou en aluminium est attaqué par l'acide chlorhydrique  $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ , il se forme du dihydrogène  $\text{H}_2(\text{g})$  et des ions  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ .

- 3) Quels sont les ions spectateurs ?
- 2) Écrire l'équation de cette réaction sans les ions spectateurs, puis l'équilibrer.

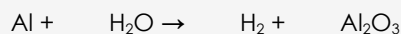
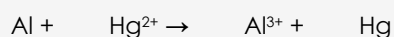
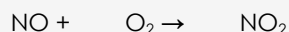
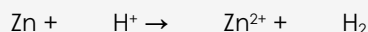
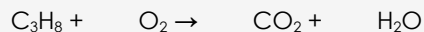
On brûle de l'éthane  $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$  dans du dioxygène  $\text{O}_2(\text{g})$ , il se forme de l'eau  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  et du dioxyde de carbone  $\text{CO}_2(\text{g})$ .

- 4) Écrire l'équation de la réaction puis l'équilibrer.

L'aluminium  $\text{Al}(\text{s})$  se recouvre d'une fine couche d'oxyde appelée alumine  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$  sous l'effet du dioxygène de l'air.

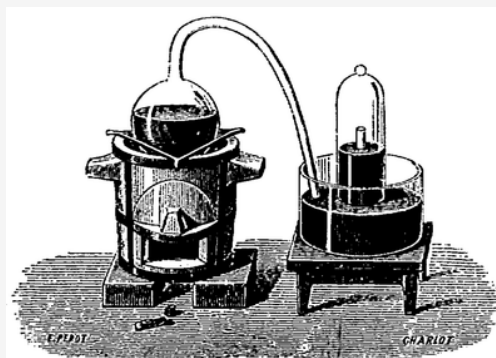
- 5) Écrire l'équation de la réaction puis l'équilibrer.

### Exercice 2: Équilibrer une équation de réaction.



### Exercice 3: Expérience réalisée par Lavoisier en 1776

**1ère expérience :** Pendant douze jours et douze nuits consécutifs, Lavoisier fit chauffer du mercure dans un ballon dont le col recourbé se terminait en haut d'une cloche retournée sur une cuve à mercure (voir dessin). Le deuxième jour, Lavoisier vit la surface du mercure se recouvrir de parcelles rougeâtres qui augmentèrent pendant cinq jours, et le niveau s'éleva dans la cloche. Il continua de chauffer jusqu'au douzième jour ; aucune modification ne se produisant plus dans l'appareil, il le laissa refroidir. Le gaz restant dans le ballon et la cloche éteignait une bougie allumée ; il n'entretenait pas la respiration : de petits animaux plongés dans ce gaz y mouraient. Il lui donna le nom d'azote (α, sans ; zoos, vie).



**2ème expérience :** Il mit les pellicules rouges dans une cornue (récipient) très petite pour laisser au-dessus d'elles le moins d'air possible. Il chauffa, il recueillit de l'oxygène sur la cuve à mercure et retrouva du mercure dans la cornue ; les pellicules étaient donc une combinaison de mercure et d'oxygène, on appelle cette combinaison oxyde de mercure.

- 1) Identifier sur le dessin le ballon et la cloche.
- 2) Pour quelle raison le volume de gaz dans la cloche a-t-il diminué ?
- 3) Expliquer pourquoi le gaz recueilli à la fin de la première expérience ne permet plus la combustion.
- 4) Indiquer les réactifs ainsi que les produits de la transformation réalisée par Lavoisier dans la 1ère expérience.
- 5) Écrire l'équation de la transformation chimique de la première expérience. La formule chimique de l'oxyde de mercure est  $\text{HgO}$ .
- 6) Écrire l'équation de la transformation chimique de la deuxième expérience.

**NB :** Lavoisier fit passer dans une même cloche l'azote restant de la première expérience et l'oxygène recueilli

dans la deuxième ; il obtint un mélange qui avait toutes les propriétés de l'air atmosphérique. Il avait ainsi établi par analyse et par synthèse que l'air est un mélange d'oxygène et d'azote.

#### Exercice 4: Identifier un réactif limitant.

On mélange une solution de peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) incolore avec une solution de permanganate de potassium de couleur violette. On observe une effervescence (formation de bulles de gaz) et une décoloration du mélange.

