

DOSAGES - TITRAGES

Le but de tout dosage est de déterminer la concentration inconnue d'une espèce chimique à l'aide d'une autre espèce chimique de concentration connue.

Il faudra choisir la méthode qui sera la plus adaptée au dosage que l'on doit effectuer.

Pour cela il existe plusieurs méthodes:

- Le dosage par étalonnage.
- Le dosage par colorimétrie.
- Le titrage par mesure d'une grandeur physique.

1- Dosages par étalonnage

Réaliser un dosage par étalonnage consiste à déterminer la concentration d'une espèce en solution en comparant une grandeur physique, caractéristique de la solution, à la même grandeur physique mesurée pour des solutions étalons.

Le dosage par étalonnage est une méthode non destructive car elle ne met pas en jeu de réaction chimique.

1.1-Utilisation d'une échelle de teinte

Si l'espèce chimique dissoute est colorée alors il est possible de fournir un encadrement de sa concentration en réalisant une échelle de teinte.

La solution de concentration inconnue est comparée à une série de solutions comportant la même espèce chimique à des concentrations connues décroissantes. Si sa teinte est intermédiaire entre deux solutions (plus claire que l'une mais plus foncée que l'autre) alors les concentrations de ces deux solutions fournissent un encadrement de la valeur de la concentration recherchée.



Principe de mesure

Lorsqu'un soluté colore la solution dans laquelle il est dissous, la teinte de cette solution varie avec la concentration de ce soluté:

- Plus la solution est concentrée et plus sa teinte est foncée.
- Moins la solution est concentrée et plus sa teinte est claire.

Par conséquent il est possible de comparer la concentration de deux solutions en comparant leur teinte.

L'échelle de teinte exploite le lien entre couleur et concentration, elle repose sur la préparation de d'une série de solutions S_0, S_1, S_2, S_3 , etc. de concentrations décroissantes connues et de teintes de plus en plus claires.

En comparant une solution S_X ou S_Y de concentration inconnue C_X ou C_Y à celle de l'échelle de teinte on peut ainsi obtenir un encadrement de cette concentration inconnue.

Une échelle de teinte a l'avantage de permettre d'estimer rapidement la concentration d'une série de solutions mais ne fournit qu'un encadrement de la concentration.

La solution mère

La solution est mère S_0 est préparée en dissolvant une masse "m" de soluté dans le solvant. Elle constitue le premier niveau de l'échelle de teinte, celui ayant la concentration la plus élevée et la teinte la plus foncée. La masse m de soluté est à déterminer en fonction du volume de solution à préparer et de la concentration C_0 souhaitée qui en générale est de l'ordre de 10^{-1} mol/L ou 10^{-2} mol/L.

Les solutions filles

Les solutions filles S_1, S_2, S_3 , etc. constituent les niveaux suivants de l'échelle de teinte, elles sont obtenues par dilution successives à partir de la solution mère et possèdent des concentrations de plus en plus faibles ainsi que des teintes de plus en plus claires.

Le facteur de dilution est un nombre qui caractérise la dilution réalisée. On le note F. Il est défini par la relation:

$$F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}}$$

C'est un nombre obligatoirement supérieur à 1.

Remarque: On dilue X fois signifie que le facteur de dilution vaut X (et pas qu'on réalise x dilutions successives).

Remarque: On réalise une dilution au X^{ième} (dixième, cinquième, vingtième) signifie que le facteur de dilution vaut X.

En général le facteur de dilution F entre chacune des solutions filles varie de 2 à 10 (chaque dilution doit permettre d'obtenir une solution ayant une teinte distincte).

L'échelle de teinte peut comporter un nombre variable de solutions filles qui dépend de la précision de l'encadrement souhaité.

Utilisation de l'échelle de teinte pour estimer une concentration

La teinte de la solution est comparée à celles des solutions de l'échelle de teinte et les deux solutions qui s'en rapprochent le plus (celle qui est un peu plus foncée et celle qui est légèrement plus claire) fournissent un encadrement de la concentration de la solution.

