

# Introduction

Quand on mélange deux réactifs, la réaction s'arrête lorsque l'un d'eux est **épuisé** — même s'il reste de l'autre. Pour prévoir l'état final d'un système chimique, les chimistes utilisent un outil puissant : l'**avancement** d'une réaction.

Dans ce chapitre, tu vas apprendre à suivre une transformation grâce au **tableau d'avancement** et à déterminer le **réactif limitant**.

## I. Transformation chimique et quantité de matière

Au cours d'une **transformation chimique**, des **réactifs** se transforment en **produits**. Elle est décrite par une **équation de réaction**, par exemple :



Les nombres placés devant les formules (2, 1, 2) sont les **nombres stœchiométriques** : ils indiquent les **proportions** dans lesquelles les espèces réagissent.

On compte les espèces chimiques en **quantité de matière n**, exprimée en **moles (mol)**. À partir d'une masse m et de la masse molaire M :

**Relation.**  $n = m / M$  (n en mol, m en g, M en g/mol).

## II. L'avancement d'une réaction

L'**avancement x** (en mol) mesure « jusqu'où » la réaction a progressé. Au fur et à mesure, les réactifs **diminuent** et les produits **augmentent**, proportionnellement aux nombres stœchiométriques :

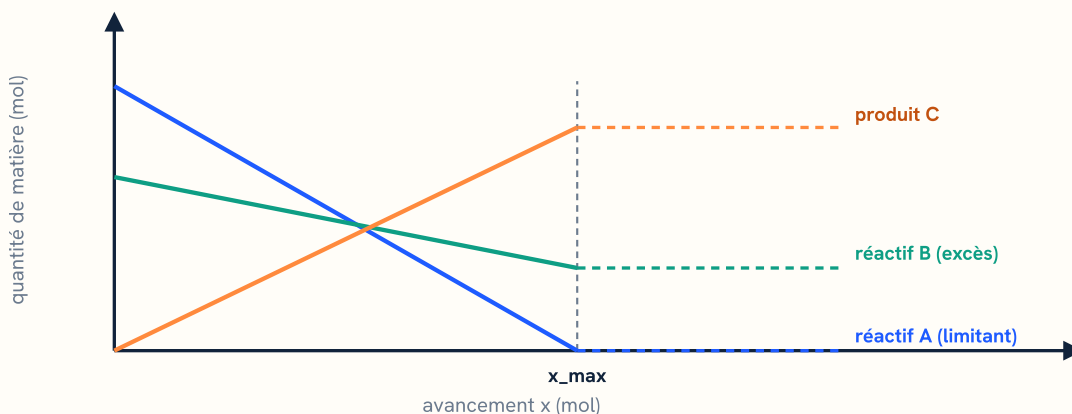


Schéma 1 — Au cours de la transformation, les réactifs diminuent et les produits augmentent. À l'avancement maximal  $x_{\max}$ , le réactif limitant (ici A) est entièrement consommé.

On organise ce suivi dans un **tableau d'avancement**. Pour la réaction  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$  avec des quantités initiales  $n_1$  de  $\text{H}_2$  et  $n_2$  de  $\text{O}_2$  :

État	$2 \text{H}_2$	$\text{O}_2$	$2 \text{H}_2\text{O}$
initial ( $x = 0$ )	$n_1$	$n_2$	0
en cours (avancement $x$ )	$n_1 - 2x$	$n_2 - x$	$2x$
final ( $x = x_{\max}$ )	$n_1 - 2x_{\max}$	$n_2 - x_{\max}$	$2x_{\max}$

**À remarquer.** Le coefficient devant l'avancement est le **nombre stœchiométrique** de l'espèce :  $\text{H}_2$  disparaît « 2 fois plus vite » que  $\text{O}_2$ , et  $\text{H}_2\text{O}$  se forme « 2 fois plus vite » que  $\text{O}_2$  ne disparaît.

### III. Réactif limitant et avancement maximal

La réaction s'arrête quand un réactif est **entièrement consommé** : c'est le **réactif limitant**. La valeur de l'avancement à ce moment est l'**avancement maximal  $x_{\max}$** .



au départ : 3 mol de A et 5 mol de B

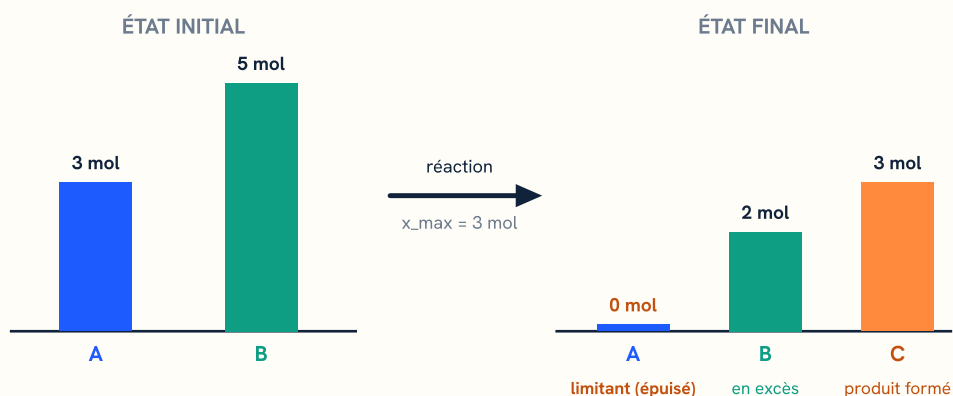


Schéma 2 — Avec 3 mol de A et 5 mol de B (réaction  $A + B \rightarrow C$ ), A est le réactif limitant : il est épuisé à l'état final, il reste 2 mol de B (en excès) et 3 mol de C se sont formées.

