

# Détermination de la composition d'un système chimique

## Niveau :

Première scientifique générale

## Élément imposé:

- Réaliser un titrage direct avec repérage colorimétrique

## Bibliographie:

- HACHETTE, Physique Chimie 1ere générale
- Expérience de chimie, Dunod, F. Dunac, J.F. Le Maréchal
- <https://lelementarium.fr/> (Tableau périodique interactif)

## Plan:

1. Rappels sur les notions de mole
  - 1.1. La mole
  - 1.2. La masse molaire
  - 1.3. Relations entre quantité de matière et volume
2. Équation bilan
  - 2.1. Équation de la réaction
  - 2.2. Réaction totale
3. Détermination de la concentration d'une solution de sel de Mohr

## Introduction

Ce cours s'inscrit dans la partie « Constitution et transformation de la matière ». Il suit un premiers cours donné en seconde sur les notions de quantités de matières et de transformation chimiques. Donc les notions de moles et de concentration massiques ont déjà été abordée. Dans cette leçon nous allons nous intéresser à décrire la composition d'un système chimique. Dans un premier temps nous allons introduire les grandeurs qui vont nous permettre de caractériser la composition du système. Puis nous verrons les équations bilan avec la notion de réaction totale et de réactif limitant. Enfin nous essaierons de déterminer la concentration d'une solution à l'aide d'un dosage colorimétrique.

## 1 Rappels sur les notions de mole et de quantité de matière

La quantité de matière est le nombre de moles que contient un système. Cette notion permet de définir la masse molaire atomique et moléculaire.

### 1.1 La mole

Un atome ou une molécule, sont des objets microscopique donc difficiles à appréhender macroscopiquement. En prenant une grande quantité d'atomes, par exemple **une mole**, on obtient un ensemble mesurable d'un point de vue macroscopique.

On note la quantité de matière  $n$ , elle correspond au nombre de moles qui constituent un groupe d'entités chimiques, elle s'exprime en mol. Dans une mole on compte  $\mathcal{N}_a$  entités chimiques, c'est le nombre **d'Avo-gadro**. À partir du 20 Mai 2019, ce nombre est devenu une constante fixée par convention qui définit la mole exactement:

$$\mathcal{N}_a = 6.02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

Pour un système à  $N$  entités chimiques la quantité de matière est égale à ;

$$n = \frac{N}{\mathcal{N}_a} \quad (1)$$

## 1.2 La masse molaire

### Masse molaire atomique

la masse molaire atomique  $M$  est la masse d'une mole de l'atome considéré, elle s'exprime en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Elle est indiquée dans le tableau périodique des éléments:



Figure 1. Éléments du tableau périodique

Le fer a une masse molaire de  $M = 55.84 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , le cuivre de  $M = 63.55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  et le zinc a une masse molaire de  $M = 65.38 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . La relation entre la masse molaire et la quantité de matière est la suivante :

$$n = \frac{m}{M} \quad (2)$$

#### Application numérique: Déterminons le nombre d'atomes de Fer dans un clou en fer.

masse pesée :  $m = 56 \text{ g}$

masse molaire du Fer :  $M = 55.8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Quantité de matière :  $n = \frac{m}{M}$ , A.N:  $n = \frac{56}{55.8} = 1 \text{ mol}$

Nombre d'atomes dans une mole de Fer :  $n = \frac{N}{\mathcal{N}_a}$ , A.N.:  $N = n \times \mathcal{N}_a = 6.02 \cdot 10^{23}$  atomes de fer.

	Fer	Cuivre	Aluminium	Zinc
Masse (g)	56	64	27	66
Masse Molaire ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )	55.84	63.55	26.98	65.38
Quantité de matière (mol)	1	1	1	1

Tableau 1. Mesures des masses d'une mole de différents atomes de métaux.

**Remarque :** Si il n'y a pas d'étalons disponible on peut mesurer le volume qu'occupe une mole de poudre de fer. Ou compter le nombre d'atomes de fer dans un clou en fer par exemple.