Si par exemple la solution est plus claire que la solution fille S_2 mais plus foncée que la solution fille S_3 alors sa concentration est comprise entre celles de ces deux solutions:

$$C(S_3) < C(S_X) < C(S_2)$$

1.2- Utilisation de la masse volumique

Si l'espèce chimique dissoute est incolore alors il est possible de fournir un encadrement de sa concentration en relevant les variations de la masse volumique d'une solution en fonction de sa concentration massique.

Principe de mesure

Le tracé de la courbe d'étalonnage représentant les variations de la masse volumique en fonction de sa concentration massique permet de reporter la masse volumique de la solution inconnue puis d'en déterminer sa concentration massique.

Préparation des solutions

Supposons que l'on veuille déterminer la concentration massique $C_m(X)$ en glucose d'une solution inconnue S_X .

Pour cela on doit commencer par préparer des solutions aqueuses de glucose $S_0, S_1, S_2, S_3, S_4, S_5$, etc. de concentration massique $C_{m0}, C_{m1}, C_{m2}, C_{m3}, C_{m4}, C_{m5}$, etc. différentes. Pour faire cela

on dissout des masses $m_1, m_2, m_3, m_4, \text{etc.}$ de glucose afin d'obtenir différentes solutions aqueuses de glucose de volume $V = 100 \text{ mL}$.

Mesures des masses volumiques et courbe d'étalonnage

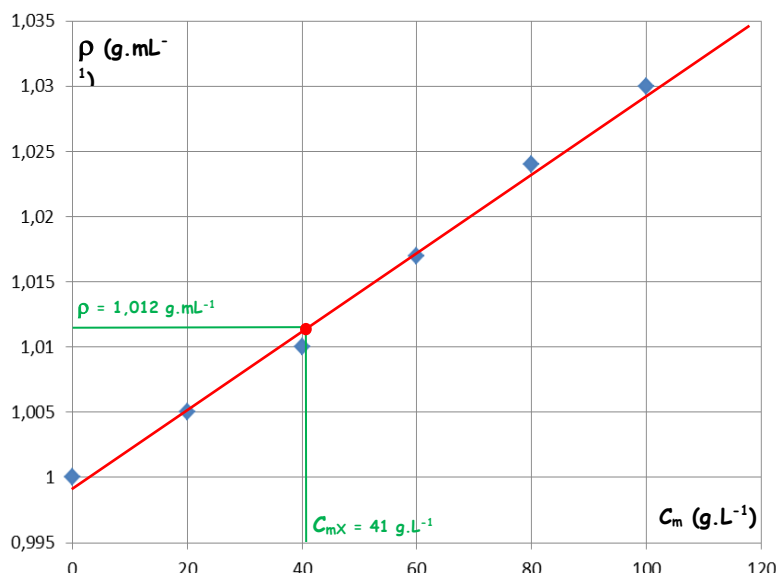
Afin d'obtenir la courbe d'étalonnage de la masse volumique des solutions en fonction de leurs concentrations massiques en glucose nous avons besoin de mesurer la masse volumique.

Avant de préparer les différentes solutions $S_0, S_1, S_2, S_3, S_4, S_5, \text{etc.}$ nous avons pris soin de mesurer et noter la masse à vide de chacune des fioles jaugées. Ensuite nous devons mesurer la masse de chacune des fioles jaugées de 100mL pleines afin d'en déduire les masses de chacune des solutions $S_0, S_1, S_2, S_3, S_4, S_5 \text{ etc.}$

Pour déterminer les masses volumiques $\rho_0, \rho_1, \rho_2, \rho_3, \rho_4, \rho_5$ de chacune de ces solutions on utilise la relation:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \left| \begin{array}{l} \rho: \text{Masse volumique du corps pur (g/mL ou g/cm}^3\text{)} \\ m: \text{Masse du corps pur (g)} \\ V: \text{Volume occupée par le corps pur (mL ou cm}^3\text{)} \end{array} \right.$$

On obtient ainsi la courbe d'étalonnage ci-après.



Détermination de la concentration en glucose de la solution inconnue

On prélève un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution inconnue dans une fiole jaugée afin d'en mesurer sa masse et en déduire sa masse volumique ρ_X .