**Méthode pour trouver  $x_{\max}$ .** Pour chaque réactif, on cherche la valeur de  $x$  qui annule sa quantité (réactif = 0). La **plus petite** de ces valeurs est  $x_{\max}$ , et le réactif correspondant est le **réactif limitant**.

**Mélange stœchiométrique.** Si les réactifs sont introduits exactement dans les proportions de l'équation, ils sont **tous** épuisés en même temps : il n'y a alors pas de réactif en excès.

# L'essentiel à retenir

## À retenir.

- Une transformation change des **réactifs** en **produits** selon une **équation** (nombres stœchiométriques).
- $n = m / M$  pour passer d'une masse à une quantité de matière.
- Dans le **tableau d'avancement**, un réactif vaut  $n_i - (\text{coeff}) \cdot x$  et un produit  $(\text{coeff}) \cdot x$ .
- Le **réactif limitant** est épuisé à l'état final ; il fixe l'**avancement maximal**  $x_{\text{max}}$  (la plus petite valeur de  $x$  annulant un réactif).

## Exercices

### Exercice 1 — Quantité de matière

La masse molaire du dioxygène  $O_2$  est  $M = 32 \text{ g/mol}$ .

1. Quelle quantité de matière (en mol) y a-t-il dans 8 g de dioxygène ?
2. Quelle masse de dioxygène correspond à 0,50 mol ?

### Exercice 2 — Compléter un tableau d'avancement

On étudie la réaction :  $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$ . On introduit initialement 5 mol de  $H_2$  et 2 mol de  $O_2$ .

1. Recopie et complète le tableau d'avancement (ligne « en cours », avancement  $x$ ).
2. Exprime la quantité de chaque espèce en fonction de  $x$ .

### Exercice 3 — Réactif limitant et $x_{\text{max}}$

On reprend la réaction de l'exercice 2 (5 mol de  $H_2$  et 2 mol de  $O_2$ ).

1. Pour quelle valeur de  $x$  la quantité de  $H_2$  s'annule-t-elle ? Et celle de  $O_2$  ?
2. En déduire l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  et le réactif limitant.
3. Donne le bilan de matière à l'état final (quantités de  $H_2$ ,  $O_2$  et  $H_2O$ ).

## Exercice 4 — Mélange stœchiométrique

Pour la réaction  $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$ , on veut un mélange **stœchiométrique** (aucun réactif en excès).

1. Si l'on part de 6 mol de  $H_2$ , quelle quantité de  $O_2$  faut-il introduire ?
2. Justifie en utilisant les nombres stœchiométriques.

## Corrigés

### Corrigé de l'exercice 1

1.  $n = m / M = 8 / 32 = 0,25 \text{ mol}$ .
2.  $m = n \times M = 0,50 \times 32 = 16 \text{ g}$ .

### Corrigé de l'exercice 2

1. et 2. Tableau d'avancement :

État	$2 H_2$	$O_2$	$2 H_2O$
initial ( $x = 0$ )	5	2	0
en cours ( $x$ )	$5 - 2x$	$2 - x$	$2x$

Les quantités sont :  $H_2 : 5 - 2x$  ;  $O_2 : 2 - x$  ;  $H_2O : 2x$ .

## Corrigé de l'exercice 3

1.  $\text{H}_2$  s'annule pour  $5 - 2x = 0$ , soit  $x = 2,5$  mol.  $\text{O}_2$  s'annule pour  $2 - x = 0$ , soit  $x = 2$  mol.
2. La plus petite valeur est 2 mol :  **$x_{\text{max}} = 2$  mol**, et le **réactif limitant est  $\text{O}_2$** .
3. À l'état final ( $x = 2$ ) :
  - $\text{H}_2 : 5 - 2 \times 2 = \mathbf{1}$  mol ;
  - $\text{O}_2 : 2 - 2 = \mathbf{0}$  mol (épuisé) ;
  - $\text{H}_2\text{O} : 2 \times 2 = \mathbf{4}$  mol.

## Corrigé de l'exercice 4

1. Il faut **3 mol de  $\text{O}_2$** .
2. D'après l'équation, il faut 1 mol de  $\text{O}_2$  pour 2 mol de  $\text{H}_2$ . Pour 6 mol de  $\text{H}_2$ , il faut donc  $6 / 2 = 3$  mol de  $\text{O}_2$ . Dans ces proportions, les deux réactifs s'épuisent en même temps.