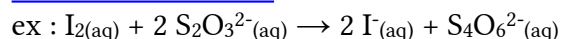


Chapitre 5 χ : la réaction chimique

TP p 80 ancienne édition

I. Évolution d'un système chimique

1. Réactif limitant



Seule I_2 est une espèce colorée, toutes les autres sont incolores.

- si, lorsque la réaction est terminée, la solution finale est incolore, c'est que tout le diiode a été consommé ; on dit que I_2 est le réactif limitant ;
- si, au contraire, la solution finale est encore légèrement brune, c'est qu'il reste du diiode lorsque la réaction est terminée. Dans ce cas, on dit que I_2 était en excès.

Le réactif limitant est celui qui est totalement consommé lorsque la réaction chimique est terminée.

2. Stoechiométrie ($\sigma\tau\omicron\iota\chi\epsilon\iota\omicron\nu$: élément, $\mu\epsilon\tau\rho\epsilon\iota\nu$: mesure)

Une réaction chimique se traduit par une équation chimique.

Dans cette équation, pour respecter la conservation des éléments, il faut souvent ajouter des nombres devant certaines espèces, ici : 2 devant $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et 2 devant I^- .

Ces nombres sont appelés **coefficients stoechiométriques**. Le nombre 1 est ignoré.

Cela signifie que, pendant que la transformation s'opère, une mole de I_2 réagit avec 2 moles de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (ion thiosulfate) pour former 2 moles de I^- et une mole de $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ (ion tétrathionate).

Les réactifs réagissent toujours dans les mêmes proportions : c'est la stoechiométrie de la réaction.

3. Avancement. Tableaux d'avancement

Pour savoir jusqu'où ira une réaction chimique, on définit l'**avancement x** égal à la quantité de l'une des espèces qui apparaît divisée par le coefficient stoechiométrique de cette espèce.

Au début, à $t = 0$, $x = 0$

A la fin, à $t \infty$, $x = x_{\text{max}}$.

On consigne toutes les données connues dans un tableau d'avancement. ([projeter le diaporama](#))

Exemple 1 :

Considérons la combustion de 3 mol de carbone dans 4 mol de dioxygène. Quel est l'avancement maximal de cette réaction ? Réalisons le tableau ci-dessous :

		C	+	O ₂	→	CO ₂
E.I.	t = 0	3		4		0
	t qcq	3 - x		4 - x		x
E.F.	t ∞	3 - x _{max}		4 - x _{max}		x _{max}

L'avancement maximal x_{max} correspond à la disparition de l'un des réactifs. Supposons que le carbone soit ce réactif limitant ; cela signifie qu'il ne restera plus de carbone à la fin de la réaction, d'où :

$$3 - x_{\text{max}} = 0, \text{ soit } x_{\text{max}} = 3.$$

La quantité de dioxygène restant en fin de réaction vaudra $4 - x_{\text{max}} = 4 - 3 = 1 \text{ mol}$.

Le nombre obtenu est positif ; l'hypothèse formulée est la bonne. En fin de réaction, il restera :

$$3 - 3 = 0 \text{ mol de C et } 4 - 3 = 1 \text{ mol de O}_2.$$

L'état final comportera donc 1 mol de O_2 et 3 mol de CO_2 .

Exemple 2 :

Envisageons, maintenant, la combustion incomplète du carbone dans le dioxygène : il se forme du monoxyde de carbone. Si l'état initial est le même que précédemment, nous avons le tableau suivant :

		2 C	+	O ₂	→	2 CO
E.I.	t = 0	3		4		0
	t qcq	3 - 2.x		4 - x		2.x
E.F.	t ∞	3 - 2.x _{max}		4 - x _{max}		2.x _{max}

Supposons que le carbone soit, là encore, le réactif limitant :

$$3 - 2.x_{\max} = 0 \text{ soit } x_{\max} = 3/2 = 1,5.$$

La quantité de dioxygène restant en fin de réaction vaudra $4 - x_{\max} = 4 - 1,5 = 2,5$ mol .

Il se sera formé $2.x_{\max} = 3$ mol de CO . L'état final comportera donc 2,5 mol de O₂ et 3 mol de CO.

