

CH 5 : TP COURS Transformation et réaction chimique, bilan de matière, avancement d'une réaction chimique.

1. Expériences préliminaires :

On dispose de deux solutions :

- Solution 1 : solution de diiode $I_2(aq)$ de concentration molaire $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Solution 2: solution de thiosulfate de sodium $2 Na^+(aq), S_2O_3^{2-}(aq)$ de concentration molaire $C_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1.1 Expérience N°1 :

Dans un tube à essais, verser 2 mL de la solution 1. Ajouter une dizaine de gouttes de la solution 2. Agiter et observer.

Pourquoi peut-on affirmer qu'une réaction chimique a eu lieu?

La solution change de couleur donc une réaction chimique s'est produite.

1.2 Expérience N°2 et 3 :

Pour chacune des expériences ci-dessous, verser le contenu du bêcher 1 dans le bêcher 2 correspondant. Agiter puis observer.

Expérience N°2		Expérience N°3	
Bêcher 1	Bêcher 2	Bêcher 1	Bêcher 2
10mL de solution 1	40mL de solution 2	25mL de solution 1	40mL de solution 2

Pour chacune des expériences, quelle est la couleur de la solution finale?

Quelle conclusion peut-on en tirer?

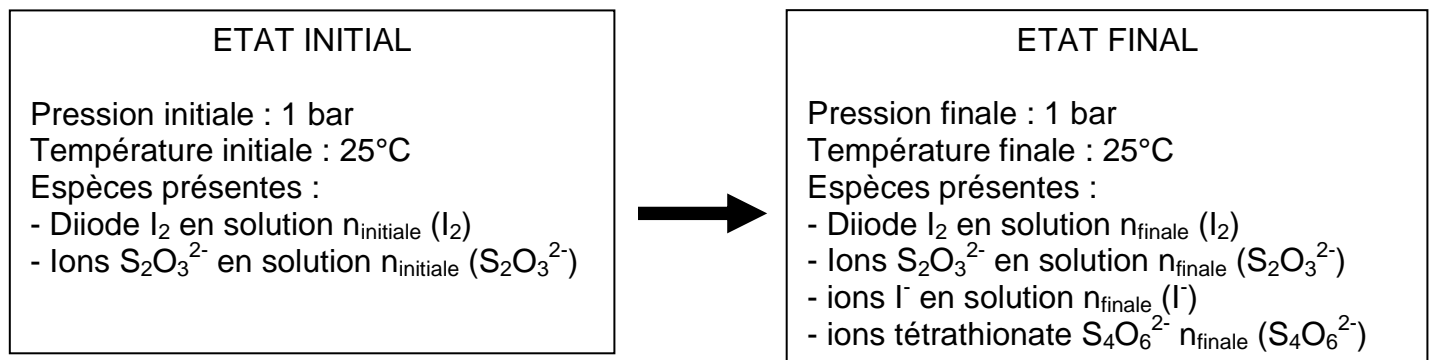
	Expérience N°2	Expérience N°3
Couleur de la solution finale	Incolore	Orange
Conclusion	Il ne reste plus de diiode dans la solution finale.	Il reste du diiode dans la solution finale.

Dans ce chapitre nous allons étudier une réaction chimique et faire le bilan des quantités de matières, c'est à dire voir **quelle quantité** de réactifs a réagi et **quelle quantité** de produits, il s'est formé dans les expérience 2 et 3.

2. Transformation chimique :

Définition : On nomme **transformation chimique** le passage d'un système chimique initial (instant où les espèces chimiques sont mises en contact) à un système chimique final (lorsque la composition du système n'évolue plus).

Ici nous étudions la réaction entre le diiode I_2 et les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ on obtient des ions I^- et des ions tétrathionate $S_4O_6^{2-}$.



La description à l'échelle macroscopique de l'évolution d'un système chimique est modélisée par un processus appelé **réaction chimique** et décrite par une **équation chimique**.

Ici l'équation de réaction s'écrit : $1 I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2 I^-(aq) + 1 S_4O_6^{2-}(aq)$

De manière générale, pour écrire l'équation de la réaction, **il faut respecter la loi de conservation des éléments chimiques** (ici il y a **2** atomes de diiode à gauche et à droite, **4** atomes de soufre et **6** atomes d'oxygène) **et la loi de conservation de la charge électrique** (ici **4** charges élémentaires $-e$ à gauche et à droite) de part et d'autre de la flèche symbolisant le processus d'évolution.

3. Réactif limitant :

La solution finale de l'expérience n°2 est **incolor**, donc elle ne contient plus de **diiode**.

Le diiode a totalement **réagi**, c'est le réactif limitant.

La solution finale de l'expérience n°3 est **orange**, donc elle contient encore du **diiode**.

Le diiode n'a pas totalement **réagi** c'est le réactif en **excès**.

