



## Chapitre 4: Comment colorer une solution ?

### III. Colorer par transformation chimique.

#### 1. Quantité de matière et concentration molaire.

#### Exercice C1.

1. À 100 mL d'une solution de nitrate de cadmium (II),  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ , de concentration égale à  $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , on ajoute 100 mL d'une solution de cyanure de potassium, KCN, à  $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Déterminer les quantités de matières des réactifs.
2. On verse dans un bécher un volume  $V_1 = 20 \text{ mL}$  d'une solution ( $S_1$ ) de nitrate de cadmium (II) de concentration  $c_1 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . On ajoute un volume  $V_2 = 20 \text{ mL}$  d'une solution ( $S_2$ ) de sulfure de sodium de concentration  $c_2 = 0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Déterminer la quantité de matière d'ion cadmium et d'ions sulfure.
3. Un comprimé de médicament contient 400 mg d'ibuprofène de formule brute  $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2$ . Calculer la quantité de matière de l'ibuprofène contenu dans un comprimé.
4. Dans l'océan atlantique la concentration des ions sodium  $\text{Na}^+$  est  $0,48 \text{ mol/L}$ . - Calculer la quantité de matière d'ions sodium contenue dans une piscine alimentée par l'eau de cet océan et dont les dimensions sont : longueur 50m, largeur 12m et profondeur 3m.

La relation entre la masse  $m(\text{A})$  d'un échantillon d'une espèce chimique A,  $M(\text{A})$  et  $n(\text{A})$  est (doc. 4a) :

$$n \text{ en mol} \quad n(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{M(\text{A})} \quad \begin{array}{l} m \text{ en g} \\ M \text{ en g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{array}$$

La **concentration molaire**  $C(\text{A})$  d'une espèce A en solution est égale au quotient de la quantité  $n(\text{A})$  de l'espèce A dissoute par le volume  $V_{\text{solution}}$  de la solution obtenue :

$$C \text{ en mol}\cdot\text{L}^{-1} \quad C(\text{A}) = \frac{n(\text{A})}{V_{\text{solution}}} \quad \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ V \text{ en L} \end{array}$$

**La masse molaire moléculaire**  $M$  d'une espèce chimique moléculaire est la masse d'une mole de molécules de cette espèce. Elle s'exprime en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes qui composent la molécule.



## 2. Etude de l'évolution d'un système chimique.



### LES DEFINITIONS.

Le **réactif limitant** est le réactif qui va **disparaître totalement** à la fin de la réaction. L'autre réactif, celui qui restera à la fin est appelé réactif en excès.

L'**avancement** noté «  $x$  » est une grandeur en mole permettant de décrire l'évolution du système chimique.

L'**avancement maximal** est la valeur de l'avancement  $x$  atteint lorsque la transformation est terminée.

Sa valeur est **déterminée en corrélation avec le réactif limitant** puisque c'est quand ce dernier s'épuise que la réaction se termine.

Cet avancement maximal **fixe l'état final**, c'est-à-dire les quantités de matière des réactifs restant et des produits formés.

### 9 Exploiter un tableau d'avancement

- Extraire et exploiter des informations ; effectuer des calculs.

On donne le tableau d'avancement de la réaction entre le métal magnésium,  $\text{Mg (s)}$ , et le dioxygène,  $\text{O}_2 \text{ (g)}$  :

Équation chimique		$2 \text{ Mg (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ MgO (s)}$		
État du système	Avancement (en mmol)	Quantités de matière (en mmol)		
		$n(\text{Mg})$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{MgO})$
État initial	$x = 0$	10	4	0
État intermédiaire	$x = 2$	6	2	4
État final	$x = x_{\text{max}}$	2	0	...

1. Identifier le réactif limitant.
2. En déduire la valeur de l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .
3. Déterminer la quantité finale d'oxyde de magnésium,  $\text{MgO (s)}$ , formé.



Exercice C2 : Compléter les tableaux.