### Masse molaire moléculaire

Pour une molécule, elle s'obtient en additionnant les masses molaires des atomes de la molécules. Par exemple pour l'acide oxalique  $C_2H_2O_4$  la masse molaire vaut :

$$M = 2 \times M_C + 2 \times M_H + 4 \times M_O$$

Elle est égale à  $M = 90 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### 1.3 Relations entre la quantité de matière et le volume

#### Quantité de matière d'un gaz

Dans le cas d'un gaz, le volume est plus facile à mesurer que sa masse. À température et pression donnée, un volume contient toujours la même quantité de matière de gaz. On définit alors le volume molaire des gaz noté  $V_m$ , il correspond au volume occupé par une mole de gaz à une température et à une pression données, il s'exprime en  $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ . La quantité de matière d'un gaz peut être calculée grâce à la relation suivante:

$$n = \frac{V}{V_m} \quad (3)$$

#### Concentration en masse dans une solution

La concentration massique exprime la proportion de masse dissoute dans un volume de solution  $V$  :

$$C_m = \frac{m}{V} \quad (4)$$

#### Concentration en quantité de matière

La concentration en quantité de matière ou concentration molaire ou plus simplement concentration, s'exprime en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Elle traduit la proportion de quantité de soluté dissout dans un volume  $V$ . C'est une grandeur intensive, car c'est le rapport entre  $n$  et  $V$ :

$$C = \frac{n}{V} \quad (5)$$

#### Manipulation : Réalisation d'une dilution

On souhaite préparer une solution d'acide de Permanganate de potassium à  $c = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  à partir de cristaux de manganèse. On dispose d'une fiole de 100 mL. Pour réaliser la dilution on va devoir dissoudre une masse  $m$  de manganèse dans 100 mL d'eau distillée. Pour avoir la concentration demandée, on cherche  $m$ . On sait que :

$$m = n \times M = (c \times V) \times M$$

$$M(\text{KMnO}_4) = M(\text{K}) + M(\text{Mn}) + 4M(\text{O}) = 39.10 + 54.94 + 4 \times 16 = 158.04 \text{ g/mol}$$

$$\text{A.N.: } m = (1 \cdot 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3}) \times 158.04 = 0.16 \text{ g}$$

On pèse avec une balance de précision, on dépose le soluté dans la fiole jaugée de 100 mL. On remplit d'eau distillé en homogénéisant petit à petit jusqu' arriver au trait de jauge. On bouche et on agite en reversant la fiole jaugée. Il est recommandé de chauffer pour aider la dissolution du permanganate.

Au cours d'une dilution la quantité de matière de soluté reste constante on a donc

$$n_{\text{avant}} = n_{\text{après}}$$

$$C_{\text{avant}} V_{\text{avant}} = C_{\text{après}} V_{\text{après}}$$

On définit le facteur de dilution :  $F = \frac{C_{\text{av}}}{C_{\text{ap}}} = \frac{V_{\text{av}}}{V_{\text{ap}}}$

## 2 Équation bilan

Une première introduction aux équations d'oxydo-réduction.

On souhaite utiliser la solution de Permanganate de Potassium que l'on vient de préparer et dont on connaît la concentration pour déterminer la concentration d'une solution de sel de Mohr  $((\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2)$ . On utilise cet exemple pour introduire les réactions d'oxydo réduction et les équations bilans.

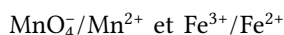
### 2.1 Équation de la réaction

Dans la troisième partie nous chercherons à déterminer la concentration d'une solution de sel de Mohr  $((\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2)$ . On utilise cet exemple pour introduire les réactions d'oxydo réduction et les équations bilans.

Pour déterminer la concentration de la solution de sel de Mohr, on réalisera un dosage colorimétrique à l'aide de la solution de Permanganate de potassium ( $\text{KMnO}_4$ ) que nous avons préparé à l'aide de la dilution précédente.