La réaction chimique se déroulant jusqu'à ce que l'un des réactifs ait totalement réagi, le réactif limitant de l'expérience n°3 est, dans ce cas, **l'ion thiosulfate $S_2O_3^{2-}$** .

Dans une réaction chimique, le réactif limitant est le réactif qui est totalement consommé, il limite (empêche) l'avancement de la réaction.

4. Stoechiométrie d'une réaction chimique :

Lors d'une transformation chimique, les quantités de matière consommées des réactifs et les quantités de matière formées des produits dépendent les unes des autres :

On appelle stoechiométrie les relations de proportionnalité qui existent entre les quantités de matière consommées des réactifs et les quantités de matière formées des produits lors d'une transformation chimique.

Dans la réaction étudiée, la consommation d'une molécule de I_2 et de 2 ions $S_2O_3^{2-}$ entraîne la formation de 2 ions I^- et d'un ion $S_4O_6^{2-}$.

De même, la consommation de $6 \cdot 10^{23}$ molécules de I_2 et de $2 \times 6 \cdot 10^{23}$ ions $S_2O_3^{2-}$ entraîne la formation de $2 \times 6 \cdot 10^{23}$ ions I^- et de $6 \cdot 10^{23}$ ions $S_4O_6^{2-}$.

C'est à dire, la consommation de 1 mole de molécules de I_2 et de 2 moles d'ions $S_2O_3^{2-}$ entraîne la formation de 2 moles d'ions I^- et de 1 mole d'ions $S_4O_6^{2-}$.

Et ainsi de suite, la consommation de 10 moles de molécules de I_2 et de 20 moles d'ions $S_2O_3^{2-}$ entraîne la formation de 20 moles d'ions I^- et de 10 moles d'ions $S_4O_6^{2-}$ etc

Ainsi le diiode I_2 et les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ réagissent dans des proportions de 1 pour 2, et les ions I^- et $S_4O_6^{2-}$ sont simultanément formés dans les proportions de 2 pour 1.

Plus généralement, la consommation de $1x$ moles de molécules de I_2 et de $2x$ moles d'ions $S_2O_3^{2-}$ entraîne la formation de $2x$ moles d'ions I^- et de x moles d'ions $S_4O_6^{2-}$.

5. Tableau d'avancement :

Le tableau d'avancement décrit l'évolution des quantités de matière d'un système de l'état initial à l'état final. Dans ce tableau on indique les quantités de matière présente pour chaque espèce, à un instant donné.

ETAT INITIAL :

Dans l'état initial on met les quantités de matière initiale des réactifs, la réaction n'ayant pas commencé, on met des zéros dans les colonnes des produits formés.

Compléter les tableaux pour les expériences 2 et 3 : On note n_i les quantité de matière initiale.

Expérience 2	1 $I_2(aq)$ + 2 $S_2O_3^{2-}(aq)$ →		2 $I^-(aq)$	+ 1 $S_4O_6^{2-}(aq)$
Etat du système	$n(I_2)$	$n(S_2O_3^{2-})$	$n(I^-)$	$n(S_4O_6^{2-})$
Etat initial	$n_i(I_2) = C \cdot V_i$ $n_i(I_2) = 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3}$ $n_i(I_2) = 0,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $n_i(I_2) = 0,1 \text{ mmol}$	$n_i(S_2O_3^{2-}) =$ 0,4 mmol	0	0

Expérience 3	1 $I_2(aq)$ + 2 $S_2O_3^{2-}(aq)$ →		2 $I^-(aq)$	+ 1 $S_4O_6^{2-}(aq)$
Etat du système	$n(I_2)$	$n(S_2O_3^{2-})$	$n(I^-)$	$n(S_4O_6^{2-})$
Etat initial	$n_i(I_2) = 0,25 \text{ mmol}$	$n_i(S_2O_3^{2-}) =$ 0,4 mmol	0	0

ETAT INTERMEDIAIRE ou aussi appelé « en cours de réaction » :

Lorsque la transformation s'effectue, on dit que la réaction « avance ». Notons x la quantité de diiode I_2 qui disparaît.

Lorsque x mol de I_2 réagissent, il ne reste plus que $n_i(I_2) - x$ mol de réactif I_2 , de même $2x$ mol de $S_2O_3^{2-}$, il ne reste plus que $n_i(S_2O_3^{2-}) - 2x$ mol de réactif $S_2O_3^{2-}$, et il se forme $2x$ mol de I^- et x mol de $S_4O_6^{2-}$.

