

Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Chapitre 4 : Tableau d'avancement

I. Le tableau d'avancement

1. Avancement d'une réaction chimique

L'avancement x (ξ) est une grandeur, exprimée en mol, qui permet de suivre l'évolution des quantités de matière des réactifs et des produits lors d'une transformation chimique.

A tout instant : $n(i) = n_0(i) + \nu_i x$ avec ν_i coefficient stœchiométrique de i .

- ⊗ Si i est un réactif : $\nu_i < 0$. Sa quantité de matière diminue, il est consommé.
- ⊗ Si i est un produit : $\nu_i > 0$. Sa quantité de matière augmente, il est produit.

2. Tableau d'avancement

Un tableau d'avancement regroupe les quantités de matière des réactifs et des produits dans l'état initial, en cours de réaction, et en fin de réaction en fonction de x .

Dans l'état initial, l'avancement vaut $x = 0 \text{ mol}$, puis x augmente progressivement.

Equation		$aA + bB \rightarrow cC + dD$			
Etat du système	avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
initial	$x = 0$	n_A	n_B	0	0
en cours	x	$n_A - ax$	$n_B - bx$	$0 + cx$	$0 + dx$
final	x_f	$n_A - ax_f$	$n_B - bx_f$	$0 + cx_f$	$0 + dx_f$

Tableau. Tableau d'avancement général

II. Transformations totale et non totale

1. Transformation totale

Une transformation est totale lorsqu'au moins un des réactifs a été **totalement consommé**. C'est le réactif **limitant**.

L'avancement final est alors **maximal** : $x_f = x_{max}$

Pour une transformation totale, on doit utiliser une simple flèche \rightarrow

Equation		$aA + bB \rightarrow cC + dD$			
Etat du système	avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
initial	$x = 0$	n_A	n_B	0	0
en cours	x	$n_A - ax$	$n_B - bx$	$0 + cx$	$0 + dx$
final	x_{max}	$n_A - ax_{max}$	$n_B - bx_{max}$	$0 + cx_{max}$	$0 + dx_{max}$

Tableau. Tableau d'avancement général

La transformation est totale si : $n_A - ax_{max} = 0$ ou $n_B - bx_{max} = 0$

Le réactif **limitant** est le réactif qui est associé au x_{max} le plus petit.

2. Transformation non totale

Une transformation non totale s'arrête alors que tous les réactifs sont encore présents. Aucun n'a été totalement consommé (il n'y a pas de réactif limitant).

On parle aussi de réaction limitée ou équilibrée (un équilibre chimique est atteint...affaire à suivre en terminale !)

Il y a donc à l'état final, coexistence des produits et des réactifs.

Dans l'équation, on utilise donc une double flèche \rightleftharpoons ou \rightleftharpoons .

III. Le mélange stoechiométrique

Il est possible qu'à l'état final tous les réactifs sont totalement consommés. Il n'y a alors que des produits. Les 2 réactifs sont limitants.

Ceci est possible à une seule condition : que les réactifs aient été introduits en proportions stoechiométriques.

Si la réaction est : $aA + bB \rightarrow cC$ le mélange initial est stoechiométrique

lorsque : $\frac{n_0(A)}{a} = \frac{n_0(B)}{b}$

$$n_A - ax_{max} = 0 \text{ et } n_B - bx_{max} = 0$$

$$x_{max} = \frac{n_0(A)}{a} \text{ et } x_{max} = \frac{n_0(B)}{b}$$

$$\frac{n_0(A)}{a} = \frac{n_0(B)}{b}$$

Les quantités initiales de matière des réactifs sont dans les proportions de leurs nombres stoechiométriques.

IV.Méthode

Déterminer le réactif limitant et faire le bilan de matière

Étape 1 : Dresser le tableau d'avancement

Étape 2 : Envisager que chacun des réactifs est le limitant (sa quantité de matière est nulle à l'état final) et calculer dans chaque cas x_{max} .

Le réactif limitant est celui correspondant à la plus petite valeur de x_{max} .

Étape 3 : Déterminer les quantités de matières finales en remplaçant x par la valeur de x_{max} calculée précédemment.

Exercice :

On fait brûler 2,0 mol de propane C_3H_8 avec 9,0 mol de dioxygène. On suppose que la réaction est totale et qu'il n'y a ni dioxyde de carbone ni eau en début de réaction.

1. Dresser le tableau d'avancement.
2. Déterminer le réactif limitant
3. Faire le bilan de matière

Exercice :

On fait brûler 2,0 mol de propane C_3H_8 avec 9,0 mol de dioxygène. On suppose que la réaction est totale et qu'il n'y a ni dioxyde de carbone ni eau en début de réaction.

1. Dresser le tableau d'avancement.
2. Déterminer le réactif limitant
3. Faire le bilan de matière

Réponses :

Equation de réaction : $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

Equation		$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$			
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (mol)			
Initial	0	2,0	9,0	0,0	0,0
Intermédiaire	x	$2,0 - x$	$9,0 - 5x$	$3x$	$4x$
Final	x_{max}	$2,0 - x_{max}$	$9,0 - 5x_{max}$	$3x_{max}$	$4x_{max}$

Si C_3H_8 est le réactif limitant : $2,0 - x_{max} = 0$

$$x_{max} = 2,0 \text{ mol}$$

Si O_2 est le réactif limitant : $9,0 - 5x_{max} = 0$

$$x_{max} = \frac{9,0}{5} = 1,8 \text{ mol}$$

O_2 possède le x_{max} le plus petit c'est donc le réactif limitant.

