

C4 — Modélisation macroscopique d'une transformation

Thème 1 · Matière · Physique-Chimie Terminale

Table des matières

1	Pourquoi ce chapitre ?	1
2	Ce que tu vas apprendre	1
3	1. Équation de réaction	2
4	2. Tableau d'avancement	2
4.1	a. Avancement x	2
4.2	b. Réactif limitant et x_{\max}	3
5	3. Transformations totales et limitées	3
5.1	a. Transformation totale	3
5.2	b. Transformation limitée	3
5.3	c. Taux d'avancement final	3
6	Carte mentale	4
7	À retenir absolument	5
8	Pour aller plus loin	5

1 Pourquoi ce chapitre ?

Tu brûles une bûche dans la cheminée : la transformation a-t-elle **totalem**ent consommé le bois ? Combien de dioxyde de carbone produit-elle exactement ? Pour répondre, il faut un **outil de comptabilité** rigoureux : le **tableau d'avancement**. C'est un peu comme un bilan comptable mais pour les atomes et les molécules.

Ce chapitre formalise la modélisation d'une transformation chimique : on écrit une **équation de réaction**, on dresse un **tableau d'avancement**, et on détermine l'**état final** du système.

2 Ce que tu vas apprendre

- Écrire une **équation de réaction** équilibrée
- Construire et exploiter un **tableau d'avancement**
- Identifier le **réactif limitant**

- Distinguer **transformation totale** et **transformation limitée**
- Calculer le **taux d'avancement final** τ

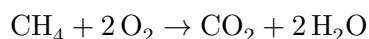
3 1. Équation de réaction

Une **équation de réaction** traduit une transformation chimique en indiquant :

- les **réactifs** (à gauche)
- les **produits** (à droite)
- leurs **nombre stœchiométriques** (les « coefficients »)

Elle doit respecter la **conservation des éléments** et de la **charge électrique**.

Exemple : combustion du méthane



Vérifie : 1 C à gauche, 1 C à droite ; 4 H à gauche, 4 H à droite ; 4 O à gauche, 4 O à droite .

Piège — Ne jamais changer une formule

Pour équilibrer, on change les **coefficients** (devant les molécules), **jamais** les indices à l'intérieur des formules chimiques. Écrire H_2O_2 au lieu de H_2O pour « équilibrer » est une hérésie chimique !

4 2. Tableau d'avancement

4.1 a. Avancement x

L'**avancement** x (en mol) mesure l'**état d'avancement** de la réaction. Au départ, $x = 0$. Pendant la réaction, x augmente : chaque mole d'avancement consomme les réactifs et produit les produits dans les **proportions stœchiométriques**.

Pour une réaction $a A + b B \rightarrow c C + d D$:

	$a A$	$b B$	$c C$	$d D$
État initial	$n_{A,0}$	$n_{B,0}$	0	0
En cours	$n_{A,0} - ax$	$n_{B,0} - bx$	cx	dx
État final	$n_{A,0} - ax_f$	$n_{B,0} - bx_f$	cx_f	dx_f

Analogie — Une recette de cuisine

x , c'est le **nombre de fois que tu exécutes la recette**. Si ta recette demande 2 œufs et 1 paquet de farine pour faire un gâteau, alors pour $x = 3$ gâteaux tu auras consommé 6 œufs et 3 paquets de farine. Les coefficients stœchiométriques sont les **quantités par portion**.

4.2 b. Réactif limitant et x_{\max}

Le **réactif limitant** est celui qui s'épuise en premier. L'**avancement maximal** x_{\max} est la plus petite valeur de x qui **annule** l'un des réactifs :

$$x_{\max} = \min\left(\frac{n_{A,0}}{a}, \frac{n_{B,0}}{b}\right)$$

Exemple — Combustion du méthane

On brûle $n_{\text{CH}_4} = 0,10$ mol de méthane dans $n_{\text{O}_2} = 0,15$ mol de dioxygène.

- Pour CH_4 (coef 1) : $x_{\max,1} = 0,10/1 = 0,10$ mol
- Pour O_2 (coef 2) : $x_{\max,2} = 0,15/2 = 0,075$ mol

Le minimum est **0,075 mol** : c'est O_2 qui est **limitant**. À la fin, il reste $0,10 - 0,075 = 0,025$ mol de CH_4 non brûlé, et on a produit 0,075 mol de CO_2 .

5 3. Transformations totales et limitées

5.1 a. Transformation totale

Une transformation est **totale** si elle se poursuit jusqu'à épuisement du réactif limitant, c'est-à-dire jusqu'à $x_f = x_{\max}$. Le système évolue uniquement dans le sens direct.

5.2 b. Transformation limitée

Beaucoup de réactions s'arrêtent **avant** l'épuisement des réactifs : elles atteignent un **équilibre** où sens direct et sens inverse compensent. Alors $x_f < x_{\max}$.

5.3 c. Taux d'avancement final

Taux d'avancement

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

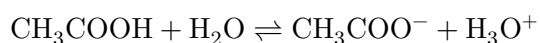
- $\tau = 1$: transformation **totale**
- $\tau < 1$: transformation **limitée**
- τ est sans unité (souvent exprimé en %)

Analogie — Un examen noté sur 20

x_{\max} , c'est la note maximale possible ($20/20 =$ transformation complète). x_f , c'est ta vraie note. $\tau = x_f/x_{\max}$, c'est ton score en pourcentage. Une note de $20/20 = \tau = 1 =$ réaction totale. Une note de $14/20 = \tau = 0,7 =$ réaction limitée avec 70 % d'efficacité.

