



Physique

Classe : 4^{ème} Informatique

Chapitre : Détermination d'une quantité de matière

Introduction :

I - Calculer le nombre de mole d'un composé chimique quelconque :

$$n = \frac{m}{M} = C \cdot V = \frac{V}{V_M}$$

n	nombre de mol	mol
m	masse	g
M	masse molaire	g mol ⁻¹
C	Concentration	mol L ⁻¹
V	Volume	L
V _M	Volume molaire	L mol ⁻¹

II - Convertir les unités suivantes en S.I :

* 1 mL = 10⁻³ L

* 1 L = 10³ mL

$$* 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ L}$$

$$* 1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}.$$

$$* 1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}.$$

$$* 1 \text{ ms} = 10^{-3} \text{ s}$$

$$* 1 \text{ heure} = 3600 \text{ s}$$

III - Calculer la masse molaire d'un composé chimique :

* exemple : H_2O .

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{O}) &= 2 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O}) \\ &= 2 \times 1 + 1 \times 16 \\ &= 18 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

* exemple 2 : NaOH .

$$\begin{aligned} M(\text{NaOH}) &= M(\text{Na}) + M(\text{O}) + M(\text{H}) \\ &= 23 + 16 + 1 \\ &= 40 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

Remarque :

$$M(O) = 16 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(H) = 1 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(C) = 12 \text{ g mol}^{-1}$$

} à apprendre
par 

* La masse molaire des autres atomes est donnée dans l'exercice.

IV - Déterminer l'équation de la Réaction chimique



avec :

A, B : Les réactifs.

C, D : Les produits

a, b : Les coefficients

c, d : stoéchiométriques

Remarque :

Au cours d'une réaction chimique le nombre de mole des réactifs

diminue alors que le nombre de mole des produits augmente.

V - Dresser le tableau d'avancement molaire d'une Réaction chimique :



t_0	n_{01}	n_{02}	0	0
t_f	$n_{01} - ax$	$n_{02} - bx$	cx	dx

t_0 : l'instant initial .

t_f : l'instant final

x : l'avancement molaire (mol)

n_{01} : nbr de mole initial de A .

n_{02} : nbr de mole initial de B

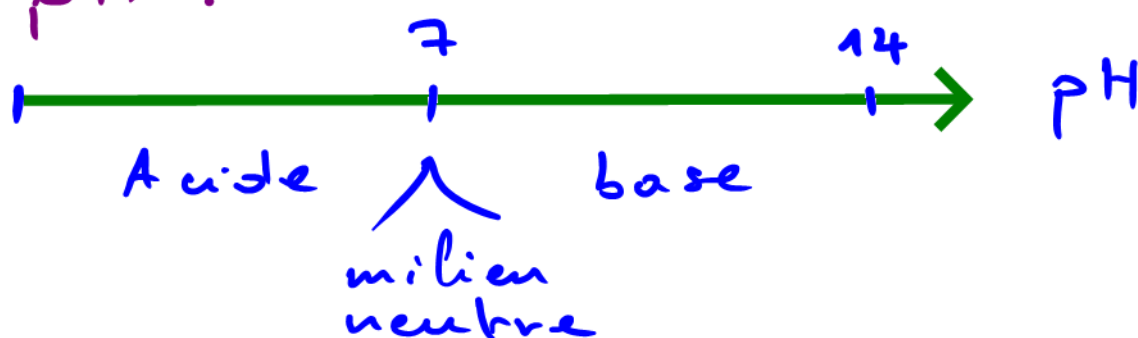
$n_{01} - ax$: nombre de mole final de A .

$n_{02} - bx$: nombre de mole final de B .

cx, dx : nombre de mole final de c et d .

Dosage Acido-basique :

I - Determiner la nature de la solution (acide, base) en utilisant le pH .