Bilan de matière :

$$n(C_3H_8)_f = 2,0 - x_{max} = 2,0 - 1,8 = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n(O_2)_f = 0 \text{ mol (réactif limitant)}$$

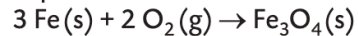
$$n(H_2O)_f = 4x_{max} = 4 \times 1,8 = 7,2 \text{ mol}$$

$$n(CO_2)_f = 3x_{max} = 3 \times 1,8 = 5,4 \text{ mol}$$

5 Construire un tableau d'avancement

CORRIGÉ | Construire un tableau.

À haute température, 6,3 mmol de poudre de fer Fe(s) réagissent avec 4,6 mmol de dioxygène O₂(g). L'équation de la réaction s'écrit :



• Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction.

• Faire le bilan de matière.

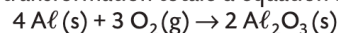


> Fe₃O₄(s)

10 Exploiter la composition d'un système dans l'état final

| Construire un tableau ; utiliser un modèle.

Le métal aluminium Al(s) réagit avec le dioxygène de l'air O₂(g) pour former de l'oxyde d'aluminium Al₂O₃(s) selon une transformation totale d'équation :



Le métal aluminium est le réactif limitant et il s'est formé 80 mmol d'oxyde d'aluminium. On note n₀(Al) la quantité initiale d'aluminium et n₀(O₂) la quantité initiale de dioxygène.

1. Construire et compléter le tableau d'avancement associé à la réaction.

2. Exploiter la composition du système dans l'état final pour déterminer la quantité initiale d'aluminium n₀(Al).

18 Construire un tableau d'avancement

✓ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

On fait réagir 0,34 g de méthylamine avec 0,44 cm³ de butane-2,3-dione. Il se forme une imine qui possède une odeur prononcée de pop-corn. Voici l'équation de la réaction :



1. Déterminer les quantités de matière des réactifs à l'état initial.

2. Construire le tableau d'avancement correspondant.

3. En déduire le réactif limitant ainsi que les quantités de matière finales.

Données

- Méthylamine : M_m = 31,0 g·mol⁻¹ ;
- Butane-2,3-dione : M_b = 86,0 g·mol⁻¹ ; ρ_b = 0,99 kg·L⁻¹.

16 Les feux d'artifice

| Proposer et utiliser un modèle ; effectuer des calculs ; formuler des hypothèses.

Certains mélanges pyrotechniques sont constitués de chlorate de potassium KClO₃(s) et de carbone C(s). Une fusée pyrotechnique contient 300 g de chlorate de potassium et 50 g de carbone. Une combustion explosive, considérée comme totale, a lieu entre le chlorate de potassium et le carbone. Il se forme du dioxyde de carbone CO₂(g) et du chlorure de potassium KCl(s). Au cours de cette combustion, une lumière violette est émise.



Données

- M(C) = 12,0 g·mol⁻¹.
- M(KClO₃) = 122,6 g·mol⁻¹.



> Pictogrammes de danger du chlorate de potassium

1. Écrire et ajuster l'équation de la réaction chimique entre le chlorate de potassium et le carbone avec les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.

2. Calculer les quantités initiales des deux réactifs.

3. Identifier le réactif limitant.

4. Calculer la masse de carbone permettant d'avoir un mélange initial stœchiométrique.

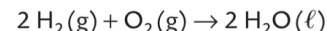
5. Proposer une hypothèse expliquant pourquoi il est important de veiller à ce que le chlorate de potassium soit le réactif limitant

24
CORRIGÉ
30 min

Mission Apollo

| Utiliser un modèle ; effectuer un calcul ; formuler une hypothèse.

Les Piles à Combustibles PAC ont été employées lors des expéditions lunaires (Gémini, Apollo, etc.). Les PAC produisent de l'énergie électrique grâce à une réaction d'oxydoréduction entre le dihydrogène H₂(g) et le dioxygène O₂(g) :



Lors d'une mission Apollo, une masse de dihydrogène n(H₂) = 24,0 kg a été consommée pour leur fonctionnement.

1. Calculer la quantité initiale n₀(H₂) de dihydrogène correspondant à la masse m(H₂) = 24,0 kg.

2.a. Parmi les relations suivantes, identifier celle qui correspond à un mélange initial stœchiométrique.

a) $\frac{n_0(\text{H}_2)}{1} = \frac{n_0(\text{O}_2)}{2}$ b) $\frac{n_0(\text{H}_2)}{2} = \frac{n_0(\text{O}_2)}{1}$

c) $n_0(\text{H}_2) = n_0(\text{O}_2)$

b. En déduire la masse m(O₂) de dioxygène dans ce cas.

3. Les réservoirs du module Apollo contenaient 25,6 kg de dihydrogène et 294,0 kg de dioxygène. Proposer une explication à l'écart entre la masse m(O₂) calculée et la masse de dioxygène embarquée.

4. Cette mission Apollo a duré 14 jours et l'équipage comprenait 3 astronautes. Un astronaute a besoin de 4,0 kg d'eau par jour. Montrer que l'eau produite par les PAC a suffi pour assurer les besoins en eau de l'équipage lors de la mission.

Utiliser le réflexe 2

Données

- M(H) = 1,0 g·mol⁻¹ et M(O) = 16,0 g·mol⁻¹.