

# Comment suivre l'évolution d'un système chimique ?

L'étude des transformations chimiques est essentielle. Elle permet de faire des prévisions qualitatives (quelles espèces vont apparaître ?) et quantitatives (combien ?).

Connaître l'état initial du système ainsi que la réaction qui va y avoir lieu permet d'en prévoir l'état final.

### Synthèse de cours

#### 1. Transformation chimique

##### 1.1 Définition

L'état d'un système chimique est caractérisé par la nature, la quantité de matière et l'état physique (s, l, v) des différentes espèces en présence.

Un système subit une transformation chimique si son **état initial** est différent de son **état final**.

## 1.2 Réaction chimique

Une transformation chimique est modélisée par une réaction chimique, traduite par une **équation**.



Le nombre placé devant chaque espèce est le **coefficient stœchiométrique**.

Ces coefficients doivent être ajustés de façon à respecter :

- la conservation des éléments,
- la conservation des charges électriques.

## 2. Tableau d'avancement

### 2.1 État initial

Pour suivre l'évolution d'un système chimique, il faut deux informations :

- l'état initial,
- l'équation de la réaction.

### 2.2 Construction du tableau d'avancement

Le tableau d'avancement permet de suivre la transformation chimique et de faire des prévisions sur l'état final du système.

**Exemple:**

équation chimique	$2\text{Al(s)} + 6\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{H}_2(\text{g})$				
état du système	avancement	$n(\text{Al})$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Al}^{3+})$	$n(\text{H}_2)$
état initial (mol)	0	$n_1$	$n_2$	0	0
état intermédiaire (mol)	$x$	$n_1 - 2x$	$n_2 - 6x$	$2x$	$3x$
état final théorique (mol)	$x_{\text{max}}$	$n_1 - 6x_{\text{max}}$	$n_2 - 6x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$	$3x_{\text{max}}$

L'**avancement** est une grandeur notée  $x$ , exprimée en mole, qui permet de calculer les quantités de produits formés et de réactifs restants au cours de la transformation.

Pour chaque espèce, il se calcule à partir de l'état initial et des coefficients stœchiométriques.

L'avancement augmente au cours de la transformation.

### 3. État final du système

#### 3.1 Réactif limitant

L'**avancement maximal** envisageable correspond au moment où la quantité d'un des réactifs devient nulle. Ce réactif est le réactif limitant.

En supposant la réaction totale, la connaissance de l'avancement maximal permet de déterminer les quantités des différentes espèces chimiques dans l'état final.

#### 3.2 Réaction totale ou non totale

- Si la réaction est totale, alors l'avancement final réel de la réaction sera égal à l'avancement maximal.
- Si la réaction n'est pas totale, alors l'avancement final réel de la réaction sera inférieur à l'avancement maximal.

#### Compétences à acquérir



- Établir le tableau d'avancement d'une transformation chimique à partir de l'équation de la réaction et des quantités initiales des espèces chimiques.
- Déterminer la composition du système dans l'état final pour une transformation considérée comme totale.
- Déterminer l'avancement final d'une réaction à partir de la description de l'état final et comparer à l'avancement maximal.

## Fiche méthodes

## Méthode 4.1

## Déterminer l'état initial

Pour déterminer l'état initial d'un système, il faut :

- identifier les espèces chimiques en présence,
- déterminer leur état (gaz, liquide, solide, espèce en solution),
- calculer les quantités de matière correspondantes.

On utilise les méthodes du chapitre 1.

**Exemple:** Dans un volume  $V = 600 \text{ mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique contenant des ions  $\text{H}^+(\text{aq})$  à la concentration  $C = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , on ajoute une masse  $m = 5,4 \text{ g}$  d'aluminium en poudre.

Déterminer l'état initial du système.

**Réponse:**  $n_{\text{Al}} = \frac{m}{M} = \frac{5,4 \text{ g}}{27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,2 \text{ mol}$

$n_{\text{H}^+} = C \cdot V = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,600 \text{ L} = 0,3 \text{ mol}$

## Méthode 4.2

## Écrire l'équation de la réaction

- Les réactifs sont placés à la gauche du signe «  $\rightarrow$  » et les produits à droite.
- Chaque élément doit être équilibré (même quantité à gauche et à droite).
- Les charges doivent être équilibrées (même charge à gauche et à droite).

**Remarque** S'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction, on utilise les méthodes du chapitre 3.

**Exemple:** L'oxydation de l'aluminium métal par l'acide chlorhydrique se traduit par l'équation  $2\text{Al}(\text{s}) + 6\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{H}_2(\text{g})$

### Méthode 4.3

## Construire le tableau d'avancement

Le tableau d'avancement se construit à partir de l'équation en créant autant de colonnes que d'espèces.

La première ligne (avancement nul) correspond à l'état initial.

La deuxième ligne se remplit à partir de l'équation et de l'état initial.

**Exemple:**

$2\text{Al(s)} + 6\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{H}_2(\text{g})$				
Avancement (mol)	$n(\text{Al})$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Al}^{3+})$	$n(\text{H}_2)$
0	0,2	0,1	0	0
x	$0,2 - 2x$	$0,1 - 6x$	$2x$	$3x$
$x_{\text{max}}$				

### Méthode 4.4

## Déterminer l'état final théorique

On détermine d'abord le réactif limitant en calculant pour chaque réactif le coefficient  $k$  : la quantité de réactif divisée par le coefficient stœchiométrique correspondant au réactif.