Combustion du carbone

équation de la réaction		$C + O_2 \rightarrow CO_2$		
Etat du système	Avancement en mol	Quantités		
Etat initial	$x = 0$	8	10	0
En cours de transformation	$x$			
Etat final	$x_{max} = \dots\dots\dots$			

Combustion du 1,1-diméthylhydrazine avec pour comburant, le tétraoxyde de diazote

équation de la réaction		$C_2H_8N_2 + 2 N_2O_4 \rightarrow 3 N_2 + 4 H_2O + 2 CO_2$				
Etat système	Avancement	Quantités				
Etat initial	$x = 0$	9	18	0	0	0
En cours de transformation	$x$					
Etat final	$x_{max} = \dots\dots\dots$					

Combustion du butane

équation de la réaction		$2 C_4H_{10} + 13 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$			
Etat système	Avancement	Quantités			
Etat initial	$x = 0$	5	70	0	0
En cours de transformation	$x$				
Etat final	$x_{max} = \dots\dots\dots$				



## 10 Construire un tableau d'avancement

- Construire un tableau ; effectuer des calculs.

Un mélange constitué de 0,60 mol de poudre d'aluminium, Al (s), et de 0,30 mol de poudre de soufre, S (s), est enflammé. Il se forme du sulfure d'aluminium, Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub> (s), selon la réaction d'équation :

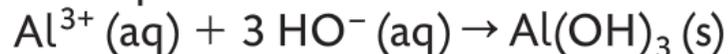


- Construire et compléter le tableau d'avancement associé à la réaction.

## 13 Décrire quantitativement l'état d'un système chimique

- Construire un tableau ; effectuer des calculs.

L'hydroxyde d'aluminium, Al(OH)<sub>3</sub> (s), est obtenu selon la réaction d'équation :



Initialement, le système chimique contient 3,0 mmol d'ions aluminium et 12,0 mmol d'ions hydroxyde.

1. Construire le tableau d'avancement.
2. Décrire quantitativement l'état du système chimique pour un avancement  $x + 2,0$  mmol et pour l'avancement maximal  $x_{\text{max}} + 3,0$  mmol.



## 12 Déterminer une quantité de réactif

- Construire un tableau ; utiliser un modèle.

En présence d'ions hydroxyde,  $\text{HO}^- (\text{aq})$ , les ions fer (II),  $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ , réagissent pour former un précipité vert d'hydroxyde de fer (II),  $\text{Fe}(\text{OH})_2 (\text{s})$ .

Les ions fer (II) constituent le réactif limitant et leur quantité initiale est égale à 5,0 mmol.

1. Recopier, puis compléter, ce tableau d'avancement :

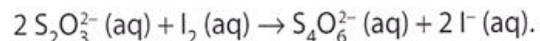
Équation chimique		$\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 (\text{s})$		
État du système	Avancement (en mmol)	Quantités de matière (en mmol)		
		$n(\text{Fe}^{2+})$	$n(\text{HO}^-)$	$n(\text{Fe}(\text{OH})_2)$
État initial	$x + 0$	...	...	...
État intermédiaire	$x$	...	...	...
État final	$x + x_{\text{max}}$	...	...	...

2. Déterminer la valeur de l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .
3. Calculer la quantité initiale d'ions hydroxyde,  $n_0(\text{HO}^-)$ , qui correspondrait au mélange stœchiométrique.



### Exercice C3 : Coloration d'une solution en fin de réaction.

On considère deux systèmes réactionnels, sièges de la même réaction d'équation :



La seule espèce colorée est le diiode  $\text{I}_2$ , de couleur brune.

1. Comment évolue la coloration de chaque système au cours de la transformation ? Justifier.
2. Les quantités de matière initiales des réactifs sont :

Système 1 :  $n_i(\text{I}_2) = 6,0 \times 10^{-4}$  mol et  $n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 7,0 \times 10^{-4}$  mol.

Système 2 :  $n_i(\text{I}_2) = 5,0 \times 10^{-4}$  mol et  $n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 7,0 \times 10^{-4}$  mol.

Lequel des deux systèmes aura la coloration la plus intense en fin de réaction ? Justifier.

### Exercice C4 : Formation d'eau.

Pour fabriquer de l'eau, on fait réagir 0,5 mol de dihydrogène et 0,4 mol de dioxygène.

- 1) Ecrire l'équation chimique correspondante, avec les nombres stœchiométriques corrects.
- 2) Compléter le tableau d'évolution suivant :

Equation de la réaction				
Etat du système	Avancement ( )	Quantités de matière en mol		
Etat initial				
En cours de transformation				
Etat final				

- 3) Donner l'expression de la quantité de matière de dihydrogène au cours du temps.
- 4) Déterminer l'avancement maximal de la réaction.
- 5) Quel est le réactif limitant ?
- 6) Faire le bilan de matière à l'état final.