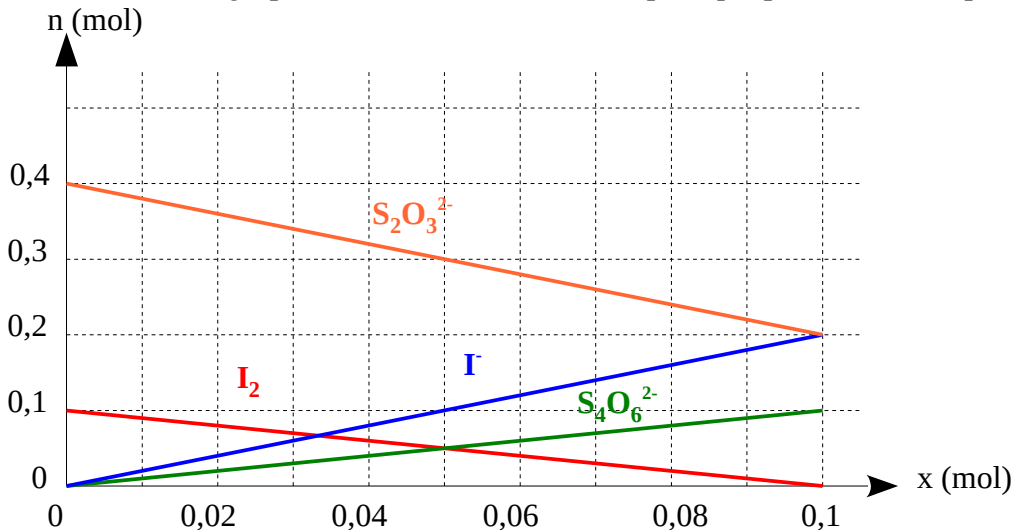
Exemple 3 :

Supposons, en reprenant l'exemple du début du cours, qu'au départ, on ait mis en présence 0,1 mol de diiode et 0,4 mol d'ions thiosulfate :

		I ₂	+	2 S ₂ O ₃ ²⁻	→	2 I ⁻	+	S ₄ O ₆ ²⁻
E.I.	t = 0	0,1		0,4		0		0
	t qcq	0,1 - x		0,4 - 2.x		2.x		x
E.F.	t ∞	0,1 - x _{max}		0,4 - 2.x _{max}		2.x _{max}		x _{max}

- si S₂O₃²⁻ est le réactif limitant, alors $0,4 - 2.x_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = 0,2$ mol ; ce qui amène pour I₂ a une valeur de $0,1 - 0,2 = -0,1$ mol : impossible !
- si I₂ est le réactif limitant, alors $0,1 - x_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = 0,1$ mol, ce qui conduit à :
 pour S₂O₃²⁻ : $0,4 - 2 \times 0,1 = 0,2$ mol : réactif en excès
 pour I⁻ : $2 \times 0,1 = 0,2$ mol
 pour S₄O₆²⁻ : 0,1 mol
 l'état final est donc : 0,2 mol de S₂O₃²⁻ + 0,2 mol de I⁻ + 0,1 mol de S₄O₆²⁻.

On utilise aussi le graphe d'évolution $n = f(x)$, très pratique pour trouver rapidement une quantité :

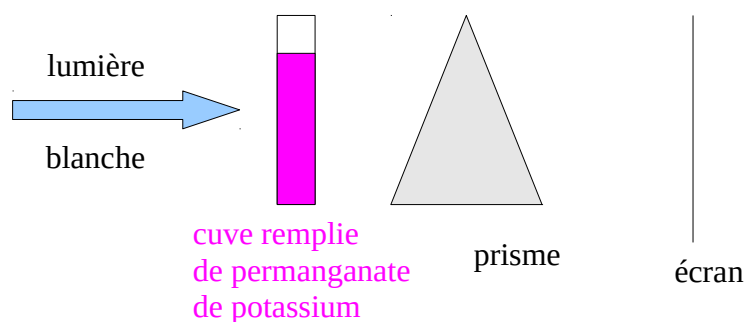


Ex 7, 10, 11 p 92

II. Loi de Beer-Lambert

1. Absorbance

expérience :



observation : dans le spectre affiché sur l'écran, il apparaît une bande sombre entre le vert et l'orange. D'après la roue chromatique, le permanganate de potassium absorbe surtout dans sa couleur complémentaire, le vert.

La couleur d'une solution résulte de la superposition des radiations de la lumière blanche qui ne sont pas absorbées.