Exemple — Acide faible dans l'eau

L'acide éthanoïque se dissout dans l'eau, mais seule une petite fraction s'ionise :

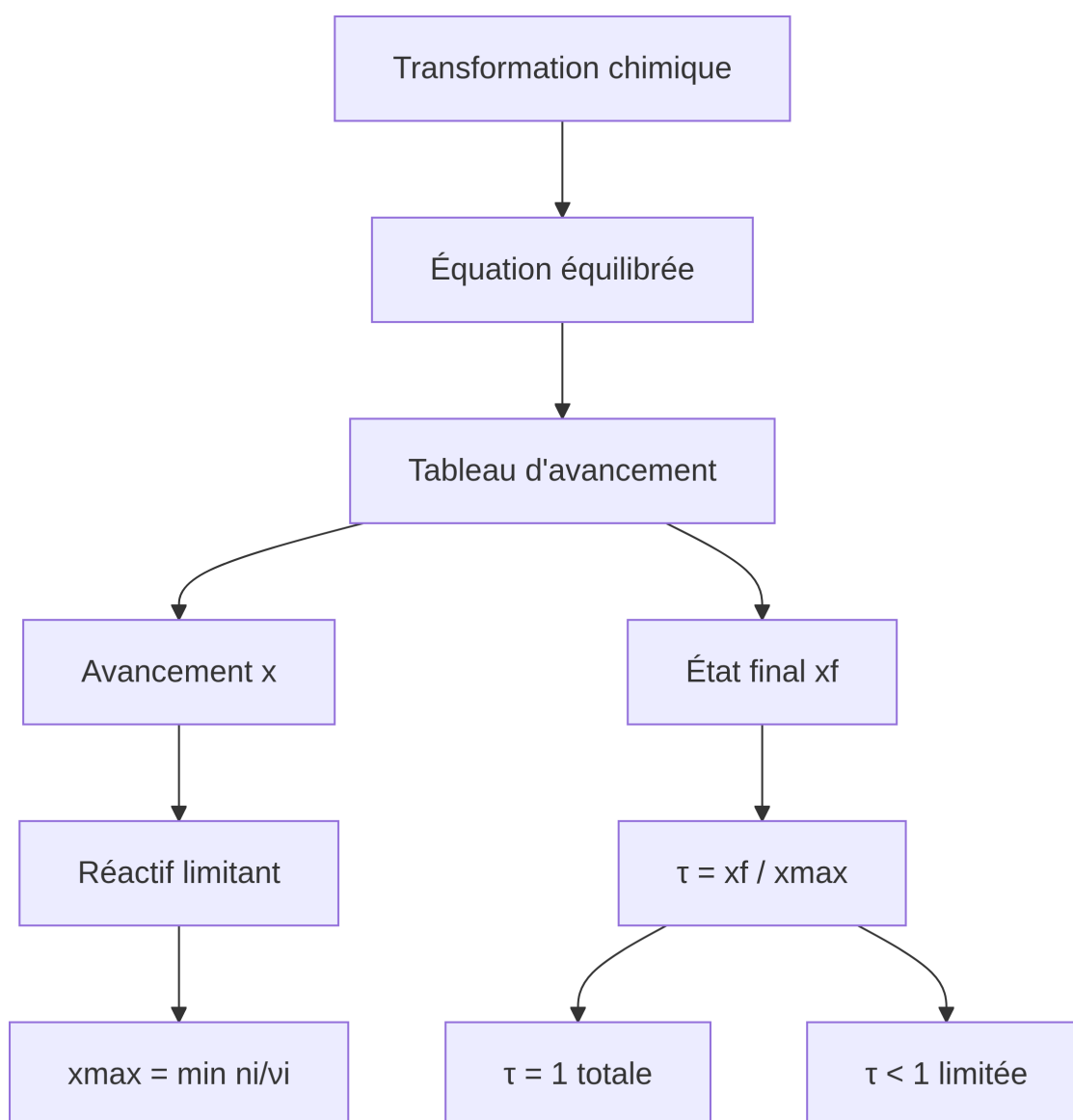


Pour $c = 10^{-2}$ mol/L, la mesure donne $\text{pH} = 3,4$ donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-4}$ mol/L.

$$\tau = \frac{4 \times 10^{-4}}{10^{-2}} = 0,04 = 4 \%$$

La réaction est **très limitée** : seuls 4 % des molécules s'ionisent. C'est ce qu'on appelle un **acide faible** (voir C6).

6 Carte mentale



7 À retenir absolument

- **Équation de réaction** : équilibrer par les **coefficients**, jamais par les indices.
 - **Tableau d'avancement** : $n_i(x) = n_{i,0} - \nu_i x$ pour un réactif ; $+\nu_i x$ pour un produit.
 - **Réactif limitant** : celui qui atteint 0 en premier \rightarrow fixe x_{\max} .
 - **Taux d'avancement** : $\tau = x_f/x_{\max}$, entre 0 et 1.
 - Une transformation peut être **totale** ($\tau = 1$) ou **limitée** ($\tau < 1$, équilibre).
-

8 Pour aller plus loin

- Cours officiel (DOCX)
- Sens d'évolution spontanée (C5)
- Force des acides et bases (C6)