On écrit alors :

Equation chimique	$1 I_2(aq)$	$+ 2 S_2O_3^{2-}(aq)$	\rightarrow	$2 I^-(aq)$	$+ 1 S_4O_6^{2-}(aq)$
Etat du système	$n(I_2)$	$n(S_2O_3^{2-})$		$n(I^-)$	$n(S_4O_6^{2-})$
Etat intermédiaire	$n_i(I_2) - x$	$n_i(S_2O_3^{2-}) - 2x$		$2x$	x

Avancement d'une réaction :

L' avancement d'une réaction, noté x , est une grandeur, qui permet de décrire l'évolution d'un système chimique, les quantités de réactifs consommés et les quantités de produits formés sont proportionnelles à cette grandeur x . Cette grandeur s'exprime en mole.

ETAT FINAL ET BILAN DE MATIERE:

Lorsque la transformation s'effectue, x croît de zéro à une valeur maximale x_{max} correspondant à l'achèvement de la réaction, c'est à dire à la disparition du réactif limitant.

On détermine la valeur de x_{max} en écrivant qu'à la fin de la transformation, la quantité de réactif limitant présent est nulle.

Exemple :

Pour l'expérience 2 :

Le réactif limitant est I_2 , donc on écrit que $n_i(I_2) - x_{max} = 0$

Soit $x_{max} = n_i(I_2) = 0,1$ mmol.

On complète le tableau d'avancement :

Expérience 2		$1 I_2(aq)$	$+ 2 S_2O_3^{2-}(aq)$	\rightarrow	$2 I^-(aq)$	$+ 1 S_4O_6^{2-}(aq)$
Etat du système	Avancement	$n(I_2)$	$n(S_2O_3^{2-})$		$n(I^-)$	$n(S_4O_6^{2-})$
Etat initial	$x=0$	0,1	0,4		0	0
Etat intermédiaire	x	$0,1 - x$	$0,4 - 2x$		$2x$	x
Etat final	$x_{max} = 0,1$ mmol	$0,1 - 0,1 = 0$	$0,4 - 2 \times 0,1$ $=$ 0,2		$2 \times 0,1 = 0,2$	0,1

Pour l'expérience 3 :

Le réactif limitant est $S_2O_3^{2-}$ donc on écrit que $n_i(S_2O_3^{2-}) - 2 x_{max} = 0$

Soit $x_{max} = n_i(S_2O_3^{2-}) / 2 = 0,4 / 2 = 0,2$ mmol.

On complète le tableau d'avancement :

Expérience 3		$1 I_2(aq)$	$+ 2 S_2O_3^{2-}(aq)$	\rightarrow	$2 I^-(aq)$	$+ 1 S_4O_6^{2-}(aq)$
Etat du système	Avancement	$n(I_2)$	$n(S_2O_3^{2-})$		$n(I^-)$	$n(S_4O_6^{2-})$
Etat initial	$x=0$	0,25	0,4		0	0
Etat intermédiaire	x	$0,25 - x$	$0,4 - 2x$		$2x$	x
Etat final	$x_{max} = 0,2$ mmol	$0,25 - 0,2$ $=$ 0,05	$0,4 - 2 \times 0,2$ $=$ 0		$2 \times 0,2 = 0,4$	0,2

On peut écrire pour l'expérience 2 :

ETAT INITIAL

Pression initiale : 1 bar
 Température initiale : 25°C
 Espèces présentes :
 - Diode I₂ en solution **0,1 mmol**
 - Ions S₂O₃²⁻ en solution **0,4 mmol**



ETAT FINAL

Pression finale : 1 bar
 Température finale : 25°C
 Espèces présentes :
 - Diode I₂ en solution **0 mmol**
 - Ions S₂O₃²⁻ en solution **0,2 mmol**
 - ions I⁻ en solution **0,2 mmol**
 - ions tétrathionate S₄O₆²⁻ **0,1 mmol**

On peut écrire pour l'expérience 3 :

ETAT INITIAL

Pression initiale : 1 bar
 Température initiale : 25°C
 Espèces présentes :
 - Diode I₂ en solution **0,25 mmol**
 - Ions S₂O₃²⁻ en solution **0,4 mmol**



