

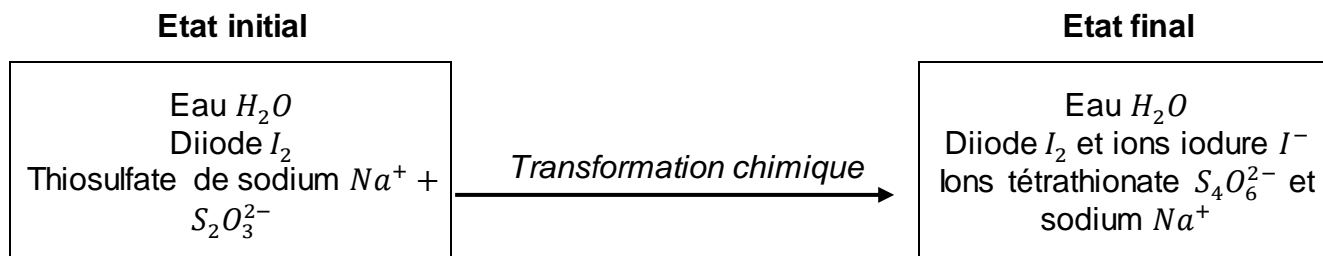
Chapitre n°5 : Changement de couleur et réaction chimique

I. Evolution d'un système chimique et avancement

Etude d'un exemple : réaction entre les ions thiosulfate et le diiode (voir activité expérimentale 1 du chap5)

1. Transformation chimique : passage d'un système* d'un état initial à un état final

* mélange d'espèces chimiques dont certaines peuvent réagir entre elles et se transformer.



* Réactif : espèce chimique présente dans l'état initial et qui est transformée. Ici les réactifs sont : I_2 et $S_2O_3^{2-}$

* Produit : espèce chimique présente dans l'état final mais pas dans l'état initial. Ici les produits sont : I^- et $S_4O_6^{2-}$

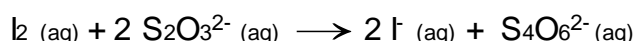
2. La réaction chimique et son équation

* réaction chimique : opération qui permet à une ou plusieurs espèces chimiques (les réactifs) d'être transformées.

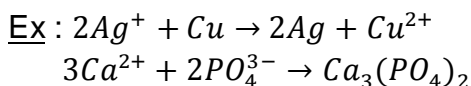
* équation chimique : écriture symbolique de la réaction chimique, indiquant les formules des réactifs et des produits.

Remarque : La différence que l'on fait entre une transformation chimique et une réaction chimique. Dans une transformation chimique on considère toutes les espèces présentes alors que dans une réaction on ne regarde que les réactifs et les produits.

Equation de la réaction chimique : Réactifs \rightarrow Produits



Dans l'équation d'une réaction chimique, il faut respecter la conservation de la charge et des atomes à l'aide des *coefficients stœchiométriques*.



3. Interprétation de la réaction à l'aide de l'équation

Les réactifs disparaissent et les produits apparaissent en respectant la stœchiométrie de la réaction : x moles de I_2 réagissent avec 2x moles d'ions $S_2O_3^{2-}$ pour donner 2x moles de I^- et x moles de $S_4O_6^{2-}$.

4. Bilan de matière

Cas n° 1 : correspond à *l'expérience 2* de l'activité 1 de ce chapitre.

L'évolution de la réaction peut être décrite dans un tableau d'avancement où x est l'avancement de la réaction exprimé en mole (symbole mol). Il permet de décrire l'évolution de la réaction.

		$I_2 (aq) + 2 S_2O_3^{2-} (aq) \rightarrow 2 I^- (aq) + S_4O_6^{2-} (aq)$			
Etat	avancement	Quantités de matière (mol)			
initial	0	$3,0 \times 10^{-4}$ mol	$4,0 \times 10^{-4}$ mol	0	0
en cours	x	$3,0 \times 10^{-4} - x$	$4,0 \times 10^{-4} - 2x$	$2x$	x
final	$x_{max} =$				

Quand la réaction est-elle terminée ?

- Si I_2 a été entièrement consommé alors : $3,0 \times 10^{-4} - x = 0$ dans l'E.F soit $x = 3,0 \times 10^{-4}$ mol
- Si c'est $S_2O_3^{2-}$ qui a été entièrement consommé : $4,0 \times 10^{-4} - 2x = 0$ dans l'E.F soit $x = 2,0 \times 10^{-4}$ mol

La valeur maximale qui peut être atteinte par l'avancement est $x_{max} = 2,0 \times 10^{-4}$ mol et l'état final est complété avec cette valeur de x .