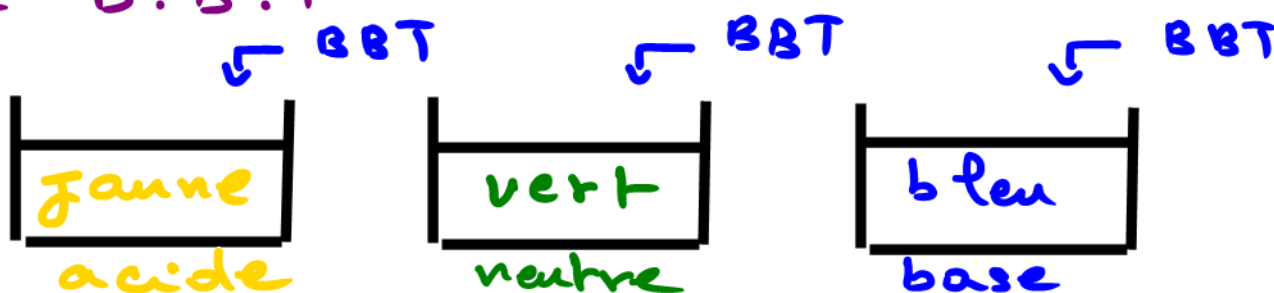


* $\text{pH} < 7$: milieu acide

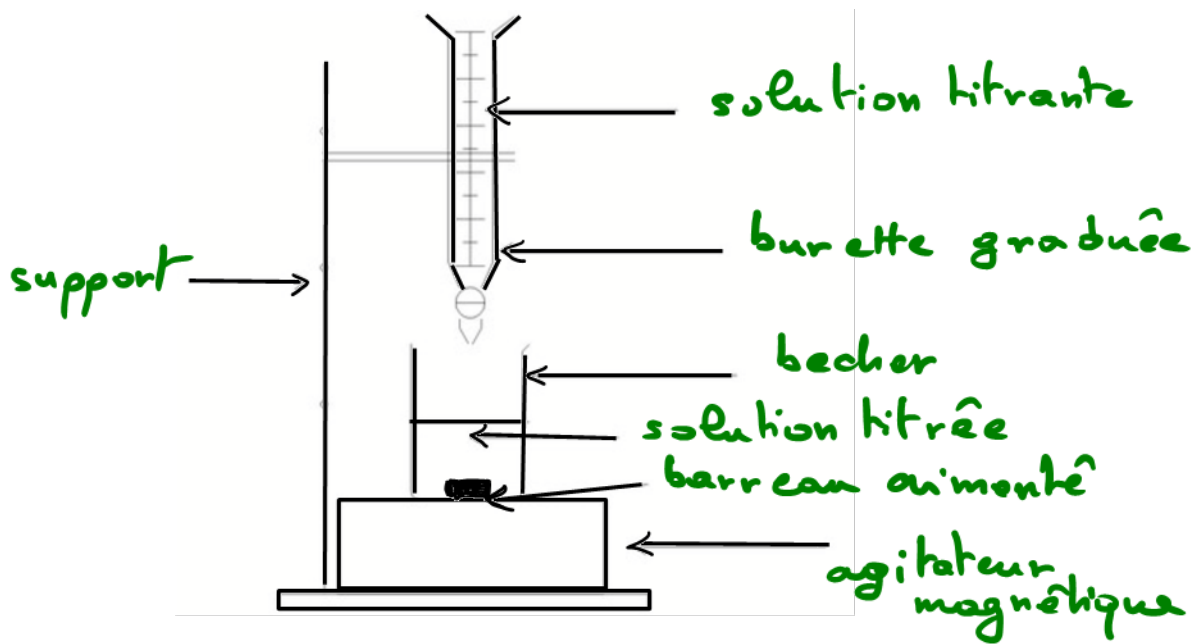
* $\text{pH} = 7$: milieu neutre

* $\text{pH} > 7$: milieu basique.

