Comment résoudre un exercice en utilisant un tableau d'avancement ?

Méthode : pour résoudre un exercice comportant un tableau d'avancement il faut si nécessaire :

- 1- Rechercher l'équation chimique.
- 2- Établir le tableau descriptif de la réaction chimique sans valeurs numériques.
- 3- Établir le bilan de matière à l'état initial c'est-à-dire calculer les quantités de matières initiales.

➤ à partir d'une masse (cas des solides, liquides ou gaz) en utilisant la relation $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$

➤ à partir d'une concentration (pour les espèces dissoutes en solution) en utilisant la relation $n(X) = C(X) \times V(\text{solution})$

- 4- Rechercher l'avancement maximal $x_{\max}$ et le réactif limitant.
- 5- Établir le bilan de matière à l'état final (Calculer les quantités de matières finales).
- 6- Calculer pour les différentes espèces X présentes dans l'état final :

➤ les masses (cas des solides, liquides ou gaz) en utilisant la relation $m(X) = n(X) \times M(X)$

➤ les concentrations (pour les espèces dissoutes en solution) en utilisant la relation $C(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{final}}}$

Exemple n°1 :

On réalise la combustion du magnésium par du dioxygène dans un flacon de combustion. À l'état initial, on introduit 0,30 mol de magnésium et 0,10 mol de dioxygène. Il se forme de l'oxyde de magnésium MgO.

Données : $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Mg) = 24,3 \text{ g.mol}^{-1}$

Suivre la démarche pour déterminer la masse d'oxyde de magnésium formé.

Équation chimique			
État du système	Avancement	Quantité de matière	
État initial			
État intermédiaire			
État final			

Exemple n°2 :

On étudie la transformation chimique se produisant lors du mélange d'un volume $V_1 = 5,0 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de fer III de concentration $c_1 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'un volume $V_2 = 1,0 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_2 = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$. Données : $M(Fe) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Suivre la démarche pour déterminer la masse d'hydroxyde de fer III formé.

Équation chimique			
État du système	Avancement	Quantité de matière	
État initial			
État intermédiaire			
État final			

Exemple n°3 :

Les ions cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ colorent une solution aqueuse en bleu.

On fait réagir des ions cuivre avec des ions hydroxyde $\text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$ incolores. Il se forme un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$.

↳ Dans un bécher, verser 50,0 mL de solution de sulfate de cuivre de concentration $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$, mesuré à l'éprouvette graduée.

↳ Ajouter 50,0 mL de solution de soude de concentration $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$, mesuré à l'éprouvette graduée.

↳ Filtrer le mélange.

Suivre la démarche pour déterminer la couleur du filtrat.

Équation chimique			
État du système	Avancement	Quantité de matière	
État initial			
État intermédiaire			
État final			

Plus de cuisine, place à la chimie

l'avancement x s'exprime en mol

Exemple n°1 :

On réalise la combustion du magnésium par du dioxygène dans un flacon de combustion. A l'état initial, on introduit 0,30 mol de magnésium et 0,10 mol de dioxygène. Il se forme de l'oxyde de magnésium MgO.

Données : $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Mg) = 24,3 \text{ g.mol}^{-1}$

Suivre la démarche pour déterminer la masse d'oxyde de magnésium formé.

Equation chimique		2 Mg	+	O ₂	->	2 MgO
Etat du système	Avancement	Quantité de matière				
Etat initial	0	$n(Mg)_i$		$n(O_2)_i$		0
Etat intermédiaire	x	$n(Mg) = n(Mg)_i - 2x$		$n(O_2) = n(O_2)_i - x$		$n(MgO) = 2x$
Etat final	x_{max}	$n(Mg)_f = n(Mg)_i - 2x_{max}$		$n(O_2)_f = n(O_2)_i - x_{max}$		$n(MgO)_f = 2x_{max}$

Hypothèse 1 :

Si le magnésium est le réactif limitant $n(Mg)_f = 0$ soit $n(Mg)_i - 2x_{max1} = 0$

On a alors $x_{max1} = n(Mg)_i / 2 = 0,30 / 2 = 0,15 \text{ mol}$

Hypothèse 2 :

Si le dioxygène est le réactif limitant $n(O_2)_f = 0$ soit $n(O_2)_i - x_{max2} = 0$

On a alors $x_{max2} = n(O_2)_i = 0,10 \text{ mol}$

La plus petite valeur est 0,10 mol donc $x_{max} = 0,10 \text{ mol}$ et le réactif limitant est le dioxygène.

Le réactif en excès est donc le magnésium.

D'après le tableau $n(MgO)_f = 2x_{max}$

Or $m(MgO)_f = n(MgO)_f \cdot M(MgO)$ d'où

$m(MgO)_f = 2 \cdot 0,10 \cdot (24,3 + 16,0) = 8,1 \text{ g}$

$m(MgO)_f = 2x_{max} \cdot M(MgO)$

$m(MgO)_f = 8,1 \text{ g}$

Exemple n°2 :

On étudie la transformation chimique se produisant lors du mélange d'un volume $V_1 = 5,0 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de fer III de concentration $c_1 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'un volume $V_2 = 1,0 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_2 = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$.

