

5

## Construire un tableau d'avancement

| Construire un tableau.

À haute température, 6,3 mmol de poudre de fer  $\text{Fe}(\text{s})$  réagissent avec 4,6 mmol de dioxygène  $\text{O}_2(\text{g})$ . L'équation de la réaction s'écrit :  $3 \text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$

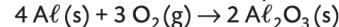
- Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction.
- Faire le bilan de matière.



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

| Construire un tableau ; utiliser un modèle.

Le métal aluminium  $\text{Al}(\text{s})$  réagit avec le dioxygène de l'air  $\text{O}_2(\text{g})$  pour former de l'oxyde d'aluminium  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$  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  $n_0(\text{Al})$  la quantité initiale d'aluminium et  $n_0(\text{O}_2)$  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  $n_0(\text{Al})$ .

## 18 Construire un tableau d'avancement

✓ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

On fait réagir 0,34 g de méthylamine avec 0,44 cm<sup>3</sup> 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 :  $M_m = 31,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;
- Butane-2,3-dione :  $M_b = 86,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $\rho_b = 0,99 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

## 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  $\text{KClO}_3(\text{s})$  et de carbone  $\text{C}(\text{s})$ . 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  $\text{CO}_2(\text{g})$  et du chlorure de potassium  $\text{KCl}(\text{s})$ . Au cours de cette combustion, une lumière violette est émise.



### Données

- $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
- $M(\text{KClO}_3) = 122,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .



> Pictogrammes de danger du chlorate de potassium

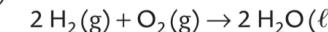
1. Écrire et ajuster l'équation de la réaction chimique entre le chlorate de potassium et le carbone avec les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
2. Calculer les quantités initiales des deux réactifs.
3. Identifier le réactif limitant.
4. Calculer la masse de carbone permettant 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  $\text{H}_2(\text{g})$  et le dioxygène  $\text{O}_2(\text{g})$  :



Lors d'une mission Apollo, une masse de dihydrogène  $m(\text{H}_2) = 24,0 \text{ kg}$  a été consommée pour leur fonctionnement.

1. Calculer la quantité initiale  $n_0(\text{H}_2)$  de dihydrogène correspondant à la masse  $m(\text{H}_2) = 24,0 \text{ kg}$ .
- 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) 
$$n_0(\text{H}_2) = n_0(\text{O}_2)$$

6. En déduire la masse  $m(\text{O}_2)$  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  $m(\text{O}_2)$  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

- $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  et  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .