



Chapitre 13 : Etablissement d'un bilan de matière

Introduction :

Nous avons vu au chapitre précédent comment décrire un système dans son état de départ et dans son état d'arrivée. Mais nous ne savions pas déterminer les quantités de matières des produits apparues et éventuellement les quantités de matières des réactifs restant. Nous allons pouvoir lever ce mystère à l'aide du tableau d'avancement.

I Relation entre les quantités de matière initiales des réactifs et l'état final : *Fiche élève*

Le paragraphe I peut reprendre le TP qui étudie la même réaction que ci-dessous. On pourra alors s'intéresser à l'erenmeyer contenant 10 mL d'acide et celui contenant 50 mL d'acide.

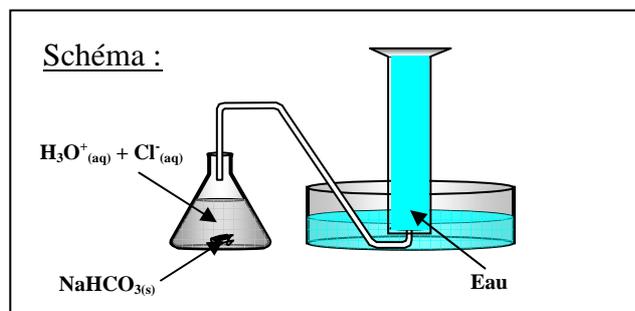
Raisonnons sur un exemple : réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydrogénocarbonate de sodium. L'équation chimique de cette réaction est :



1) Expériences et observations :

➤ Expérience 1 :

- Dans un erlenmeyer, on introduit 1 g d'hydrogénocarbonate de sodium ($\text{NaHCO}_3(\text{s})$) en poudre.
- Dans une ampoule à couler, on verse 5 mL de solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) à $c = 1 \text{ mol/L}$ et quelques gouttes de BBT.
- De l'erenmeyer sort un tube coudé qui vient dans une éprouvette retournée remplie d'eau elle-même dans un cristalliseur remplie d'eau.



➤ Remarque : rôle du BBT :

Le BBT (bleu de bromothymol) est un indicateur coloré, il est jaune en milieu acide et bleu en milieu basique.

➤ Observations :

Il se dégage peu de gaz, la solution résultante dans l'erenmeyer est bleu (l'acide a totalement réagi) et il reste de la poudre dans l'erenmeyer.

➤ Expérience 2 :

On effectue la même expérience en gardant la même masse d'hydrogénocarbonate de sodium mais en utilisant un volume de 15 mL de solution d'acide chlorhydrique.

➤ Observations :

Il se dégage beaucoup de gaz, la solution résultante dans l'erenmeyer est jaune (il reste de l'acide) et il n'y a plus de poudre dans l'erenmeyer (l'hydrogénocarbonate a totalement réagi).

2) Calcul des quantités de matières initiales :

➤ Expérience 1 :

$$n_{\text{NaHCO}_3} = \frac{m}{M} = \frac{1}{84} = 1.2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = c \times V = 1 \times 5 \cdot 10^{-3} = 0.5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

➤ Expérience 2 :

$$n_{\text{NaHCO}_3} = \frac{m}{M} = \frac{1}{84} = 1.2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = c \times V = 1 \times 15 \cdot 10^{-3} = 1.5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$



3) Conclusion :

A l'aide de ce cas simple, nous pouvons voir que les quantités initiales de réactifs vont déterminer la quantité de produit formée ainsi que la quantité de réactif qui va rester.

II Un outil : l'avancement de la réaction :

Celui-ci va nous permettre de déterminer précisément les quantités de substances en présence dans l'état final.

1) Définition :

L'avancement de la réaction sera noté x , c'est un nombre exprimé en moles.

Pour étudier une réaction, on va se servir d'un tableau d'avancement qui va se présenter ainsi :

2) Exemple : Pour l'erenmeyer 1 du II :

Equation chimique de la réaction		$\text{NaHCO}_{3(s)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{Na}^+_{(aq)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$				
Etat du système	Avancement	$n\text{NaHCO}_{3(s)}$	$n \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$	$n\text{CO}_{2(g)}$	$n\text{Na}^+_{(aq)}$	$n\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Initial	$x = 0$	$1.2 \cdot 10^{-2}$	$0.5 \cdot 10^{-2}$	0	0	excès
En cours	x	$1.2 \cdot 10^{-2} - x$	$0.5 \cdot 10^{-2} - x$	x	x	excès

Vu que les coefficients stoechiométriques sont tous égaux à 1, quand une mole de $\text{NaHCO}_{3(s)}$ disparaît, une mole de $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ disparaît, et une mole de $\text{CO}_{2(g)}$ apparaît.