Suivre la démarche pour déterminer la masse d'hydroxyde de fer III formé.

Equation chimique		Fe ³⁺	+	3 OH ⁻	->	Fe(OH) ₃
Etat du système	Avancement	Quantité de matière				
Etat initial	0	$n(Fe^{3+})_i$		$n(OH^-)_i$		0
Etat intermédiaire	n	$n(Fe^{3+}) = n(Fe^{3+})_i - x$		$n(OH^-) = n(OH^-)_i - 3x$		x
Etat final	x_{max}	$n(Fe^{3+})_f = n(Fe^{3+})_i - x_{max}$		$n(OH^-)_f = n(OH^-)_i - 3x_{max}$		x_{max}

On doit commencer par déterminer les quantités de matière initiales :

$n(Fe^{3+})_i = c_1 \cdot V_1 = 1,00 \cdot 10^{-2} \times 5,0 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

$n(OH^-)_i = c_2 \cdot V_2 = 1,00 \times 1,0 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Hypothèse 1 :

Si l'ion fer III est le réactif limitant :

$n(Fe^{3+})_f = 0$ soit $n(Fe^{3+})_i - x_{max1} = 0$

On a alors $x_{max1} = n(Fe^{3+})_i = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

Hypothèse 2 :

Si l'ion hydroxyde est le réactif limitant :

$$n(\text{OH}^-)_f = 0 \text{ soit } n(\text{OH}^-)_i - 3x_{\text{max}2} = 0$$

$$\text{On a alors } x_{\text{max}2} = n(\text{OH}^-)_i / 3 = 1,0 \cdot 10^{-3} / 3 = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

La plus petite valeur est $5,0 \cdot 10^{-5}$ mol donc $x_{\text{max}} = 5,0 \cdot 10^{-5}$ mol et le réactif limitant est l'ion fer III.

Le réactif en excès est donc l'ion hydroxyde.

D'après le tableau $n(\text{Fe}(\text{OH})_3)_f = x_{\text{max}}$

Or $m(\text{Fe}(\text{OH})_3)_f = n(\text{Fe}(\text{OH})_3)_f \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3)$ d'où

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3)_f = 5,0 \cdot 10^{-5} \cdot (55,8 + 3 \times 16,0 + 3 \times 1,0) = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3)_f = x_{\text{max}} \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3)$$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3)_f = 5,3 \text{ mg}$$

Exemple n°3 :

Les ions cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ colorent une solution aqueuse en bleu.

On fait réagir des ions cuivre avec des ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ incolores. Il se forme un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$.

↳ Dans un bécher, verser 50,0 mL de solution de sulfate de cuivre de concentration $C = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, mesuré à l'éprouvette graduée.

↳ Ajouter 50,0 mL de solution de soude de concentration $C = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, mesuré à l'éprouvette graduée.

↳ Filtrer le mélange.

Suivre la démarche pour déterminer la couleur du filtrat.

Equation chimique		Cu^{2+}	+	2OH^-	->	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
Etat du système	Avancement	Quantité de matière				
Etat initial	0	$n(\text{Cu}^{2+})_i$		$n(\text{OH}^-)_i$		0
Etat intermédiaire	n	$n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{Cu}^{2+})_i - x$		$n(\text{OH}^-) = n(\text{OH}^-)_i - 2x$		x
Etat final	x_{max}	$n(\text{Cu}^{2+})_f = n(\text{Cu}^{2+})_i - x_{\text{max}}$		$n(\text{OH}^-)_f = n(\text{OH}^-)_i - 2x_{\text{max}}$		x_{max}

On doit commencer par déterminer les quantités de matière initiales :

$$n(\text{Cu}^{2+})_i = C \cdot V = 0,10 \times 50,0 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-)_i = C \cdot V = 0,10 \times 50,0 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Hypothèse 1 :

Si l'ion cuivre est le réactif limitant :

$$n(\text{Cu}^{2+})_f = 0 \text{ soit } n(\text{Cu}^{2+})_i - x_{\text{max}1} = 0$$

$$\text{On a alors } x_{\text{max}1} = n(\text{Cu}^{2+})_i = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Hypothèse 2 :

Si l'ion hydroxyde est le réactif limitant :

$$n(\text{OH}^-)_f = 0 \text{ soit } n(\text{OH}^-)_i - 2x_{\text{max}2} = 0$$

$$\text{On a alors } x_{\text{max}2} = n(\text{OH}^-)_i / 2 = 5,0 \cdot 10^{-3} / 2 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

La plus petite valeur est $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol donc $x_{\text{max}} = 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol et le réactif limitant est l'ion hydroxyde.

Le réactif en excès est donc l'ion cuivre.

Il reste des ions cuivre, le filtrat sera donc bleu.