II - Determiner la nature de la solution (acide, base) en utilisant le B.B.T



III - Représenter le schéma du montage du dosage



IV - Déterminer une relation entre

C_A , V_A , C_B , V_B :

* Deux cas qui se présentent :

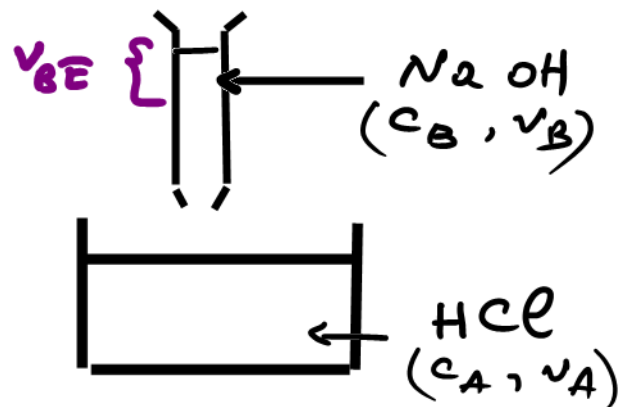
1^{er} cas :

à l'équivalence :

$$n_A = n_B$$

$$\Rightarrow C_A V_A = C_B V_{BE}$$

$$\Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$$



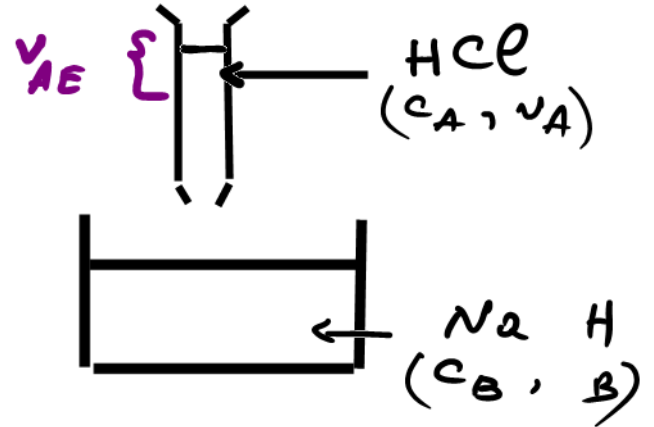
2^{ème} cas :

à l'équilibre :

$$n_A = n_B$$

$$\Rightarrow C_A V_{AE} = C_B V_B$$

$$\Rightarrow C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B}$$



V - Ecrire l'équation de la réaction du dosage :



VI - Définir l'équivalence acido-basique :

A l'équivalence acido-basique, l'acide et la base sont dans les proportions

stoéchiométriques :

$$\frac{n(H_3O^+)}{1} = \frac{n(OH^-)}{1} \Rightarrow n_A = n_B$$

Dosage manganométrique



Rq : même principe que le dosage précédent, mais dans ce cas on utilise toujours le couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$.

I - Ecrire l'équation de transformation des ions MnO_4^- en Mn^{2+} .

* pour trouver cette équation on doit passer par 5 étapes : 

- 1) Equilibrer tous les éléments autres que O et H.
- 2) Equilibrer O en ajoutant H_2O
- 3) Equilibrer H en ajoutant H^+
- 4) Equilibrer la charge en ajoutant des e^-
- 5) Transformer H^+ en H_3O^+ .

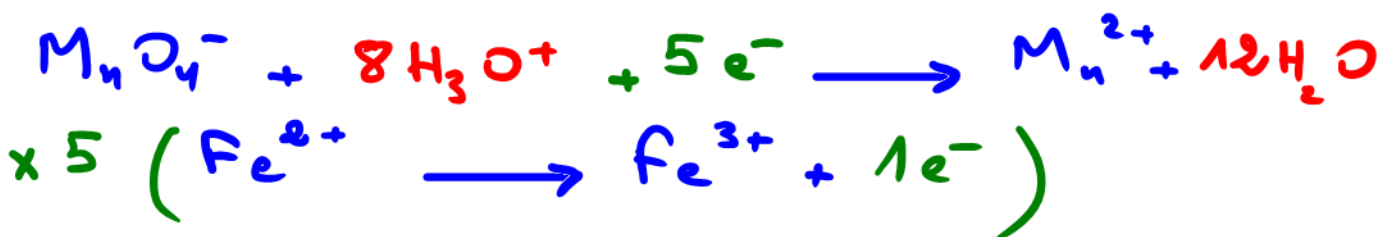
on obtient :



II - Ecrire l'équation de transformation des ions Fe^{2+} en Fe^{3+}



III - Deduire l'équation bilan de la réaction entre les ions MnO_4^- et les ions Fe^{2+} :



IV - Comment peut-on repérer le point d'équivalence dans ce dosage :

Dans un dosage manganométrique

on peut repérer le point d'équivalence par le changement de la couleur violette de MnO_4^- en incolore car par la décoloration.