On reporte sa valeur sur la courbe d'étalonnage afin d'en déduire la concentration massique C_{mX} en glucose de la solution inconnue.

Par exemple pour une masse volumique $\rho = 1,012 \text{ g/mL}$ on trouvera une concentration massique $C_{mX} = 41 \text{ g/L}$ de glucose.

1.3- Dosage spectrophotométrie par étalonnage

On utilise un colorimètre ou un spectrophotomètre afin de réaliser une série de mesures d'absorbance à une de plusieurs solutions colorées de concentrations différentes. On utilisera une lumière colorée ayant une longueur d'onde correspondant au maximum d'absorption de la solution.

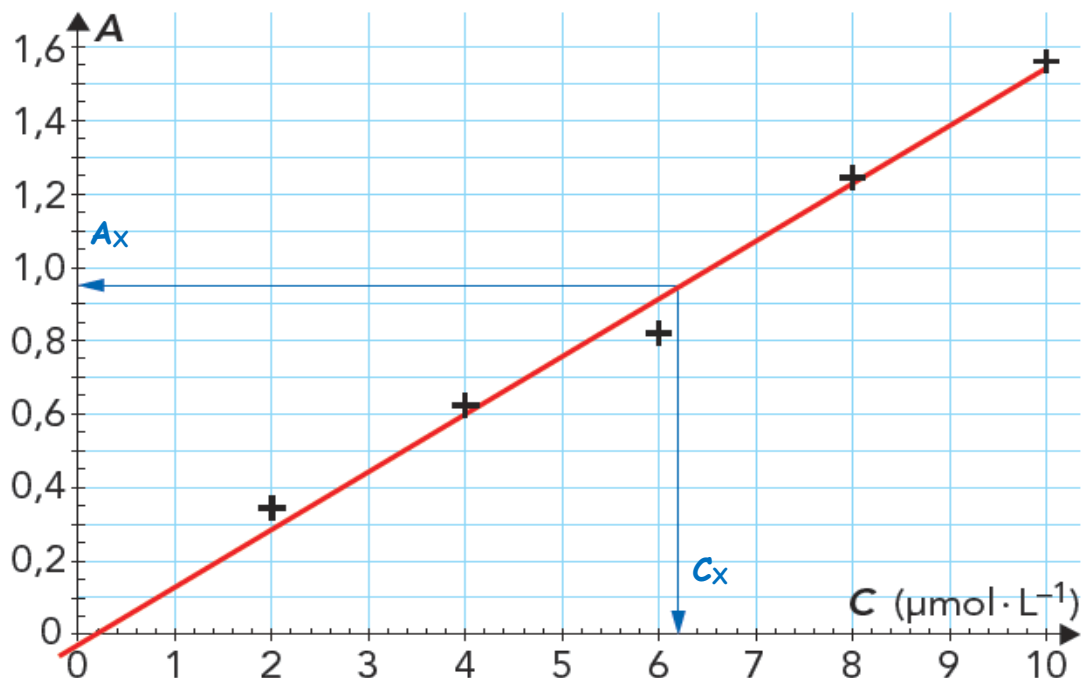


On obtient ainsi une courbe d'étalonnage. La mesure de l'absorbance A_x de la solution inconnue permettra d'en déduire la valeur de sa concentration C_x .

Loi de Beer Lambert: L'absorbance A d'une espèce chimique en solution diluée est proportionnelle à la concentration molaire ou massique C de cette espèce.

$$A = k \cdot C$$

A :	Absorbance de la solution (sans unité)
k :	Coefficient de proportionnalité ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ ou $\text{L} \cdot \text{g}^{-1}$)
C :	Concentration molaire ou massique de la solution ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ou $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$)



1.4- Dosage conductimétrique par étalonnage

On utilise un conductimètre afin de réaliser une série de mesures de conductivité de plusieurs solutions ioniques de concentrations différentes.

On obtient ainsi une courbe d'étalonnage. La mesure de la conductivité σ_x de la solution inconnue permettra d'en déduire la valeur de sa concentration C_x .