*(hybrid) Dans le cadre de cette leçon éviter de parler de réaction d'oxydo-réduction ou simplement l'évoquer car les étudiants le verront dans une autre leçon dédiée. Sauter les demi-équations et donner directement l'équation bilan*

Au cours d'une réaction d'oxydo-réduction, un réducteur et un oxydant réagissent. L'oxydant est réduit en acceptant des électrons tandis que le réducteur est oxydé en cédant des électrons. La solution de sel de Mohr contient du Fer oxydé deux fois  $\text{Fe}^{2+}$  qui sera oxydé en  $\text{Fe}^{3+}$  par les ions manganèses  $\text{MnO}_4^-$ . Les couples mis en jeu sont les suivants :



Le nombre d'oxydation de Mn dans  $\text{MnO}_4^-$  est +7 dans  $\text{Mn}^{2+}$  il est de +2. Donc  $\text{MnO}_4^-$  doit récupérer 5 électrons pour être réduit en  $\text{Mn}^{2+}$ .

Le carbone dans  $\text{Fe}^{3+}$  est +3 et dans  $\text{Fe}^{2+}$  il est +2, ils doivent échanger 1 électron pour équilibrer le nombre de charges. Les demis équations sont les suivantes:

Demi-équations



Équation Bilan

Pour écrire l'équation bilan on réalise l'opération suivante  $5 \times (1) + 2$  et il vient:

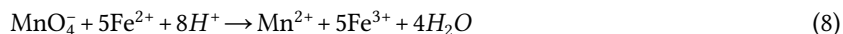


Tableau d'avancement

	$\text{MnO}_4^-$	$+5\text{Fe}^{2+}$	$+8H^+$	$\longrightarrow$	$\text{Mn}^{2+}$	$+5\text{Fe}^{3+}$	$+4H_2O$
Ei	$n_{10}$	$n_{20}$	$n_{30}$		0	0	excès
Et	$n_1(t) = n_{10} - x(t)$	$n_{20} - 5x(t)$	$n_{30} - 8x(t)$		$x$	$5x$	excès
Ef	$n_{1\max} = n_{10} - x_{\max}$	$n_{20} - 5x_{\max}$	$n_{30} - 8x_{\max}$		$x_{\max}$	$5x_{\max}$	excès

Tableau 2. Tableau d'avancement

$x$  est l'avancement de la réaction :

$$x(t) = \frac{n_{\text{MnO}_4}(0) - n_{\text{MnO}_4}(t)}{1} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}(0) - n_{\text{Fe}^{2+}}(t)}{5} = \frac{n_{\text{H}^+}(0) - n_{\text{H}^+}(t)}{8} = \frac{n_{\text{Mn}^{2+}}(t)}{1} = \frac{n_{\text{Fe}^{3+}}(t)}{5}$$

## 2.2 Réaction totale

Une transformation est dite totale lorsqu'au moins un des réactifs a été entièrement consommé à la fin de la réaction. L'avancement final de la réaction est égal à l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ . Dans l'écriture de l'équation bilan on utilise le symbole  $\rightarrow$  pour une transformation totale.

Dans le cas d'une réaction totale, le réactif consommé en premier est dit limitant. La transformation ne peut plus se poursuivre s'il manque un réactif. La quantité de matière du réactif limitant est 0.

### Détermination du réactif limitant:

Pour déterminer quel est le réactif limitant il faut déterminer quel est l'avancement maximal que l'on peut atteindre suivant le réactif considéré.

Dans le cas de notre réaction il faudrait déterminer  $x_{\text{max}}$  à partir de  $n_{\text{MnO}_4}(0)$  et  $n_{\text{Fe}^{2+}}(0)$  qui sont les deux réactifs principaux:

Si le réactif 1 est limitant :  $x_{\text{max}} = \frac{n_{\text{MnO}_4}(0)}{1}$  si c'est le réactif 2 :  $x_{\text{max}} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}(0)}{5}$ .