En fait, l'équivalence est obtenue lorsque la couleur violette persiste.

V - Déterminer une relation entre C_1, V_1, C_2 et V_2 tel que :



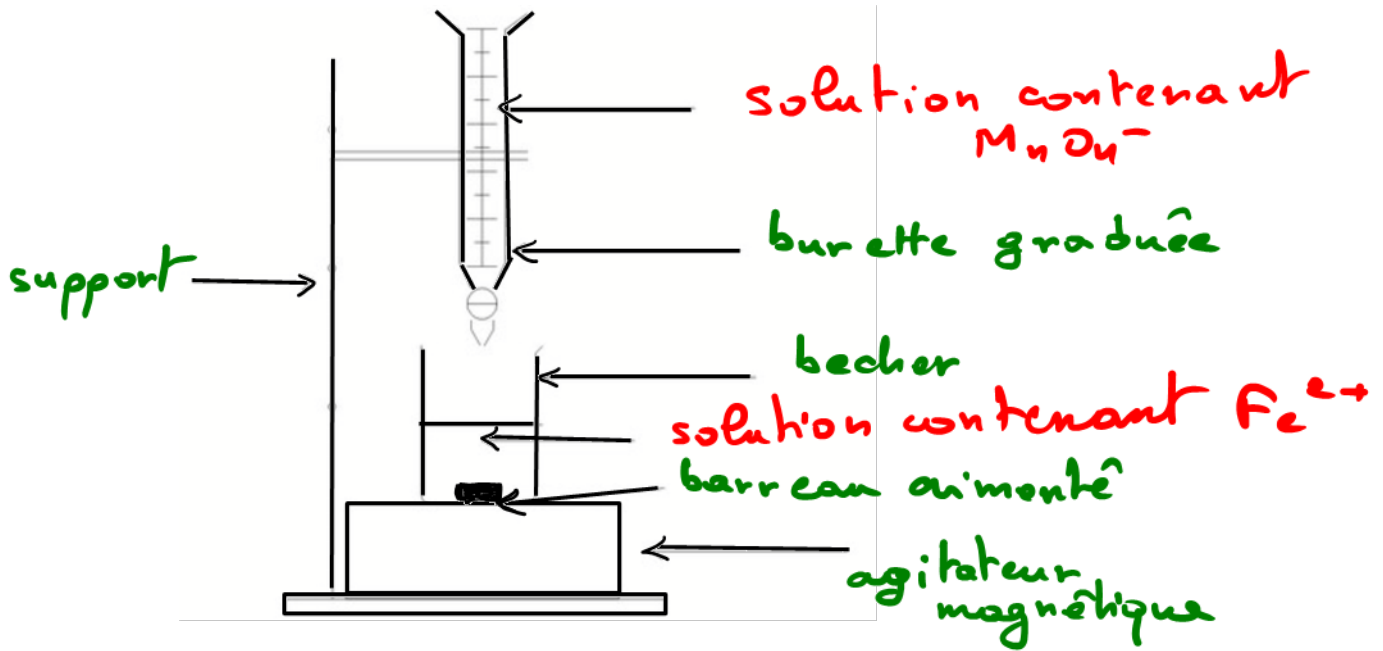
* On travaille à l'équivalence en respectant les coefficients stœchiométriques

