

TP 5

La lampe à lave

Compétences attendues :

- ✓ Utiliser le volume molaire d'un gaz pour déterminer une quantité de matière.
- ✓ Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans un mélange (liquide ou solide) à partir de sa composition.
- ✓ Suivre l'avancement d'une réaction chimique. Déterminer le réactif en excès et calculer l'avancement maximal.

Contexte

La quantité de matière est une donnée essentielle pour le chimiste. Elle permet à l'aide d'un tableau d'avancement de prévoir la quantité de produit, produit lors d'une réaction chimique.

Problématique : Comment prévoir théoriquement puis expérimentalement la quantité de matière d'un gaz produit lors d'une réaction chimique?

Documents à disposition :**Doc 1 : Comment passer de la quantité de matière (en mol) à la masse (en g) ?**

La masse molaire atomique est la masse totale d'une mole d'atomes. On la note M et son unité est le gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Elle est donnée dans le tableau périodique.

Exemple : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(\text{Na}) = 23,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Pour la masse molaire d'une molécule ou masse molaire moléculaire, on fait la somme de toutes les masses molaires des atomes qui constituent cette molécule.

Exemple : calcul de la masse molaire moléculaire de H_2O :

$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Relation entre masse et quantité de matière : $n = \frac{m}{M}$



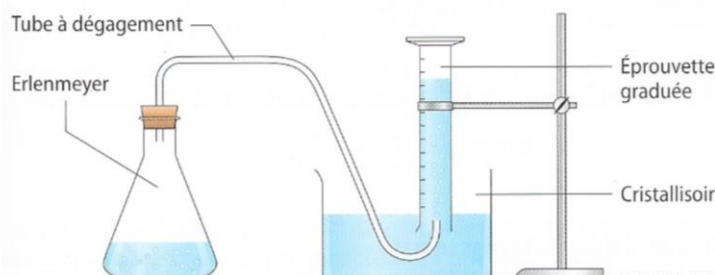
Retrouver toutes les explications en vidéo

**Doc 2 : Protocole expérimental de l'éruption colorée**

1. Verser 10 g de bicarbonate de sodium au fond d'un erlenmeyer de 100 mL
2. Ajouter 90 mL d'huile de colza.
3. Verser dans 3 petits béchers 10 mL environ de vinaigre blanc à 6° (ou d'acide éthanoïque) et rajouter pour chacun d'eux, une goutte de colorant mis à votre disposition (bleu, rouge et jaune).
4. A l'aide d'une pipette jaugée, pipeter 3,0 mL d'une des trois solutions de vinaigre blanc à 6° (ou d'acide éthanoïque) colorées.
5. Mettre rapidement le contenu de la pipette et boucher l'erlenmeyer rapidement pour pouvoir récupérer le gaz qui se dégage lors de la réaction chimique. (Voir montage du doc 3)

Doc 3 : Montage expérimental permettant de récupérer un gaz par déplacement d'eau.

- Remplir à moitié un cristalliseur et complètement une éprouvette graduée d'eau du robinet.
- Boucher l'éprouvette (avec un petit morceau de papier) et la renverser sur le cristalliseur (libérer le morceau de papier), la fixer à une pince et placer en dessous un tube à dégagement.
- Dans un erlenmeyer (ou un ballon), introduire les espèces nécessaires à la production du gaz puis placer rapidement le tube à dégagement sur l'erlenmeyer.
- Attendre la fin de la réaction et noter le volume de gaz recueilli.



Doc 4 : Tableau d'avancement

Retrouver toutes les explications en vidéo sur la chaîne



- Comment faire un tableau d'avancement et trouver le réactif limitant ?

<https://www.youtube.com/watch?v=WxeHfi-TC7Y&t=1s>

	Avancement (mol)	$\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2\text{HO}_{(aq)}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$		
Etat initial	0	$n_i(\text{Cu}^{2+})$	$n_i(\text{HO}^-)$	0
Etat final	x_{\max}	0	$n_i(\text{HO}^-) - 2x_{\max}$	x_{\max}

Exemple de tableau d'avancement utilisé lors de la réaction de précipitation d'hydroxyde de cuivre.

Liste du matériel et produits :

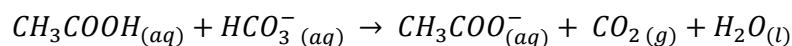
- Balance avec spatule et coupelle de pesée
- 3 petits béchers,
- 1 pipette jaugée de 3 mL,
- 1 Erlenmeyer (ou ballon) de 100mL et tube à dégagement adapté,
- 2 éprouvettes de 100mL,
- 1 cristalliseur
- Colorants alimentaires : bleu, rouge et vert ;
- Vinaigre blanc à 6° (ou Acide éthanoïque à 1,0 mol.L⁻¹)
- bicarbonate de sodium en poudre,
- huile de colza.

Données :

- Formule brute du bicarbonate de sodium : NaHCO_3
Remarque : c'est un solide ionique : $\text{Na}^+, \text{HCO}_3^-$
- Formule brute de l'acide éthanoïque contenu dans le vinaigre blanc : CH_3COOH
- Concentration de l'acide éthanoïque contenu dans le vinaigre blanc à 6° C = 1,0 mol.L⁻¹.
- Volume molaire : $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$ à 20°C et à la pression atmosphérique

Travail à faire :

1. Retrouver par le calcul, le volume théorique de CO₂ dégagé lors de la réaction que l'on peut modéliser par l'équation chimique suivante :

**APPEL N°1**

Appeler le professeur puis après validation, passer aux manipulations.

2. Réaliser le protocole expérimental à l'aide des documents 2 et 3 afin de récupérer le gaz (CO₂) qui est produit dans la lampe.
3. Noter le volume de dioxyde de carbone dégagé lorsque vous ne voyez plus de transformation chimique dans l'erenmeyer.
4. Comparer votre résultat théorique avec votre valeur expérimentale. Trouver les sources d'erreur.