On peut également utiliser un programme python pour le déterminer.

```
>>> ##### Définition de la procédure de recherche du réactif limitant #####
##### pour l'équation de réaction : aA + bB = cC + dD
#MnO4 = #input('quantité initiale de A en mol: ')
nMnO4 = 2E-4 # mol
#Fe = #input('quantité initiale de B en mol: ')
nFe = 5E-4 # mol
#aMnO4 = input('a: ')
aMnO4 = 1 # float(a)
#b = input('b: ')
aFe = 5 # float(b)
def react_lim(aA, aB, nA, nB) :
    x=0 # Initialisation de l'avancement
    dx=0.00001 # Incrément d'avancement
    qA=[nA] # Liste stockant les quantités de matière successives de A
    qB=[nB] # Idem pour B
    RL=[] # Liste qui stockera le nom du réactif limitant
    while qA[-1]>0 and qB[-1]>0 :
        x=x+dx
        qA.append(nA-aA*x)
        qB.append(nB-aB*x)
    if qA[-1]<=0 :
        RL.append(" [MnO4] ")
        print("Le réactif limitant est le permanganate")
    if qB[-1]<=0 :
        RL.append(" [Fe] ")
        print("Le réactif limitant est le Fer")
    return(RL, round(x, 4))
print(react_lim(aMnO4, aFe, nMnO4, nFe))

Le réactif limitant est le Fer
(['Le fer'], 0.01)
>>>
```

## Mélange stoechiométrique:

Si tous les réactifs sont consommés à la fin de la réaction, on parlera de réactifs en proportions stoechiométriques ou de mélange stoechiométrique.

### 3 Détermination de la concentration d'une solution de sel de Mohr par un dosage colorimétrique

#### 3.1 Principe du dosage colorimétrique

Un **dosage colorimétrique** est un type de **dosage** possible lorsqu'une **réaction chimique** donne des **produits** colorés et si l'intensité de la coloration est proportionnelle à la concentration de l'élément à doser.

Le titrage par colorimétrie permet de déterminer la concentration d'une solution inconnue (**la solution titrée**) à l'aide d'une solution dont on connaît la concentration (**la solution titrante**). Le point d'équivalence est repéré lorsque la solution change de teinte et que celle-ci persiste. Soit la solution passe de transparente à avoir une couleur bien persistente, soit l'inverse, soit il y a un changement de couleur.

#### 3.2 Montage expérimental (*Expérience de chimie p.272*)

On souhaite déterminer la concentration de la solution de sel de Mohr afin de déterminer sa concentration. Cela pourrait être le but d'un laboratoire de contrôle de qualité pour un produit à base de sel de Mohr. Pour cela on prélève un volume  $V_2 = 10\text{ mL}$  de la solution de sel de Mohr que l'on met dans un erlenmeyer avec un barreau aimanté. Le tout placé sur un agitateur magnétique. On prendra par exemple une solution de sel de Mohr à  $c_2 = 5 \times 10^{-2}\text{ mol/L}$  pour avoir un volume à l'équivalence à 10 mL.

On va doser cette solution par du permanganate de potassium ( $K^+, \text{MnO}_4^-$ ) que nous avons préparé pendant la leçon. La solution a une concentration de  $c_1 = 1 \times 10^{-2}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . On remplit la burette de cette solution en prenant soin de bien rincer la burette au préalable.

Il faut penser à ajouter quelques mL d'acide sulfurique très concentré. En effet les  $8\text{H}^+$  sont apportés par cet acide. De plus un milieu très acide permet de garantir que c'est le couple  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  qui intervient et non pas le couple  $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_{2(s)}$ . Ne pas utiliser un autre acide comme le HCl qui serait oxydé par le permanganate en dichlore.

