|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **NOM** : ................................................ | Prénom : ................................................ | **Classe** : **…….** |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1ère Spé | Thème : Constitution et transformation de la matière | TP07 |
| Chimie | L’avancement d’une réaction chimique | 🕮 Chap.3 |

**But du TP** : Déterminer la composition de l’état final d’un système et l’avancement final d’une réaction chimique.



# Etude qualitative

## Protocole expérimental (Réaliser)

1. Dans deux béchers  et , verser 20 mL d’une solution de sulfate de fer III.
2. Dans le bécher , ajouter 5,0 mL d’une solution d’hydroxyde de sodium.
3. Agiter, puis filtrer.
4. Dans le bécher , ajouter 20 mL d’une solution d’hydroxyde de sodium.
5. Agiter, puis filtrer.
6. Que peut-on dire quant aux espèces présentes (ou non) à l’état final dans le filtrat ?

# Etude quantitative

1. En chimie, on utilise la notion d’**avancement** (noté *x*) pour suivre l’évolution des quantités de matière au cours d’une réaction chimique. Cette grandeur s’exprime en mole et représente la quantité de matière mise en jeu pendant la réaction. On utilise un tableau d’avancement (ou d’évolution) afin de déterminer l’état final d’une réaction.

## Document 1 : Méthode pour remplir un tableau d’avancement.

1. Soit l’équation de la réaction chimique : a A + b B  d D + e E où A et B sont les réactifs ; D et E sont les produits ; a, b, d et e sont les coefficients stœchiométriques. On note *n*i(A) la quantité de matière initiale du réactif A, *n*i(B) celle du réactif B. On note *x* l’avancement de la réaction. On remplit alors le tableau de la manière suivante :

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Equation de la réaction chimique | | a A + b B → d D + e E | | | |
| Etat du système | Avancement | Quantité de matière (en mol) | | | |
| Etat initial | *x* = 0 | *n*i(A) | *n*i(B) | 0 | 0 |
| en cours | 0  *x*  *x*max | *n*i(A) – a × *x* | *n*i(B) – b × *x* | d × *x* | e × *x* |
| Etat final | *x*max | *n*i(A) – a × *x*max | *n*i(B) – b × *x*max | d × *x*max | e × *x*max |

1. Afin de déterminer la valeur de l’avancement maximal *x*max, on fait autant d’hypothèses qu’il y a de réactifs.

Hypothèse 1 : Si A est le réactif limitant, alors A est totalement consommé donc *n*i(A) – a × *x*max = 0.   
Soit : *x*max =

Hypothèse 2 : Si B est le réactif limitant, alors B est totalement consommé donc *n*i(B) – b × *x*max = 0.   
Soit : *x*max =

On choisit alors la plus petite de valeurs de *x*max. Puis, on remplace *x*max par sa valeur dans la dernière ligne du tableau.

1. *Remarques* : Si la valeur de *x*max est identique pour les deux hypothèses, alors les réactifs sont introduits en **proportions stœchiométriques**. On a alors *x*max = =
2. Souvent, les quantités de matière des réactifs ne sont pas données : il faut alors les calculer…

## Document 2 : Données

1. Concentration molaire des solutions aqueuses utilisées :

|  |  |
| --- | --- |
| **Solution d’hydroxyde de sodium (Na+(aq) + HO-(aq))** | **Solution de sulfate de fer III (2 Fe3+(aq) + 3 SO42-(aq))** |
| [HO-] = 0,50 mol.L-1 | [Fe3+] = 0,10 mol.L-1 |

1. Masse molaire atomique (en g.mol-1) :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| H | O | S | Fe |
| 1,00 | 16,0 | 32,1 | 55,85 |

## Questions (Analyser-Valider)

1. Ecrire l’équation de précipitation entre les ions fer III Fe3+(aq) avec les ions hydroxyde HO-(aq), sachant que le précipité a pour formule Fe(HO)3(s).
2. Déterminer l’état final de chaque réaction réalisée précédemment. Pour cela, remplir un tableau d’avancement pour chaque cas page 3.
3. Est-ce en accord avec vos observations ?

# Application à la préparation d’une solution

1. Au laboratoire de chimie, le préparateur nous prépare les solutions demandées. Nous souhaitons savoir comment il a procédé pour préparer la solution de sulfate de fer III utilisée lors de l’expérience. Il dispose du matériel de chimie habituel ainsi que d’un solide appelé le sulfate de fer III nonahydraté, de formule assez complexe : Fe2(SO4)3, 9 H2O.

## Protocole expérimental (Réaliser-Analyser)

1. Ecrire l’équation de dissolution du sulfate de fer III dans l’eau.
2. Compléter le tableau d’avancement ci-dessous afin de déterminer la quantité de matière du solide à prélever   
   pour 50,0 mL de solution à préparer.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Equation de la dissolution | | → + | | |
| Etat du système | Avancement | Quantité de matière (**en mmol**) | | |
| Etat initial | *x* = 0 | ni | 0 | 0 |
| en cours | 0  *x*  *x*max |  |  |  |
| Etat final | *x*max = |  |  |  |

1. Vérifier que la masse molaire du solide utilisé vaut M = 562,0 g.mol-1.
2. En déduire la masse *m* de solide à peser.
3. Proposer un protocole pour réaliser cette solution.

** Faire vérifier votre protocole par le professeur, puis réaliser la solution. **

1. Comment vérifier simplement que la solution est de même concentration que celle du préparateur ? Justifier.
2. Sur le graphique **page 3**, représenter de couleurs différentes l’évolution des quantités de matière *n* des espèces mises en jeu en fonction de l’avancement *x* de la dissolution :

* *n*1 pour le sulfate de fer III en bleu ;
* *n*2 pour les ions ferrique Fe3+(aq) en rouge ;
* *n*3 pour les ions sulfate SO42-(aq) en vert.

## Problème (Raisonner)

1. Quel volume d’hydroxyde de sodium aurait-on du verser pour être dans les proportions stœchiométriques lors de la réaction du **I** ?

**Bécher ①**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Equation de la précipitation | | + → | | |
| Etat du système | Avancement | Quantité de matière (**en mmol**) | | |
| Etat initial | *x* = 0 |  |  |  |
| en cours | 0  *x*  *x*max |  |  |  |
| Etat final | *x*max = |  |  |  |

**Bécher ②**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Equation de la précipitation | | + → | | |
| Etat du système | Avancement | Quantité de matière (**en mmol**) | | |
| Etat initial | *x* = 0 |  |  |  |
| en cours | 0  *x*  *x*max |  |  |  |
| Etat final | *x*max = |  |  |  |



n (mmol)

## Liste du matériel

|  |  |
| --- | --- |
| Élèves | Bureau |
| Fiole jaugée 50,0 mL  Coupelle pesée  1 éprouvette graduée 25 mL  2 béchers 50 mL  2 béchers 100 mL  1 spatule  Dispositif de filtration avec papier filtre +entonnoir  1 pissette d’eau distillée | 1 L solution de sulfate de fer III avec [Fe3+] = 0,10 mol.L-1  1 L solution d’hydroxyde de sodium à 0,50 mol.L-1  Sulfate ferrique nonahydraté solide Fe2(SO4)3, 9 H2O  2 balances à 0,1 g  Eau distillée |