La proportion de lumière absorbée par une solution, pour une longueur d'onde λ donnée, s'appelle l'absorbance A. C'est une grandeur sans unité.

L'absorbance est une grandeur additive : l'absorbance d'une solution est la somme de toutes les absorbances de toutes les espèces présentes dans la solution.

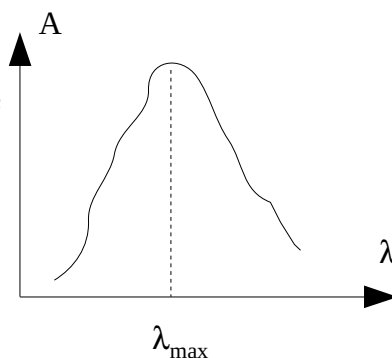
On mesure l'absorbance avec un spectrophotomètre.

voir fiche p 360

2. Spectre d'absorption

Le spectre d'absorption d'une espèce est le graphe $A = f(\lambda)$.

Pour réaliser des mesures d'absorbance, on règle le spectrophotomètre sur λ_{\max} car c'est pour cette absorbance que l'incertitude sur les mesures est la plus petite.



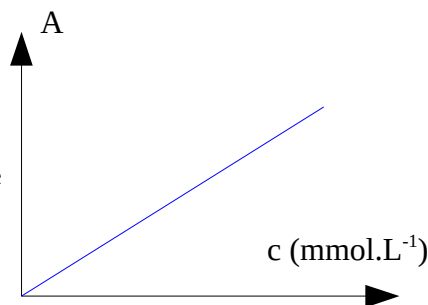
3. Courbe d'étalonnage

C'est la courbe $A = f(c)$.

L'absorbance A est proportionnelle à la concentration de la solution :

$$A = k.c$$

Attention : la courbe d'étalonnage se trace pour une longueur d'onde fixée !



4. Loi de Beer-Lambert

On vient de voir que A est proportionnelle à la concentration de la solution. On constate également que A est proportionnelle à l'épaisseur de la solution : plus l'épaisseur est grande, plus l'absorbance est grande. C'est la loi de Beer-Lambert :

$$A = \epsilon.l.c \quad \text{avec } l \text{ en cm et } c \text{ en mol.L}^{-1}$$

ϵ : coefficient d'extinction molaire, en $\text{mol}^{-1}.\text{cm}^{-1}.\text{L}$

ϵ dépend de l , de la température, du solvant, de l'espèce.

La loi de Beer-Lambert permet donc de doser une espèce chimique colorée qui est en solution, c'est-à-dire de déterminer sa concentration.

Ex 18, 19, 20 & 24 p 93-96

Exercices

Exercice 7 p 92

- Il y a décoloration de la solution de permanganate, ce qui prouve qu'une réaction chimique a eu lieu.
- Si les ions fer sont le réactif limitant, les ions permanganate vont se retrouver en excès dans le bécher : la solution va être violette. Si les ions permanganate sont le réactif limitant, alors la solution sera incolore.

Exercice 10 p 92

	2 Al	+	3 S	→	Al ₂ S ₃
t = 0	0,60		0,30		0
t qcq	0,60 - 2x		0,30 - 3x		x
t ∞	0,60 - 2x _{max}		0,30 - 3x _{max}		x _{max}

Exercice 11 p 92

- $n_1 = 9,0 - 3 \cdot x_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = 3,0 \text{ mol}$; $n_2 = 8,0 - 2 \cdot x_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = 4,0 \text{ mol}$.
- x_{\max} ne peut pas être égal à 4,0 mol sinon n_1 serait négatif. Donc la seule valeur acceptable est **3,0 mol**.
- Le réactif limitant est donc R1.