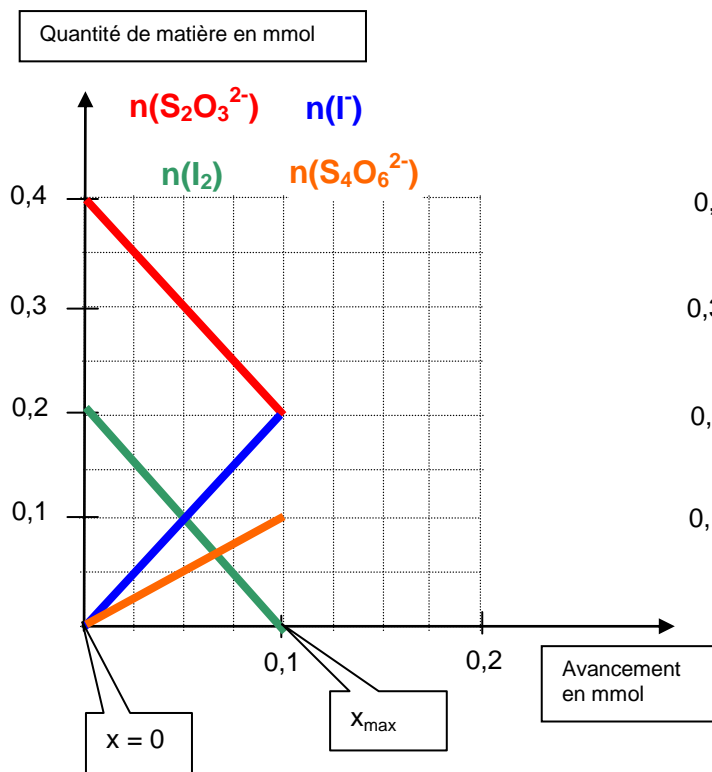
ETAT FINAL

Pression finale : 1 bar
 Température finale : 25°C
 Espèces présentes :
 - Diode I₂ en solution **0,05 mmol**
 - Ions S₂O₃²⁻ en solution **0 mmol**
 - ions I⁻ en solution **0,4 mmol**
 - ions tétrathionate S₄O₆²⁻ **0,2 mmol**

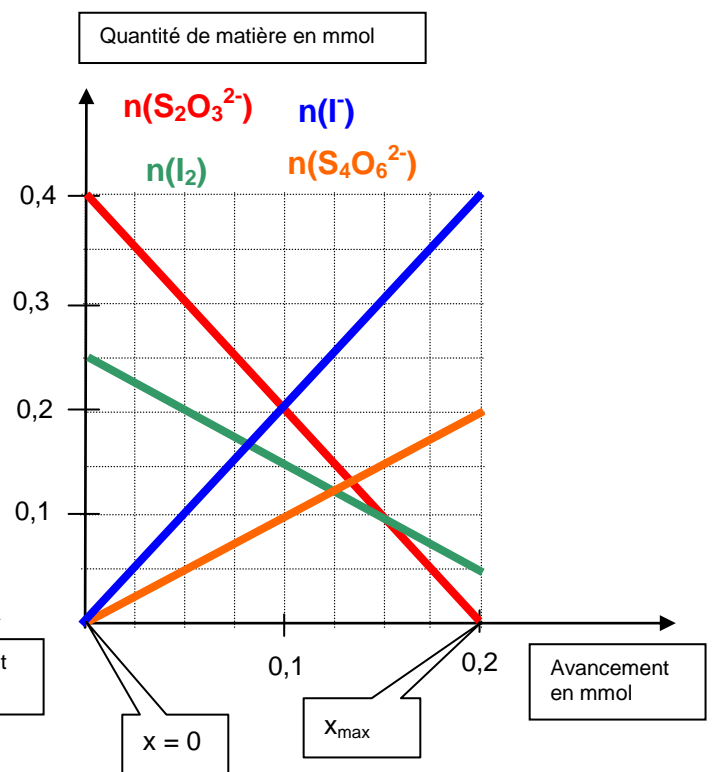
6. Graphique d'évolution :

On peut aussi faire un graphique de l'évolution de la réaction :

Pour l'expérience 2 :



Pour l'expérience 3 :



7. Généralisation :

Soit une réaction chimique dont l'équation est $a A + b B \rightarrow c C + d D$,

Où a, b, c, d sont les coefficients stoechiométriques de la réaction, et A, B, C, D les formules brutes des réactifs et produits de la réaction.

D'après l'équation de réaction, la formation d'une quantité c de C et d de D nécessite la consommation de a de A et b de B .

Le tableau d'évolution s'écrit :

Equation de réaction		$a A$	+	$b B$	\rightarrow	$c C$	+	$d D$
Etat du système	Avancement	$n(A)$		$n(B)$		$n(C)$		$n(D)$
Etat initial	$x = 0$	$n_i(A)$		$n_i(B)$		0		0
Etat intermédiaire	x	$n_i(A) - a x$		$n_i(B) - b x$		$c x$		$d x$
Etat final	x_{\max}	$n_i(A) - a x_{\max}$		$n_i(B) - b x_{\max}$		$c x_{\max}$		$d x_{\max}$

Détermination de x_{\max} :

Si A est le réactif limitant, alors $n_i(A) - a x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = \frac{n_i(A)}{a}$

Si B est le réactif limitant, alors $n_i(B) - b x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = \frac{n_i(B)}{b}$

8. Mélange stoechiométrique :

Un mélange initial est stoechiométrique si les quantités initiales des réactifs sont dans les proportions des nombres stoechiométriques de ces réactifs.

Dans l'état final, les quantités des réactifs sont nulles, seuls sont présents les produits de la réaction.

Et alors $x_{\max} = \frac{n_i(A)}{a} = \frac{n_i(B)}{b}$