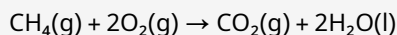
- 1) Le gaz observé ravive la flamme d'une allumette incandescente, quel est son nom ? S'agit-il d'un réactif ou d'un produit ?
- 2) Dans cette expérience quel est le réactif limitant ? (Argumentez)

On verse de l'acide nitrique (incolore) concentré sur un morceau de cuivre. On observe une vive réaction et l'apparition d'un gaz orangé (dioxyde d'azote) ainsi qu'une coloration bleue due à la présence d'ions cuivre. En fin de réaction il n'y a plus de cuivre.

- 3) Dans cette expérience qui sont les réactifs ? Qui sont les produits ?
- 4) Quelle espèce est le réactif limitant ? (Argumentez)

#### Exercice 5: Stœchiométrie et réactif limitant.

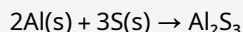
- 1) On réalise la combustion du méthane  $\text{CH}_4(\text{g})$  dans le dioxygène  $\text{O}_2(\text{g})$  selon :



Déterminer le réactif limitant si les quantités de matières mises en présence sont :

- $n(\text{CH}_4) = 3,2 \text{ mol}$  et  $n(\text{O}_2) = 5,1 \text{ mol}$
- $n(\text{CH}_4) = 2,7 \text{ mol}$  et  $n(\text{O}_2) = 6,2 \text{ mol}$
- $n(\text{CH}_4) = 1,7 \text{ mol}$  et  $n(\text{O}_2) = 3,4 \text{ mol}$

- 2) On mélange de la poudre d'aluminium  $\text{Al}(\text{s})$  avec de la poudre de soufre  $\text{S}(\text{s})$ . L'équation de la transformation est:



Déterminer le réactif limitant si les quantités de matières mises en présence sont :

- $n(\text{Al}) = 1,0 \text{ mol}$  et  $n(\text{S}) = 2,0 \text{ mol}$
- $n(\text{Al}) = 1,0 \text{ mol}$  et  $n(\text{S}) = 1,3 \text{ mol}$

#### Exercice 6: Couleur d'un mélange réactionnel.

La solution de sulfate de cuivre  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  a une couleur bleue due aux ions cuivre. La solution d'hydroxyde de sodium  $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$  (ou soude) est incolore. Lorsque l'on mélange ces deux solutions il se forme un précipité d'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$ .

- 1) Écrire l'équation de la transformation chimique.

- 2) Des élèves réalisent cette transformation en TP puis filtrent la solution. Certains groupes ont un mélange de couleur bleue pâle et d'autre ont une solution totalement transparente. Expliquer pourquoi.

- 3) Quelle sera la couleur de la solution obtenue après filtration si on utilise :

- $n(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})) = 2,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$  et  $n(\text{HO}^-) = 7,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $n(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})) = 4,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$  et  $n(\text{HO}^-) = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$

#### Exercice 7: Synthèse de l'acétate d'isoamyle

L'acétate d'isoamyle ( $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$ ) est le principal composant de l'arôme de banane. On l'obtient par synthèse en faisant réagir l'acide éthanóïque ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ) et l'alcool isoamylique ( $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$ ), que l'on chauffe à reflux durant plusieurs minutes. De l'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ) est également produite au cours de cette réaction.

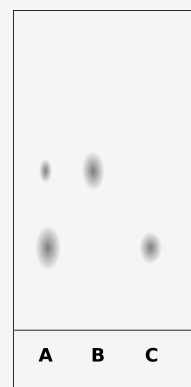
- 1) Écrire l'équation de la transformation.
- 2) Réaliser le schéma légendé du montage à reflux.
- 3) Pour cette synthèse on a utilisé  $n=0,26 \text{ mol}$  d'acide éthanóïque et  $n=0,18 \text{ mol}$  d'alcool isoamylique. Déterminer le réactif limitant.

En fin de réaction on analyse le mélange réactionnel par chromatographie.

Pour cela on dépose les espèces suivantes sur une plaque à chromatographie :

- A. mélange réactionnel
- B. acétate d'isoamyle pur du commerce
- C. alcool isoamylique

Après élution, le chromatogramme est représenté ci-contre :



- 4) A-t-on bien synthétisé de l'acétate d'isoamyle ? Est-il pur ?