

## Chapitre 3 : Comment effectuer le suivi d'une transformation chimique

### Introduction :

Dans ce chapitre, nous allons voir comment nous pouvons suivre l'évolution d'une transformation chimique à l'aide d'une notion théorique : l'avancement. Nous prendrons une réaction comme exemple avant de généraliser par la suite.

### L'action de l'acide chlorhydrique sur le magnésium : (cf. TP N°2)

On rappelle l'équation de la réaction :  $2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Mg}_{(\text{s})} \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$

*Question élèves :*

*On considère que l'on part de deux moles de magnésium et de trois moles d'ions oxonium.*

*Remplir un tableau d'avancement rendant compte de l'état initial, de l'état en cours de transformation et de l'état final.*

Equation		$2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Mg}_{(\text{s})} \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$			
Etat du système	Avancement (x en mol)	$n_{\text{H}^+}$	$n_{\text{Mg}}$	$n_{\text{H}_2}$	$n_{\text{Mg}^{2+}}$
Initial	$x = 0$	3	2	0	0
Au cours de la transformation	x	$3 - 2x$	$2 - x$	x	x
Final	$x_{\text{max}} = 1,5$	0	0,5	1,5	1,5

➤ L'avancement :

Pour caractériser l'état d'un système chimique au cours d'une transformation, on utilise une **grandeur x**, appelée **avancement exprimé en moles**.

➤ Réactif limitant :

Le **réactif limitant** est celui qui disparaît **totalement** lorsque la réaction est terminée. C'est d'ailleurs parce que ce réactif disparaît que la réaction s'arrête.

Pour le déterminer, cela **ne suffit pas de regarder le nombre de moles initiales, il faut aussi s'intéresser aux coefficients stoechiométriques :**

A l'aide du **calcul de l'avancement maximal**, on détermine aussi le réactif limitant.

➤ Avancement maximal :

L'avancement maximal de la réaction,  $x_{\text{max}}$ , est la **plus petite valeur de x pour laquelle la quantité de matière d'un des réactifs devient nulle**. Ce réactif est le **réactif limitant**.

Ici on résout :

$$3 - 2x = 0 \quad \Leftrightarrow \quad x = \frac{3}{2} = 1,5 \quad \text{d'où } 0 < x < 1,5 \quad \Leftrightarrow \quad x_{\text{max}} = 1,5 \text{ mol}$$

$$2 - x = 0 \quad \Leftrightarrow \quad x = 2$$

C'est donc pour les ions  $\text{H}^+$  que la valeur de x est la plus petite, c'est donc **les ions  $\text{H}^+$  le réactif limitant**.

➤ Conclusion :

Il n'y a plus d'ions H<sup>+</sup>, ils constituent le réactif limitant.  
Il reste 0.5 moles de magnésium qui est un **réactif en excès**.  
On a produit 1.5 moles de H<sub>2</sub> et 1.5 moles de Mg<sup>2+</sup>

Exercices n°9 et 17 (erreur corrigé livre) p 51 et 53

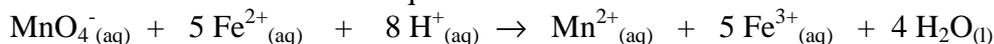
➤ Remarque :

Si les deux réactifs disparaissent totalement à la fin de la réaction, on dit qu'ils ont été introduits initialement dans mes **proportions stoechiométriques**.

**II Méthode générale :**      *Voir fiche de cours*

**III Application à l' Action des ions permanganate sur les ions fer II :**

Les ions permanganates, violets, réagissent sur les ions fer II en milieu acide pour les transformer en ions fer III. L'équation associée à la réaction est :



Aux concentrations utilisées, seuls les ions permanganates sont notablement colorés.

Dans un bécher, on introduit  $v_1 = 10,0 \text{ mL}$  de solution de sulfate de fer II de concentration  $c_1 = 0,055 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $v = 5,0 \text{ mL}$  d'acide sulfurique de concentration  $c = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ . On ajoute  $v_2 = 4,0 \text{ mL}$  de solution de permanganate de potassium de concentration  $c_2 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Le mélange est incolore.

1. Faire le bilan des espèces présentes à l'état initial. Quel est le réactif limitant ?
2. Construire le tableau d'avancement de la réaction.

Résolution:

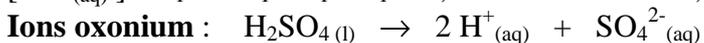
1) Bilan de matière à l'état initial :

**Ions permanganate :**

$$[\text{MnO}_4^- (\text{aq})] = c_2 \quad n_2 = c_2 \times v_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \times 4,0 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

**Ions fer II :**

$$[\text{Fe}^{2+} (\text{aq})] = c_1 \quad n_1 = c_1 \times v_1 = 5,5 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$



$$[\text{H}^+ (\text{aq})] = 2c \quad n = 2c \times v = 2 \times 0,50 \times 5 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2) Réactif limitant :

A l'état final, la solution est incolore, donc l'ion permanganate n'est plus présent, c'est le réactif limitant.

Equation		$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
Etat du système	Avancement (x en mol)	$n_{\text{MnO}_4}$	$n_{\text{Fe}^{2+}}$	$n_{\text{H}^+}$	$n_{\text{Mn}^{2+}}$	$n_{\text{Fe}^{3+}}$	-
Initial	$x = 0$	$1,0 \cdot 10^{-4}$	$5,5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-3}$	0	0	-
Au cours de la transformation	x	$1,0 \cdot 10^{-4} - x$	$5,5 \cdot 10^{-4} - 5x$	$5,0 \cdot 10^{-3} - 8x$	x	5x	-
Final	$x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-4}$	0	$0,5 \cdot 10^{-4}$	$4,2 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-4}$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	-

**Détermination de  $x_{\text{max}}$  :**

$$1,0 \cdot 10^{-4} - x = 0 \Leftrightarrow x = 1,0 \cdot 10^{-4}$$

$$5,5 \cdot 10^{-4} - 5x = 0 \Leftrightarrow x = 1,1 \cdot 10^{-4}$$

$$5,0 \cdot 10^{-3} - 8x = 0 \Leftrightarrow x = 6,3 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{d'où } 0 < x < 1,0 \cdot 10^{-4} \Leftrightarrow x_{\text{max}} = \mathbf{1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$$