Nous dirons que : I_2 est le réactif en **excès** et $S_2O_3^{2-}$ est le réactif en **limitant** ou en **défaut**

Retenons (hachette p 88) : pour déterminer la valeur de x_{max} , on calcule les valeurs de l'avancement qui annulent les quantités de chacun des réactifs. La plus petite de ces valeurs correspond à l'avancement maximal x_{max} . Le réactif qui lui est associé est le **réactif limitant**.

Cas n°2 : un cas particulier

		$I_2 (aq) + 2 S_2O_3^{2-} (aq) \rightarrow 2 I^- (aq) + S_4O_6^{2-} (aq)$			
Etat	avancement	Quantités de matière (mol)			
initial	0	$2,0 \times 10^{-4}$ mol	$4,0 \times 10^{-4}$ mol	0	0
en cours	x	$2,0 \times 10^{-4} - x$	$4,0 \times 10^{-4} - 2x$	$2x$	x
final	x_{max}	0	0	$4,0 \times 10^{-4}$	$2,0 \times 10^{-4}$

Quand l'un des réactifs a disparu :

- Si $n(I_2) = 0$ alors : $2,0 \times 10^{-4} - x = 0$ donc $x = 2,0 \times 10^{-4}$ mol = x_1
- Si $n(S_2O_3^{2-}) = 0$ alors : $4,0 \times 10^{-4} - 2x = 0$ donc $x = 2,0 \times 10^{-4}$ mol = x_2

On constate que $x_1 = x_2$: l'avancement maximal est **$x_{max} = 2,0 \times 10^{-4}$ mol**

Ici, tous les réactifs ont été consommés, car ils étaient en *proportions stoechiométriques*.

Retenons (hachette p88) : un mélange initial est **stœchiométrique** si les quantités initiales des réactifs sont dans les proportions des nombres stœchiométriques des réactifs.

Dans notre exemple : $\frac{n_i(I_2)}{1} = \frac{n_i(S_2O_3^{2-})}{2}$

Remarque importante : Seuls des quantités de matière doivent figurer dans un tableau d'avancement. Il est possible de les déterminer si nécessaire à l'aide des formules suivantes :

$$n = C \times V \quad \text{et} \quad n = \frac{m}{M}$$

II. Absorbance d'une solution colorée

1) Définition

L'absorbance notée A est la proportion de lumière absorbée par une solution à une longueur d'onde λ donnée. L'absorbance est proportionnelle à la valeur de la concentration de la solution.

Loi de Beer-Lambert :

$$A = k \times C$$

pour une longueur d'onde λ donnée

avec A : absorbance sans unité et k : constante

C concentration molaire en mol.L⁻¹

2) Mesure (voir Tp)

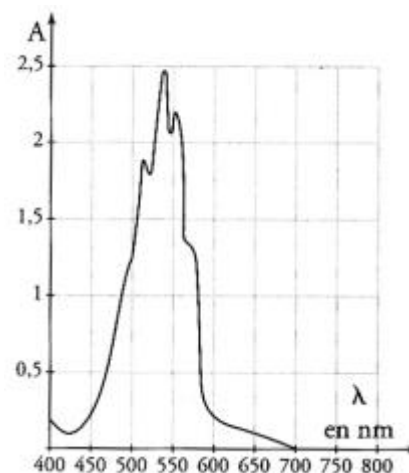
On utilise un **spectrophotomètre** qui permet de mesurer l'absorbance A d'une solution.

Exemple : Spectre d'absorption d'une solution de permanganate de potassium: $A = f(\lambda)$

Pour réaliser des mesures d'absorbance, le spectrophotomètre est réglé sur la longueur d'onde λ_{\max} correspondant au maximum d'absorption de la solution étudiée.

Pour le spectre précédent : $\lambda_{\max} = 540 \text{ nm}$.

Nous pouvons alors mesurer l'absorbance en fonction de la concentration de la solution $A = f(C)$



3) Application au dosage

Activité - Dosage du Dakin

Doser une espèce chimique en solution consiste à déterminer sa concentration C. Si elle est colorée, nous pouvons effectuer un dosage spectrophotométrique par étalonnage.