



CH 3 EVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

(THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

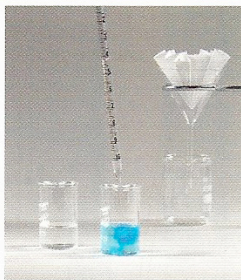
Activité 1 : Proportions stoechiométriques, réactif limitant, réactif en excès

On étudie la réaction totale entre les ions cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et les ions hydroxyde $\text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$ qui produit un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{HO})_{2(\text{s})}$: $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cu}(\text{HO})_{2(\text{s})}$

OBJECTIF Déterminer la composition finale d'un système pour une réaction totale.

Protocole Précipitation de l'hydroxyde de cuivre

Dans un bécher, introduire $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) de concentration $c_1 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, puis $V_2 = 4,0 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$) de concentration $c_2 = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Agiter. Filtrer le contenu du bécher, puis partager le filtrat dans deux béchers.



Matériel et produits

- Béchers de 100 mL
- Pipettes simples
- Burette graduée de 25 mL
- Fiole jaugée de 50 mL
- Matériel pour filtration
- Agitateur en verre
- Solution d'ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ à $c_1 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- Solution d'ions $\text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$ de concentration $c_2 = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$



Doc. Tableau d'avancement de la réaction étudiée

Un tableau d'avancement décrit l'évolution des quantités de matière au sein du système chimique entre son état initial et son état final.

		$1 \text{ Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{ HO}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow 1 \text{ Cu}(\text{HO})_{2(\text{s})}$		
Avancement*	Quantité de matière de...	$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$	$\text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$	$\text{Cu}(\text{HO})_{2(\text{s})}$
0	...apportée à l'état initial			
x	...en cours de réaction			
$x_f = x_{\text{max}}$	...présente à l'état final			

Vocabulaire

- L'avancement d'une réaction, noté x, est la quantité de matière formée lors d'une réaction pour un produit de nombre stoechiométrique égal à 1. Il est exprimé en moles (mol). Sa valeur augmente depuis 0 dans l'état initial jusqu'à sa valeur finale x_f dans l'état final. Si la réaction est totale, on note x_{max} l'avancement final.

Questions

1. Réaliser le protocole. Proposer des tests pour vérifier s'il reste des ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et des ions $\text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$ dans le filtrat. Les mettre en œuvre après accord du professeur. En déduire le réactif limitant.
2. Calculer les quantités de matière n_1 d'ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et n_2 d'ions $\text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$ apportées initialement. Recopier le tableau d'avancement (doc.), puis compléter la ligne donnant la composition initiale du système.
3. a. D'après l'équation de la réaction, si 1 mol de $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ a été consommée, quelles sont les quantités de matière de $\text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$ consommée et de $\text{Cu}(\text{HO})_{2(\text{s})}$ formée ? Qu'en est-il si x mol de $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ ont été consommées ?
b. En déduire l'expression des quantités de matière des réactifs et des produits en cours de réaction en fonction de x, n_1 et n_2 , puis compléter le tableau. Faire de même pour l'état final.
4. Quelle est la quantité de matière finale du réactif limitant ? En déduire la valeur de x_{max} , puis la composition finale du système.
5. Quel volume V'_2 de solution d'ions HO^{-} faudrait-il verser pour que les quantités de matière finales des deux réactifs soient nulles ? Proposer un protocole pour le vérifier. Le mettre en œuvre après accord du professeur. Le résultat est-il conforme aux prévisions ?

6. Mettre en œuvre le protocole pour un volume d'hydroxyde de sodium versé $V_2' = 25 \text{ mL}$. Effectuer les tests de la question 1 puis refaire les calculs des questions 2, 3 et 4.

Bilan : Quelle condition doivent respecter les quantités de matières initiales des réactifs pour que ceux-ci soient entièrement consommés dans l'état final ? Expliquer pourquoi on parle alors de proportions stoechiométriques.



CH 3 EVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

(THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

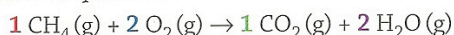
Activité 2 : Avancement d'une réaction chimique

Objectif : Construire un tableau d'avancement

Le gaz de ville est principalement constitué de méthane. Lors d'une fuite de gaz, le méthane est mélangé à l'air et peut exploser s'il se produit une étincelle. Cette transformation chimique peut être suivie à l'aide d'un tableau d'avancement.

A Détonation d'un mélange méthane-air

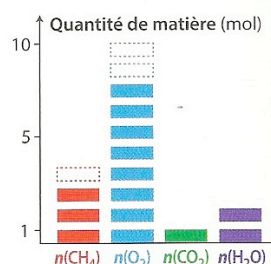
Le méthane $\text{CH}_4(\text{g})$ réagit avec le dioxygène de l'air $\text{O}_2(\text{g})$ selon une réaction de combustion totale d'équation :



- Pour certaines proportions du mélange méthane-air, une explosion peut se produire.
- Pour une quantité de méthane donnée, l'explosion la plus violente a lieu lorsque le mélange est **stœchiométrique** ; c'est le régime de détonation.

B État intermédiaire

Dans l'état intermédiaire $x = 1 \text{ mol}$, on peut schématiser les quantités de matière des réactifs et des produits sous la forme d'un graphique comme celui ci-contre :



C Tableau d'avancement

L'évolution des quantités de matière au cours de la transformation peut être suivie grâce à un tableau d'avancement.