Le plus petit de ces coefficients définit le réactif limitant et correspond à l'avancement maximal.

**Remarque** Si les coefficients sont égaux, alors les proportions sont stœchiométriques.

**Exemple:** même exemple que la méthode 4.1.

**Réponse:**  $k_{\text{Al}} = \frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{0,2 \text{ mol}}{2} = 0,1 \text{ mol}$

$k_{\text{H}^+} = \frac{n_{\text{H}^+}}{6} = \frac{0,3 \text{ mol}}{6} = 0,05 \text{ mol}$

Le réactif limitant est l'ion  $H^+$  et on peut remplir la ligne de l'avancement maximal du tableau avec  $x_{\max} = 0,05 \text{ mol}$ .

$2Al(s) + 6H^+(aq) \rightarrow 2Al^{3+}(aq) + 3H_2(g)$				
Avancement(mol)	$n(Al)$	$n(H^+)$	$n(Al^{3+})$	$n(H_2)$
0	0,2	0,1	0	0
x	$0,2 - 2x$	$0,1 - 6x$	2x	3x
$x_{\max}$	0,1	0	0,1	0,15

### Méthode 4.5

#### Déterminer si la réaction est totale

- Pour déterminer si une réaction est totale, on calcule deux quantités **qu'il ne faut pas confondre** :
  - l'avancement maximal  $x_{\max}$  se calcule à partir de l'état initial et de l'équation de la réaction, en utilisant le tableau d'avancement,
  - l'avancement final  $x_{\text{final}}$  se détermine à partir de l'état final réellement observé ; il faut donc que l'énoncé fournisse une information pour le déterminer.
- Ensuite on compare ces deux quantités :
  - si  $x_{\text{final}} = x_{\max}$  alors la réaction **est totale**,
  - si  $x_{\text{final}} < x_{\max}$  alors la réaction **n'est pas totale**.

On peut, pour s'aider, ajouter une ligne supplémentaire au tableau d'avancement.

**Exemple :** soit la réaction  $A + 2B \rightarrow 4C + D$  (espèces arbitraires).

On considère un système constitué dans l'état initial de 2 mol de A et 1 mol de B.

Au bout d'un certain temps, le système n'évolue plus et on constate qu'il s'est formé 0,8 mol de C. La réaction est-elle totale ?

**Réponse:** On détermine l'avancement maximal :

$$k_A = \frac{2}{1} = 2 \text{ mol} \text{ et } k_B = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ mol} \text{ donc } x_{\max} = 0,5 \text{ mol}$$

On construit le tableau d'avancement :

	A	+ 2B	→ 4C	+ D
<b>x (mol)</b>	n(A)	n(B)	n(C)	n(D)
<b>0</b>	2	1	0	0
<b>x</b>	2 - x	1 - 2x	4x	x
<b>x<sub>max</sub></b>	2 - x <sub>max</sub> = 1,5	1 - 2x <sub>max</sub> = 0	4x <sub>max</sub> = 2	x <sub>max</sub> = 0,5
<b>x<sub>final</sub></b>	2 - x <sub>final</sub> = 1,4	1 - 2x <sub>final</sub> = 0,4	4x <sub>final</sub> = 0,8	x <sub>final</sub> = 0,8

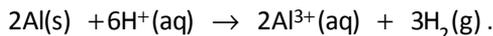
On constate que  $x_{\text{final}} = 0,2 \text{ mol} < x_{\text{max}}$ , donc la réaction **n'est pas totale**.

## Énoncés

## Exercice 4.1

5 min

On considère la réaction de l'acide chlorhydrique sur l'aluminium dont la réaction est :



Les quantités de matière initiales sont :

$$n_i(\text{Al}) = 0,30 \text{ mol et } n_i(\text{H}^+) = 0,40 \text{ mol} .$$

Un élève a construit le tableau d'avancement suivant, qui contient quelques erreurs. Recopier et corriger ce tableau.

$2\text{Al(s)} + 6\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{H}_2(\text{g})$				
x (mol)	n(Al)	n(H <sup>+</sup> )	n(Al <sup>3+</sup> )	n(H <sub>2</sub> )
0	0,30	0,40	0	0
x	0,30 + 2x	0,40 + 6x	2x	3x
x <sub>max</sub>	0,30 - 6x <sub>max</sub>	0,40 - 3x <sub>max</sub>	2x <sub>max</sub>	6x <sub>max</sub>

## Exercice 4.2

8 min

La poudre d'aluminium est utilisée dans certains feux d'artifice pour produire une vive lumière blanche. En effet, l'aluminium brûle dans l'air selon la réaction :  $4\text{Al(s)} + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$

1. Construire le tableau d'avancement en notant  $n_1$  la quantité initiale d'aluminium et  $n_2$  la quantité initiale de dioxygène.

.....

2. Déterminer le réactif limitant quand on fait réagir :

- a. un mélange de 2 mol d'aluminium et 48 L de dioxygène ;

.....

- b. un mélange de 108 g d'aluminium et 60 L de dioxygène.

.....