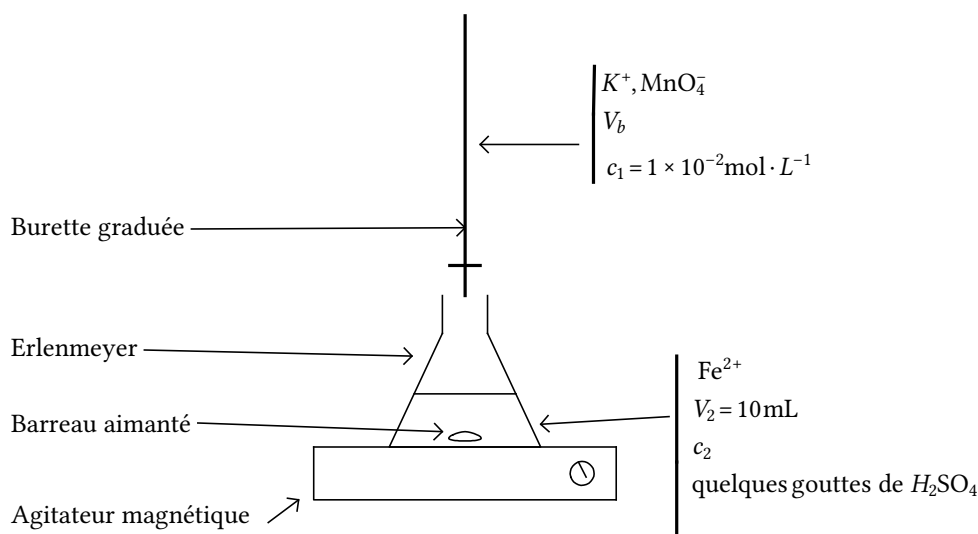


Figure 2. Dosage par titrage colorimétrique

La solution au départ est incolore les ions permanganate réagissent totalement avec le sel de Mohr pour donner des ions  $\text{Mn}^{2+}$  qui sont incolores, de l'eau et du  $\text{CO}_2$ . Lorsque l'équivalence est atteinte. On verra la couleur violette du permanganate persister. Tous les ions Fer auront réagi, les ions permanganate seront en excès.

À l'équivalence, on a :

$$n_{\text{Fe}^{2+}}(t=0) - 5x = 0$$

$$n_{\text{MnO}_4^-, \text{eq}} - x = 0$$

Soit

$$x = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}(t=0)}{5} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-, \text{eq}}}{1}$$

$$C_2 = \frac{5 C_1 V_1}{1 V_2}$$

### Application numérique:

On détermine ainsi la concentration de la solution d'acide oxalique :  $C_2 =$  mol/L

Remarque : Le titrage terminé, cela vaut la peine d'ajouter quelques mL de réactif titrant supplémentaires et d'attendre. Il apparaît progressivement une teinte lie de vin remarquable. Elle indique la formation d'ions  $\text{Mn}^{3+}$  qui se forment par la réaction entre  $\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{MnO}_4^-$  en excès. Cette réaction s'appelle la réaction de médiamutation.



## Conclusion

Au cours de cette leçon, nous avons décrit les grandeurs qui nous permettent de décrire la composition d'un système chimique à travers la quantité de matière, la masse, la masse molaire et la concentration en espèce chimiques. Nous avons vu comment établir les demi-équations RedOx, ainsi que l'équation bilan de la réaction qui est ensuite étudiée à travers un dosage colorimétrique. Le dosage nous a permis ainsi de mesurer la concentration de la solution d'acide oxalique.

La technique que nous avons vu est importante, car elle est utilisée couramment dans les laboratoires d'analyses et de contrôles des produits chimiques. Dans la prochaine leçon nous aurons l'occasion de développer un peu plus les réactions RedOx et de voir un autre suivi de réaction, notamment à travers des potentiels RedOx. On peut aussi parler de suivi spectrophotométrique...

## Annexes

### Dosages colorimétriques

On peut utiliser des indicateurs colorés pour détecter le changement de couleur. En chimie, un **indicateur coloré** est un couple de deux espèces chimiques (ou plusieurs couples faisant intervenir l'une des espèces du premier couple) dont l'une de ces espèces prédomine par rapport aux autres en solution, et ce en fonction des propriétés du milieu. En fonction de l'espèce qui prédomine, la couleur de la solution est différente.