On considère le cas suivant :

$$n_0(\text{CH}_4) = 4 \text{ mol et } n_0(\text{O}_2) = 10 \text{ mol}$$

Équation chimique		$1 \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
État du système	Avancement x en mol	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{CH}_4)$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{CO}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	0	4	10	0	0
États intermédiaires	1				
	2				
	3				
État final	4				

L'équation de la réaction traduit un **bilan de matière** :
1 mol de CH_4 réagit avec **2** mol de O_2 pour former **1** mol de CO_2 et **2** mol de H_2O .

En notant x l'**avancement de la réaction**, grandeur exprimée en mole, on a aussi :

1x mol de CH_4 réagit avec **2x** mol de O_2 pour former **1x** mol de CO_2 et **2x** mol de H_2O .

Ainsi, les quantités des réactifs diminuent selon :

$$n(\text{CH}_4) = 4 \text{ mol} - 1x \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 10 \text{ mol} - 2x \text{ mol}$$

et les quantités des produits augmentent selon :

$$n(\text{CO}_2) = 0 \text{ mol} + 1x \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0 \text{ mol} + 2x \text{ mol}$$

Pratique expérimentale

Construire un tableau REA

- a. Reproduire le tableau du document C dans un tableur ou utiliser le fichier fourni par le professeur. Compléter le tableau.
 b. Construire les histogrammes des différents états du système correspondant aux avancements $x = 0 \text{ mol}$ à $x = 4 \text{ mol}$ (doc. B).

Exploiter des informations ANA-RAIS

- Identifier le réactif limitant.

Utiliser un modèle pour décrire et prévoir REA

- a. On considère maintenant l'état initial suivant :
4 mol de CH_4 et 8 mol de O_2 .
 Modifier le tableau dans le tableur.

b. L'état initial correspond à celui d'un mélange stœchiométrique des réactifs. Quelle est la particularité de ce mélange ?

c. Déterminer la quantité initiale de dioxygène permettant, avec **3** mol de méthane, de former un mélange détonant (doc. A).

Un pas vers le cours

Présenter sous une forme appropriée COM

- Construire littéralement le tableau d'avancement de la transformation étudiée, en indiquant l'état initial ($x = 0$), un état intermédiaire ($0 < x < x_f$) et l'état final ($x = x_f$) et en notant $n_0(\text{CH}_4)$ et $n_0(\text{O}_2)$ les quantités initiales des réactifs.



CH 3 EVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

(THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

Activité 3 : Transformation totale ou non ?

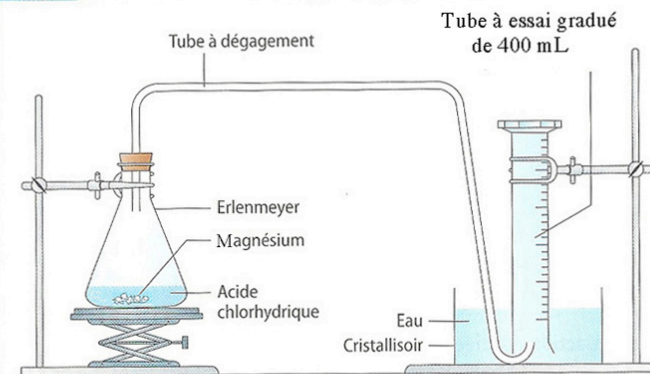
PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL

- On place 50 mL d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière $c = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 0,20 g de magnésium Mg dans un erlenmeyer surmonté d'un tube à dégagement.
- Le gaz dihydrogène H_2 formé est recueilli dans une éprouvette, préalablement remplie d'eau, et retournée dans un cristalliseur contenant de l'eau.

DONNÉES

- Volume molaire à 20 °C et sous pression atmosphérique : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Masse molaire atomique : $M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Couples oxydant/réducteur : $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})/\text{Mg}(\text{s})$ et $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$.

DOC 1 Schéma du montage expérimental



DOC 2 Tableau d'avancement

Un **tableau d'avancement** sert à figurer la quantité de matière des réactifs et des produits au fur et à mesure de la transformation chimique. L'**avancement x** correspond à la quantité de matière formée pour un produit de nombre stoechiométrique égal à 1. Il est exprimé en moles (mol).

Équation de la réaction		→			
État du système	Avancement de la réaction (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
		$n(\text{Mg}_{(\text{s})})$	$n(\text{H}^+_{(\text{aq})})$	$n(\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})})$	$n(\text{H}_{2(\text{g})})$
initial	$x = 0$				
en cours de transformation	x				
final (en considérant la transformation totale)	x_{max}				

ANALYSES

- Écrire les deux demi-équations électroniques d'oxydoréduction mises en jeu, puis l'équation de la réaction.
- Calculer les quantités de matière initiales des réactifs.
- Établir un tableau d'avancement pour déterminer l'avancement maximal de la réaction x_{max} .
- Quel est le réactif limitant ? Justifier.

MESURE ET CONCLUSION

- Réaliser l'expérience. Mesurer le volume de dihydrogène formé toutes les **2 minutes** jusqu'à obtention de l'état final. À partir des valeurs de volume de dihydrogène récupéré, déterminer l'évolution de l'avancement x au cours de la transformation. **Tracer la courbe représentative $x = f(t)$.** Déterminer l'avancement final x_f . La réaction est-elle totale ou non totale ? Justifier.

VOCABULAIRE

- Réactif limitant** : réactif entièrement consommé à la fin de la réaction.
- Système chimique** : ensemble d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles.
- Transformation totale** : transformation s'arrêtant quand un des réactifs est entièrement consommé. Ce dernier est appelé le « réactif limitant ».