Bilan de matière
Facteurs cinétiques

Ce TP comporte deux parties : une première partie qui s'intéresse au bilan de matière lors d'une réaction chimique entre Cu^{2+} et OH^- et l'autre partie qui met en évidence l'effet de facteurs cinétiques sur une réaction chimique.

Bilan de matière

Vous disposez :

- d'une solution de sulfate de cuivre ($Cu^{2+}_{(aq)}$, $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$) 0,1 mol.L^{-1},
- d'une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)}$, $OH^-_{(aq)}$) 0,5 mol.L^{-1},
- de verrerie : burette graduée, béchers, tubes à essai, éprouvettes graduées…..

I Etude qualitative

I.1. Etude de la réaction

- Remplir la burette graduée jusqu'au zéro (bas du ménisque sur la graduation zéro) avec la solution d'hydroxyde de sodium.
- Dans trois béchers différents, préparer les mélanges suivants (indiqués dans le tableau ci-dessous):

Note : pour l'eau distillée et la solution de sulfate de cuivre, utiliser l'éprouvette graduée et pour la solution d'hydroxyde de sodium, utiliser la burette graduée.

	Eau distillée	solution de sulfate de cuivre	solution d'hydroxyde de sodium
Système 1	12 mL	20 mL	4 mL
Système 2	8 mL	20 mL	8 mL
Système 3	0 mL	20 mL	16 mL

- Observation : ……..

- sachant que les ions SO_4^{2-} et Na^+ ne participent pas à la réaction (ions spectateurs) et qu'il se forme de l'hydroxyde de cuivre II de formule : $Cu(OH)_2$, écrire la réaction chimique équilibrée correspondante.

……

- quel est, selon vous, le bécher qui contient le plus de produit formé et le moins de produit formé ?

……..

- filtrer (entonnoir et papier filtre) le contenu de chacun des trois béchers dans trois autres béchers en repérant bien le numéro 1,2 et 3 .

I.2. Etude de l'état final

Le but de cette étape est de vérifier s'il reste des ions Cu^{2+} ou OH^- dans le mélange réactionnel.

- répartir de façon égale dans deux tubes à essai différents le contenu du bécher correspondant au système 1.

contenu du bécher correspondant au système 1

- réaliser dans le premier tube à essai, le test de présence des ions Cu^{2+} ; pour cela verser quelques gouttes d'hydroxyde de sodium. S'il se forme un précipité bleu alors il reste des ions Cu^{2+} et dans le cas contraire, il n'y en a plus .
Conclure : ……..

- réaliser dans le second tube à essai, le test de présence des ions OH^- ; pour cela verser quelques gouttes de sulfate de cuivre. S'il se forme un précipité bleu alors il reste des ions OH^- et dans le cas contraire, il n'y en a plus .
Conclure : …….

- reproduire cette expérience pour les systèmes 2 et 3.

- compléter le tableau : OUI/NON et nom du réactif limitant.

	Système 1	Système 2	Système 3
Cu^{2+} présent ?			
OH^- présent ?			
Réactif limitant			

II Etude quantitative

- Pour chaque système, calculer les quantités de matière initiales des réactifs,

- Compléter les tableaux d'avancements (annexe).

- Les résultats sont-ils conformes aux observations faites lors de la première partie ?
……
……
……

- Pour le système 2, on dit que les réactifs ont été mélangés dans les proportions stoechiométriques. Expliquer.

……
……

Système 1

annexe

Equation chimique	→	
Etat du système (avancement en mol)	Quantité de matières des réactifs	Quantité de matière du produit
Etat initial (x = 0)		
Etat en cours de transformation (x)		
Etat final (x_{max} = …….)		

Calcul de x_{max}

Réactif limitant :

Système 2

Equation chimique	→	
Etat du système (avancement en mol)	Quantité de matières des réactifs	Quantité de matière du produit
Etat initial (x = 0)		
Etat en cours de transformation (x)		
Etat final (x_{max} = …….)		