- indicateurs colorés de pH (les plus connus la couleur de la solution va dépendre du pH de la solution)
- indicateurs colorés RedOx (la couleur de la solution va dépendre du potentiel de la solution)
- indicateurs colorés de complexométrie (changement de couleur dû à la présence de certains ions)
- indicateurs colorés de précipitation

### Manganimétrie

#### 1 Réaction parasite

#### 2 Potentiel de l'électrode

Relation de Nernst :

$$E = E_{(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})} + 0.06 \log \left( \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \right)$$

Avant l'équivalence : à la demi équivalence il y a autant d'ions fer 3 que d'ions fer 2. Donc le potentiel à la demi-équivalence est égal au potentiel de référence du couple titré. Attention ce n'est  $E^\circ$  que si le potentiel de l'électrode de référence a été ajouté à la valeur lue.

À l'équivalence :

pour les ions fer

$$E_{\text{eq}} = E_1^\circ + 0.06 \log \left( \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \right) = 0.77 + 0.06 \log \left( \frac{5x}{5(n_0 - x)} \right)$$

pour les ions permanganates

$$E_{\text{eq}} = E_2^\circ + \frac{0.06}{5} \log \left( \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]} \right) = 1.51 + \frac{0.06}{5} \log \left( \frac{n_0 - x}{x} \right)$$

Il faut multiplier la deuxième équation par 5 et l'ajouter à la première :

$$6E_{\text{eq}} = 8.32 + 0.06 \log \left( \frac{5x(n_0 - x)}{5(n_0 - x)x} \right) \rightarrow E_{\text{eq}} = 1.39 \text{ V}$$

Après l'équivalence le potentiel sera lié au couple des ions permanganate



## Manipulation 1 : Nombre d'atomes de Fer dans une mole

masse pesée :  $m = 56 \text{ g}$

masse molaire du Fer :  $M = 55.8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Quantité de matière :  $n = \frac{m}{M}$ , A.N.:  $n = \frac{56}{55.8} = 1 \text{ mol}$

Nombre d'atomes dans une mole de Fer :  $n = \frac{N}{N_A}$ , A.N.:  $N = n \times N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$  atomes de fer.

	Fer	Cuivre	Aluminium	Zinc
Masse (g)	56	64	27	66
Masse Molaire ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )	55.84	63.55	26.98	65.38
Quantité de matière (mol)	1	1	1	1

Tableau 3. Mesures des masses d'une mole de différents atomes de métaux.

## Manipulation 2 : Préparation de la solution de $\text{KMnO}_4$

On souhaite préparer une solution d'acide de Permanganate de potassium à une concentration  $c = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  à partir de cristaux de manganèse.

- Fiole de 100 mL
- eau distillée
- cristaux de permanganate

On calcule d'abord la masse de permanganate à prélever pour une solution de permanganate de potassium:

$$m = n \times M = (c \times V) \times M$$

- $c = 1.0 \text{E-}2 \text{ mol/L}$
- $V = 100 \text{ mL}$
- $M(\text{KMnO}_4) = M(\text{K}) + M(\text{Mn}) + 4M(\text{O}) = 39.10 + 54.94 + 4 \times 16 = 158.04 \text{ g/mol}$

A.N.:  $m = (1 \cdot 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3}) \times 158.04 = 0.16 \text{ g}$

On pèse avec une balance de précision, on dépose le soluté dans la fiole jaugée de 100 mL. On remplit d'eau distillé en homogénéisant petit à petit jusqu'à arriver au trait de jauge. On bouche et on agite en reversant la fiole jaugée. Il est recommandé de chauffer pour aider la dissolution du permanganate.