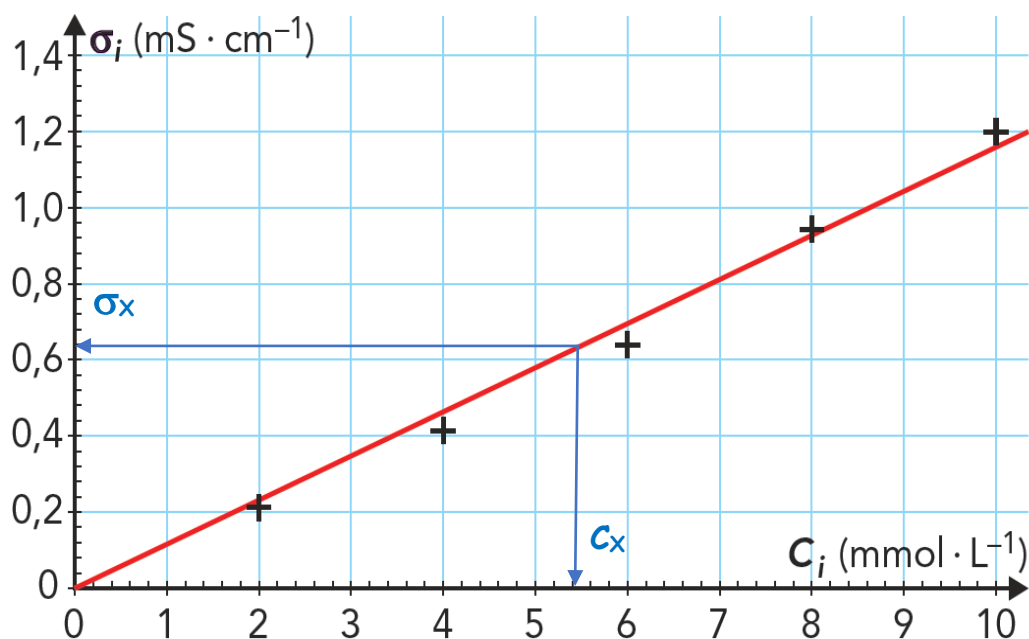
Loi de Kohlrausch: La conductivité σ d'une espèce chimique en solution diluée est proportionnelle à la concentration molaire C en soluté apporté.

$$\sigma = k \cdot C$$

σ : Conductivité de la solution ($S \cdot m^{-1}$)

k : Coefficient de proportionnalité ($S \cdot L \cdot mol^{-1}$)

C : Concentration molaire de la solution ($mol \cdot L^{-1}$)



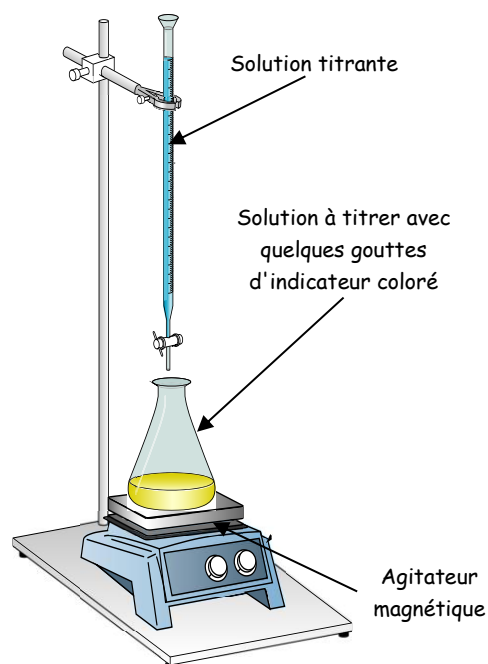
2- Dosage par titrage colorimétrique

Pour un dosage par colorimétrie, on peut utiliser un erlenmeyer étant donné qu'aucun instrument de mesure n'est nécessaire.

L'équivalence est atteinte lorsqu'on observe un changement d'aspect du milieu réactionnel (changement de couleur).