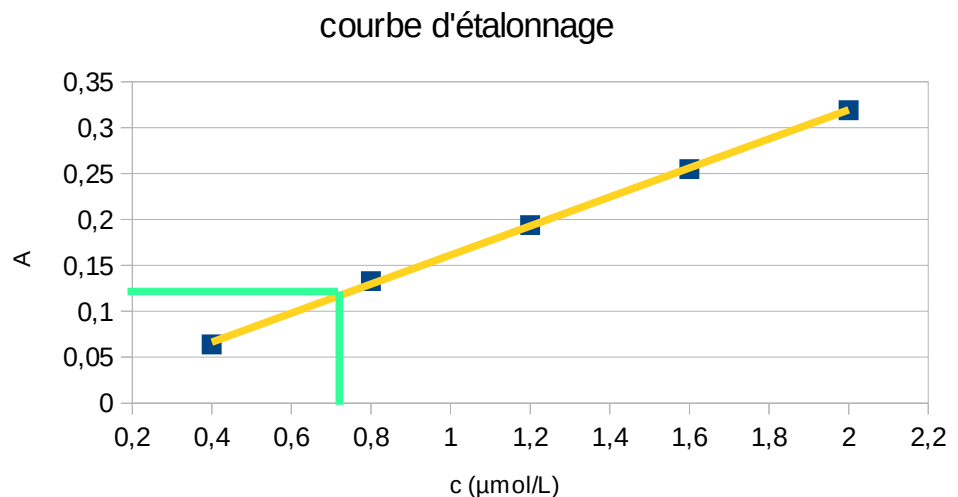
Exercice 12 p 92-93

	Fe ²⁺	+	2 OH ⁻	→	Fe(OH) ₂
t = 0	5,0 mmol		n		0
t qcq	5,0 - x		n - 2.x		x
t ∞	5,0 - x _{max} = 0		n - 2.x _{max}		x _{max}

- Si $5,0 - x_{\max} = 0$, alors $x_{\max} = 5,0 \text{ mol}$.
- Selon la réaction, $n(\text{OH}^-) = 2 \cdot n(\text{Fe}^{2+})$, donc $n_0(\text{OH}^-) = 10,0 \text{ mmol}$.

Exercice 18 p 93

- Voir ci-contre.
- Pour une absorbance $A = 0,126$, on trouve approximativement une concentration en bleu patenté de $0,7 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Exercice 19 p 94

- $$c(\text{Ag}^+) = \frac{n(\text{Ag}^+)}{V} \Leftrightarrow n(\text{Ag}^+) = c(\text{Ag}^+) \cdot V = 0,20 \times 5,0 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-3} = \mathbf{1,0 \text{ mmol}}$$

$$M(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{n(\text{Cu})} \Leftrightarrow n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{0,52}{63,5} = 8,2 \cdot 10^{-3} = \mathbf{8,2 \text{ mmol}}$$

2.

	2 Ag ⁺	+	Cu	→	2 Ag	+	Cu ²⁺
t = 0	1,0 mmol		8,2 mmol		0		0
t qcq	1,0 - 2.x		8,2 - x		2.x		x
t ∞	1,0 - 2.x _{max}		8,2 - x _{max}		2.x _{max}		x _{max}

Si Ag⁺ est le réactif limitant, alors $1,0 - 2.x_{\text{max}} = 0$, donc $x_{\text{max}} = 0,50$ mmol

$n(\text{Ag}^+) = 0$; $n(\text{Cu}) = 8,2 - 0,50 = 7,7$ mmol.

Si Cu est le réactif limitant, alors $8,2 - x_{\text{max}} = 0$, donc $x_{\text{max}} = 8,2$ mmol

$n(\text{Ag}^+) = 1,0 - 2 \times 8,2 = - 15,4$ mmol : impossible !

Donc Ag⁺ est le réactif limitant.

3. $n(\text{Ag}) = 2 \times 0,50 = 1,0$ mmol. Donc $m(\text{Ag}) = M(\text{Ag}) \times n(\text{Ag}) = 107,9 \times 1,0 \cdot 10^{-3} = 107,9 \cdot 10^{-3} = 107,9$ mg.

Exercice 20 p 94

1. $4 \text{ Al(s)} + 3 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$.

2.

	4 Al	+	3 O ₂	→	2 Al ₂ O ₃
t = 0	n ₀ (Al)		excès		
t qcq	n ₀ (Al) - 4.x		excès		2.x
t ∞	n ₀ (Al) - 4.x _{max} = 0		excès		2.x _{max} = 0,25

3. On a $2.x_{\text{max}} = 0,25$, donc $x_{\text{max}} = 0,125$ mol.

4. Si $n_0(\text{Al}) - 4.x_{\text{max}} = 0$, alors $n_0(\text{Al}) = 0,50$ mol.

5. $m(\text{Al}) = M(\text{Al}) \cdot n_0(\text{Al}) = 27 \times 0,5 = 13$ g.

Exercice 24 p 96

Distribuer la fiche méthode et la correction aux élèves.