

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			