

### AE. 9A – Bilan de matière d'une réaction chimique

Certaines réactions d'oxydoréduction font intervenir des réactifs ou des produits colorés qui permettent de suivre l'évolution de la composition du système chimique.

#### **Problématique : Comment déterminer la composition finale d'un système chimique ?**

On étudie la réaction entre l'acide oxalique de formule  $H_2C_2O_4(aq)$  et les ions permanganate  $MnO_4^-(aq)$  venant d'une solution de permanganate de potassium de formule  $(K^+ + MnO_4^-)$ . Les solutions aqueuses contenant l'ion permanganate  $MnO_4^-(aq)$  sont violettes. C'est la seule espèce colorée du système.

#### **Matériel mis à disposition :**

- solution acidifiée de permanganate de potassium  $(K^+ + MnO_4^-)$  de concentration  $C_1 = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- acide oxalique en solution  $C_2 = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- pipettes jaugées de 5,0 mL ; 10,0 mL, 20,0 mL avec pipeteur
- pipette graduée de 25,0 mL
- béchers 50,0 mL\*3
- bécher plastique 100mL pour prélever permanganate
- Becher 100 mL pour prélever l'acide oxalique.

#### **Document 1: Rappel de cours : Le réactif limitant**

Lors d'une transformation chimique, des réactifs sont consommés (leurs quantités de matière diminuent) et des produits sont formés (leurs quantités de matière augmentent).

Au terme de la transformation, l'état final est atteint : les quantités de matière des espèces chimiques présentes dans le milieu réactionnel n'évoluent plus. Si la transformation chimique est totale, au moins l'un des réactifs a été totalement consommé : **c'est le réactif limitant**.

Dans le cas particulier où, dans l'état final, tous les réactifs ont été consommés, on dit qu'ils ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

#### **Détermination du limitant :**

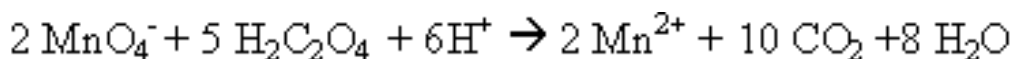
- Identifier les coefficients stœchiométriques devant chaque réactif.
- Par exemple une réaction avec A et B réactif réagissant selon l'équation :  $aA + bB \rightarrow \dots$
- Déterminer les quantités de matière initiales de A et B (notées par exemple  $n_0(A)$  et  $n_0(B)$ )
- Les comparer :

$$\frac{n_0(A)}{a} < \frac{n_0(B)}{b} \rightarrow A \text{ limitant et inversement } \frac{n_0(A)}{a} > \frac{n_0(B)}{b} \rightarrow B \text{ limitant}$$

#### **Document 2 : La réaction chimique étudiée :**

Réaction entre les ions permanganate  $MnO_4^-(aq)$  (couleur rose magenta) et l'acide oxalique (incolore)  $H_2C_2O_4(aq)$ .

**Données :** Couples oxydant/réducteur :  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  et  $CO_2/H_2C_2O_4$



Réaction lente  
(sans catalyseur)

## Chap. 9

### TRAVAIL A FAIRE :

#### Expérience 1



- Verser dans un bécher ① contenant un volume  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de solution d'acide oxalique. Mettre sous agitation. Verser un volume  $V_2 = 10,0 \text{ mL}$  de permanganate de potassium de concentration en quantité de matière  $C_1 = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ . Appelez l'enseignantE pour ajouter l'acide sulfurique.
- Attendre quelques minutes.

#### Expérience 2 :



- Verser dans un bécher ② contenant un volume  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de solution d'acide oxalique. Mettre sous agitation. Verser un volume  $V_2 = 25,0 \text{ mL}$  de permanganate de potassium de concentration en quantité de matière  $C_1 = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ . Appelez l'enseignantE pour ajouter l'acide sulfurique.
- Attendre quelques minutes.

### Questions

- Quelle observation permet d'affirmer qu'une transformation chimique a lieu ?
- Dans laquelle des deux expériences la quantité d'ions permanganate au cours du temps dans les expériences 1 et 2
- Identifier le réactif limitant (*voir document 1 ou cours*) en exploitant les observations.
- Dans chacune des expériences 1 et 2 calculer les quantités de matière initiales des réactifs  $n_0(\text{MnO}_4^-)$  et  $n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$  et les exprimer en *mmol*.
- Compléter le tableau d'avancement de la réaction (*voir feuille annexe*). L'eau et les ions  $\text{H}^+$  étant en large excès par rapport aux autres espèces, on notera « excès » dans leur colonnes respectives.
- Déterminer le réactif limitant (*voir cours ou document 1*)
- Est-ce cohérent avec la réponse de la question c ?
- Quel volume faudrait-il pour changer de réactif limitant ?

### Expérience 3 : Le premier groupe arrivé à ce stade appelle l'enseignantE.

- Verser dans un bécher ① contenant un volume  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de solution d'acide oxalique.
  - Mettre sous agitation.
  - Préparer un volume  $V_2 = 25,0 \text{ mL}$  de permanganate de potassium dans la pipette graduée de 25mL
  - Appelez l'enseignantE pour ajouter l'acide sulfurique et une demie spatule de sulfate de manganèse.
  - Commencer par verser 19,0 mL.
  - Observer la disparition du permanganate déjà ajouté puis continuer d'ajouter doucement.
- Soyez particulièrement attentifs quand vous arrivez vers 20,0mL et notez ce que vous observez.

### Questions :

- Identifier le réactif limitant en exploitant les observations.
- Vos observations confirment-elles la réponse à la question h ?
- Comment qualifie-t-on le mélange quand on a versé exactement  $V_2=20,0\text{mL}$  ?
- Comment qualifie-t-on le permanganate quand on a versé plus de 20,0mL ?

## Chap. 9

### Expérience 1

Equation Chimique							
Etat du Système	Avancement (mmol)	$n(MnO_4^-)$	$n(H_2C_2O_4)$	$n(H^+)$	$n(Mn^{2+})$	$n(CO_2)$	$n(H_2O)$
Etat initial	$x = 0$			excès			excès
Etat intermédiaire	$x$			excès			excès
Etat final	$x_{max}$			excès			excès

### Expérience 2

Equation Chimique							
Etat du Système	Avancement (mmol)	$n(MnO_4^-)$	$n(H_2C_2O_4)$	$n(H^+)$	$n(Mn^{2+})$	$n(CO_2)$	$n(H_2O)$
Etat initial	$x = 0$			excès			excès
Etat intermédiaire	$x$			excès			excès
Etat final	$x_{max}$			excès			excès