Les dosages se faisant à la goutte près, il est donc recommandé d'effectuer un premier dosage rapide de manière à situer approximativement le volume de solution titrante versé à l'équivalence.

Le deuxième dosage se fera alors lentement et précisément (goutte à goutte) lorsqu'on sera proche de ce volume à l'équivalence.

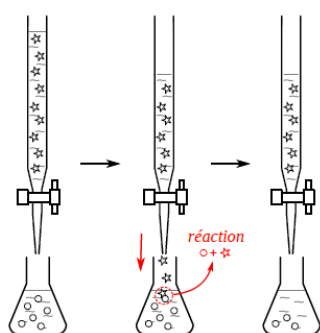


2.1- Méthode

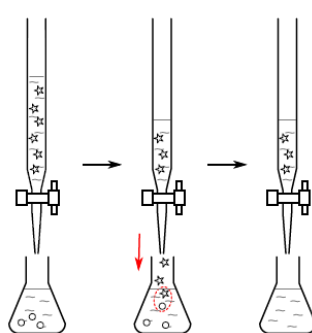
Avant l'équivalence, quand on introduit le réactif de la burette dans le milieu réactionnel, il réagit totalement avec l'autre réactif à doser. Rapidement, il disparaît totalement, mais il reste du réactif à doser.

À partir de l'équivalence, tout le réactif présent initialement dans l'erlenmeyer sera consommé, on verra un changement de couleur. Ensuite, le réactif issu de la burette qui sera introduit ne réagira plus.

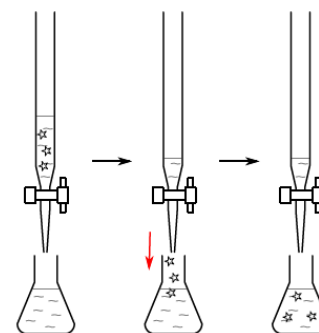
Après l'équivalence, tout le réactif présent initialement dans l'erlenmeyer ayant disparu, le réactif issu de la burette qui sera introduit sera ajouté simplement.



Avant l'équivalence, le réactif issu de la burette sera totalement consommé et il restera du réactif dans l'erlenmeyer



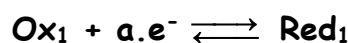
Au moment de l'équivalence, tous les réactifs présents dans l'erlenmeyer disparaissent, la réaction est dans les proportions stœchiométrique.



Après l'équivalence, on ajoute simplement le réactif présent dans la burette, il n'y a plus de réaction.

2.2- Dosage RedOx

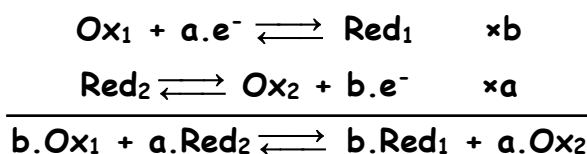
On a un oxydant noté Ox_1 qui se réduira pour donner un réducteur noté Red_1 selon la demi-équation électronique:



On a un réducteur noté Red_2 qui s'oxydera pour donner un oxydant noté Ox_2 selon la demi-équation électronique:



L'équation bilan de la réaction s'obtient en multipliant les coefficients de la première équation par b et ceux de la deuxième par a puis on ajoute les deux équations électroniques:



D'après l'équation de réaction **b** moles de **Ox₁** réagissent avec **a** moles de **Red₂** quand on est dans des proportions stœchiométriques.

Lors du dosage, au moment où l'équivalence est faite, les proportions de réactifs sont stœchiométriques.

Si **n₀(Ox₁)** est la quantité de matière d'Oxydant 1 et **n₀(Red₂)** est la quantité de matière de Réducteur 2 alors on aura à l'équivalence la relation:

$$\frac{n_0(\text{Ox}_1)}{b} = \frac{n_0(\text{Red}_2)}{a}$$

2.3- Dosage des ions Fer II (**Fe²⁺**) par des ions Permanganate (**MnO₄⁻**)

Une solution contient des ions Fer II **Fe²⁺(aq)** dont on veut mesurer la concentration **C**.