Calcul de x_{max}

Réactif limitant :

Système 3

Equation chimique	→	
Etat du système (avancement en mol)	Quantité de matières des réactifs	Quantité de matière du produit
Etat initial (x = 0)		
Etat en cours de transformation (x)		
Etat final (x_{max} = …….)		

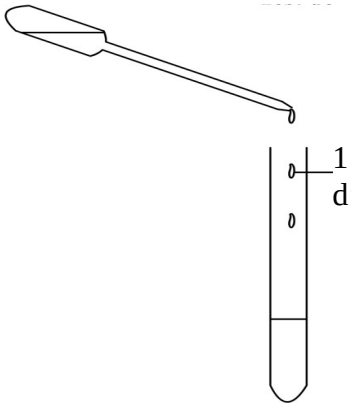
Calcul de x_{max}

Réactif limitant :

Facteurs cinétiques

Réaction de précipitation

1 mL de solution de nitrate de plomb : $Pb^{2+}_{(aq)}$, 2 $NO_3^-{}_{(aq)}$



1 mL de solution
d'iodure de potassium : $K^+_{(aq)}$, $I^-_{(aq)}$

Observation : ……..

Peut-on qualifier cette réaction de rapide ? …….

Etude de l'influence de la concentration des réactifs

L'action de l'acide chlorhydrique ($H^+_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$) sur une solution de thiosulfate de sodium (2 $Na^+_{(aq)}$,$S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$) produit du soufre en suspension qui rend la solution opaque.

$$S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} + 2\ H^+_{(aq)} = S_{(s)} + SO_{2(aq)} + H_20_{(l)}$$

On peut repérer cela à l'aide d'un repère (croix) placé sous le bécher et qui disparaît au bout de quelques instants.

- Dans deux béchers posés chacun sur un repère, verser 20 mL d'une solution de thiosulfate de sodium (2 $Na^+_{(aq)}$,$S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$) à 0,05 $mol.L^{-1}$.

A une date choisie comme t = 0, ajouter dans chaque bécher 20 mL d'une solution d'acide chlorhydrique ($H^+_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$) de concentration 0,1 $mol.L^{-1}$ (bécher 1) et 0,5 $mol.L^{-1}$ (bécher 2).

- Noter les aspects des deux solutions au bout de 2minutes puis 4 minutes.
……

- Comment peuton qualifier cette réaction ?
……

-Quel est l'effet de la concentration de la solution d'acide chlorhydrique ?
……

Etude de l'influence de la température

On étudie la réaction entre les ions permanganates et l'acide oxalique :

$$2\ MnO_4^-{}_{(aq)} + 5\ H_2C_2O_{4(aq)} + 6\ H^+{}_{(aq)} = 2\ Mn^{2+}{}_{(aq)} + 10\ CO_{2(aq)} + 8\ H_2O_{(l)}$$

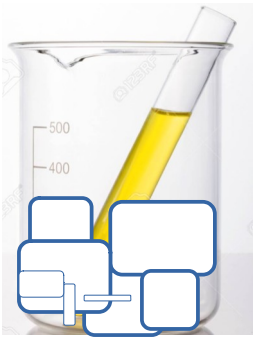
Toutes les espèces intervenants dans cette réaction sot incolores à l'exception de l'ion permanganate qui est de couleur violette.

Nous évaluerons donc la vitesse de la réaction par observation de la rapidité d'apparition de la couleur violette.

- Préparer 3 tubes à essai contenant chacun :

2 mL de solution de permanganate de potassium ($K^+{}_{(aq)}$, $MnO_4^-{}_{(aq)}$) à 0,1 mol.L^{-1} et 10 mL d'acide oxalique $H_2C_2O_{4(aq}$ à 0,1 mol.L^{-1}.

- placer un tube dans un bain de glace, le second à température ambiante et le dernier dans de l'eau chaude.



Dans un bain de glace

A température ambiante

Dans de l'eau chaude

Observation : ……..

Conclusion : ……..