$$\frac{n(MnO_4^-)}{1} = \frac{n(Fe^{2+})}{5}$$

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

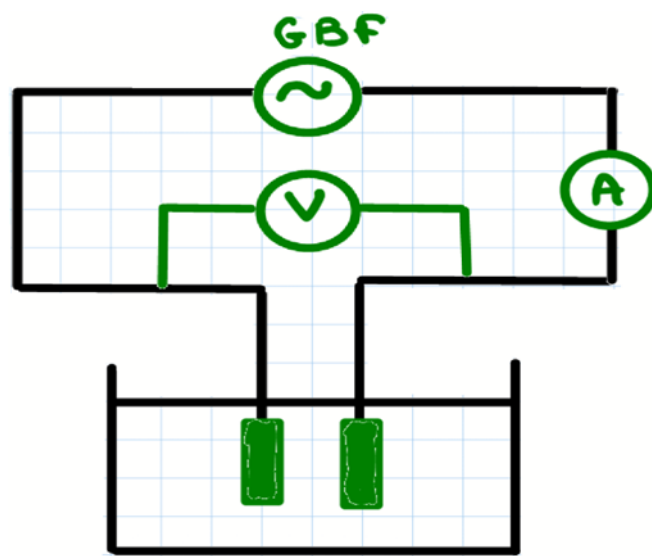
$$\Rightarrow C_1 = \frac{C_2 V_2}{5 V_1}$$

VI - Faire le schéma du montage de la réaction du dosage :



Courbe d'étalonnage $G = f(c)$

I - Schématiser le montage
conductimétrique



II - Déterminer l'expression de la
conductance G :

$$* G = \frac{1}{R} \quad \text{avec} \quad U = R I$$

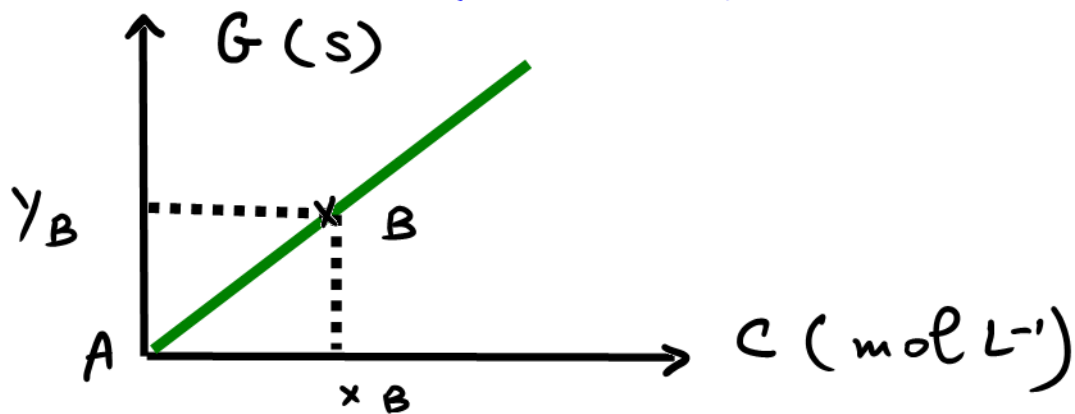
$$\Rightarrow R = \frac{U}{I}$$

finalement : $G = \frac{I}{U}$

G : (siemens) ; U : (V) ; R : (Ω) ; I : (A)

III - Déterminer l'équation de la courbe d'étalonnage :

* la courbe d'étalonnage est tjrs une droite linéaire (passe par l'origine)



$$G = a \cdot C$$

avec $a = \text{pente} = \frac{\gamma_B - \gamma_A}{x_B - x_A}$

Rémarque :

1. Dilution : (ajout de l'eau)

lors d'une dilution :

- * n br de mole n reste constant
- * la concentration C diminue
- * Le volume V augmente



exemple : dilution 10 fois .

$$\left. \begin{array}{l} V_2 = 100 \text{ mL} \\ V_1 = 10 \text{ mL} \end{array} \right\} V_2 = 10 V_1$$

$$\Rightarrow C_2 = \frac{C_1}{10}$$



10 fois
→



2 - prélèvement :

- * nbr de mole n diminue
- * la concentration C reste constante
- * Le volume diminue



$$C_2 = C_1$$

$$n_2 \neq n_1$$

$$V_1 < V_2$$