## Manipulation 3 : Dosage d'une solution de sel de Mohr

On souhaite déterminer la concentration de la solution de sel de Mohr afin de déterminer sa concentration. Cela pourrait être le but d'un laboratoire de contrôle de qualité pour un produit à base de sel de Mohr. Pour cela on prélève un volume  $V_2 = 10 \text{ mL}$  de la solution de sel de Mohr que l'on met dans un erlenmeyer avec un barreau aimanté. Le tout placé sur une agitateur magnétique. On prendra par exemple une solution de sel de Mohr à  $c_2 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$  pour avoir un volume à l'équivalence à 10 mL.

On va doser cette solution par du permanganate de potassium ( $\text{K}^+, \text{MnO}_4^-$ ) que nous avons préparé pendant la leçon. La solution a une concentration de  $c = 1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On remplit la burette de cette solution en prenant soin de bien rincer la burette au préalable.

Il faut penser à ajouter quelques mL d'acide sulfurique très concentré. En effet les  $8H^+$  sont apportés par cet acide. De plus un milieu très acide permet de garantir que c'est le couple  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  qui intervient et non pas le couple  $MnO_4^-/MnO_{2(s)}$ . Ne pas utiliser un autre acide comme le HCl qui serait oxydé par le manganèse en dichlore.

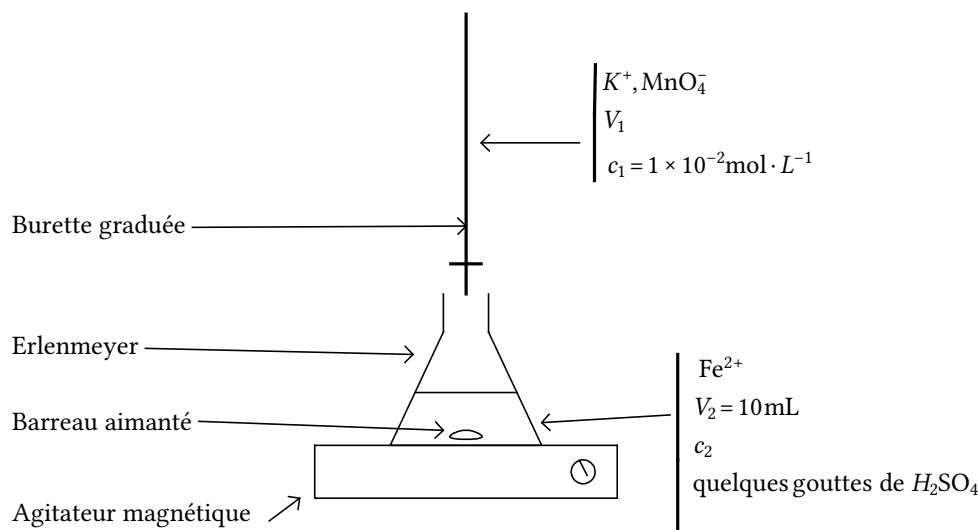


Figure 3. Dosage par titrage colorimétrique

La solution au départ est incolore les ions permanganate réagissent totalement avec l'acide oxalique pour donner des ions  $Mn^{2+}$  qui sont incolores, de l'eau et du  $CO_2$ . Lorsque l'équivalence est atteinte. On verra la couleur violette du permanganate persister. Tous l'acide oxalique aura réagit, les ions permanganate seront en excès.

À l'équivalence, on a :

$$n_{Fe^{2+}}(t=0) - 5x = 0$$

$$n_{MnO_4^-,eq} - x = 0$$

Soit

$$x = \frac{n_{Fe^{2+}}(t=0)}{5} = \frac{n_{MnO_4^-,eq}}{1}$$

$$C_2 = \frac{5}{1} \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

### Application numérique:

On détermine ainsi la concentration de la solution d'acide oxalique :  $C_2 =$  mol/L

Remarque : Le titrage terminé, cela vaut la peine d'ajouter quelques mL de réactif titrant supplémentaires et d'attendre. Il apparaît progressivement une teinte lie de vin remarquable. Elle indique la formation d'ions  $Mn^{3+}$  qui se forment par la réaction entre  $Mn^{2+}$  et  $MnO_4^-$  en excès. Cette réaction s'appelle la réaction de médiamutation.