3) Autre exemple : et si les coefficients stoechiométriques sont différents de 1 ?

Prenons la réaction de précipitation de l'hydroxyde de cuivre II :

Equation chimique de la réaction		$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(aq)}$			
Etat du système	Avancement	$n \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$	$n \text{OH}^-_{(aq)}$		$n \text{Cu}(\text{OH})_{2(aq)}$
Initial	$x = 0$	$n_{\text{init}}\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$	$n_{\text{init}}\text{OH}^-_{(aq)}$		0
En cours	x	$n_{\text{init}}\text{Cu}^{2+}_{(aq)} - x$	$n_{\text{init}}\text{OH}^-_{(aq)} - 2x$		x

Quand une mole de $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ disparaît, deux moles de $\text{OH}^-_{(aq)}$ disparaissent, pour donner une mole de $\text{Cu}(\text{OH})_{2(aq)}$.

Remarque : Les coefficients stoechiométriques de l'équation se retrouve uniquement dans la ligne décrivant l'état du système « en cours ».

4) Cas général :

Equation chimique de la réaction		$a \text{A} + b \text{B} \rightarrow c \text{C} + d \text{D}$				
Etat du système	Avancement	$n(\text{A})$	$n(\text{B})$		$n(\text{C})$	$n(\text{D})$
Initial	$x = 0$	$n(\text{A})_i$	$n(\text{B})_i$		$n(\text{C})_i$	$n(\text{D})_i$
En cours	x	$n(\text{A})_i - a x$	$n(\text{B})_i - b x$		$n(\text{C})_i + c x$	$n(\text{D})_i + d x$



III Réactif limitant, avancement maximal et mélange stoechiométrique :

1) Réactif limitant :

Le réactif limitant, c'est celui qui va disparaître totalement à la fin de la réaction

Dans notre expérience de départ :

Dans l'erenmeyer 1 il s'agit de l'acide.

Dans l'erenmeyer 2 il s'agit de la poudre.

2) Mélange stoechiométrique :

On dit que l'on a introduit les réactifs en **mélange stoechiométrique** si à la fin de la transformation, **les réactifs ont tous disparu entièrement**. Ils sont donc tous réactifs limitant.

3) Avancement maximal :

- **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.
- Comment détermine t-on cet avancement maximal ?

Exemple : Pour l'erenmeyer 1 :

On détermine l'avancement maximal en écrivant que les quantités de matières sont forcément supérieures ou égales à 0 :

$$1.2 \cdot 10^{-2} - x \geq 0 \quad \text{donc} \quad x_{\max 1} = 1.2 \cdot 10^{-2}$$

$$0.5 \cdot 10^{-2} - x \geq 0 \quad \text{donc} \quad x_{\max 2} = 0.5 \cdot 10^{-2}$$

Le x_{\max} à considérer est le plus petit des deux trouvés précédemment. Ici : $x_{\max} = 0.5 \cdot 10^{-2}$.

Nous avons trouvé cet x_{\max} grâce à l'équation concernant $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, c'est donc lui le réactif limitant (en effet il n'en reste plus à l'état final).

Il nous suffit alors de compéter la dernière ligne du tableau :

Equation chimique de la réaction		$\text{NaHCO}_{3(\text{s})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{Na}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$				
Etat du système	Avancement	$n\text{NaHCO}_{3(\text{s})}$	$n \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	$n\text{CO}_{2(\text{g})}$	$n\text{Na}^+_{(\text{aq})}$	$n\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
Initial	$x = 0$	$1.2 \cdot 10^{-2}$	$0.5 \cdot 10^{-2}$	0	0	excès
En cours	x	$1.2 \cdot 10^{-2} - x$	$0.5 \cdot 10^{-2} - x$	x	x	excès
Final	x_{\max}	$0.7 \cdot 10^{-2}$	0	$0.5 \cdot 10^{-2}$	$0.5 \cdot 10^{-2}$	excès

➤ Applications :

On mélange $5 \cdot 10^{-3}$ moles de $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $6.0 \cdot 10^{-3}$ moles de $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$.

Dresser le tableau d'avancement complet de la transformation considérée.

Exercices n°10,11 et 15 p 170-171

Matériel :

- Un erlenmeyer + un bouchon à 2 trous + un tube à dégagement + un cristalliseur + deux éprouvettes graduées (1 grande 1 petite) + une ampoule à coulée + support + pince + balance + spatule
- Hydrogénocarbonate de sodium solide + BBT + solution d'acide chlorhydrique à 1 mol/L