On réalise un dosage en utilisant une réaction d'oxydoréduction entre les ions Fer II **Fe²⁺(aq)** et les ions permanganate **MnO₄⁻(aq)**.

On prélève un volume **V** de solution de Fer II à titrer, de concentration **C** inconnue, et on utilise une solution titrante de Permanganate de Potassium de concentration **C₀** dont on aura versé un volume **V_{éq}** à l'équivalence.

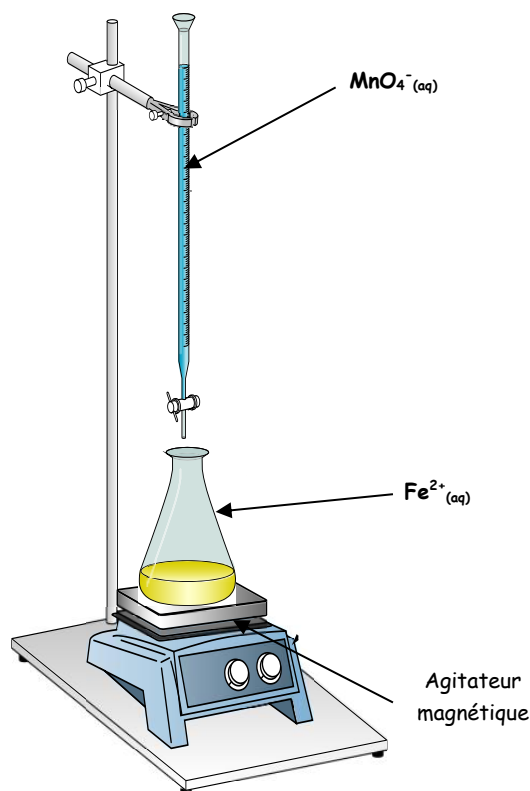
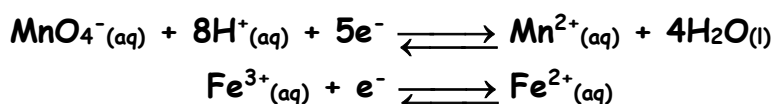
À l'instant de l'équivalence, tous les réactifs disparaissent en même temps, aucun n'est en excès.

L'ion Permanganate colorant fortement la solution en violet, sa disparition sera visible par un changement de couleur du milieu qui devient incolore.

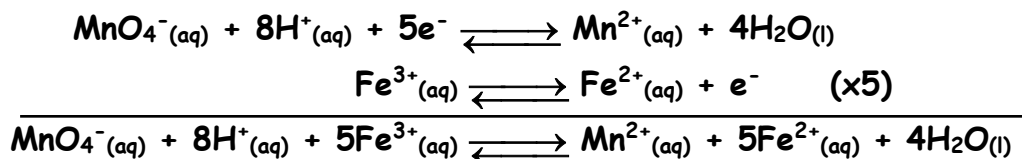
Les couples oxydants réducteurs utilisés sont:



Les demi-équations rédox de ces couples sont:



On place les réactifs à gauche et les produits à droite, on multiplie les demi-équations de manière à avoir un transfert de 5 électrons puis on les ajoute membre à membre:



On exprime les quantités de matière à partir des volumes et des concentrations des solutions ayant réagi dans le bécher.

Pour les ions Fer II $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$:

$$n(\text{Fe}^{2+}) = C \times V$$

Pour les ions Permanganate $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$:

$$n(\text{MnO}_4^-) = C_0 \times V_{\text{éq}}$$

D'après l'équation de réaction 1 ion $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ réagit avec 5 ions $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$. Nous aurons ainsi à l'équivalence la relation:

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{1} = \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5}$$

C'est à dire:

$$5 \times n(\text{MnO}_4^-) = 1 \times n(\text{Fe}^{2+})$$

Soit:

$$5 \times C_0 \times V_{\text{éq}} = 1 \times C \times V$$

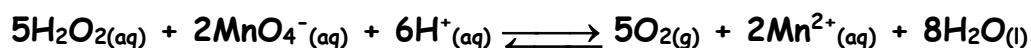
Nous en déduisons la valeur C de la concentration en ions Fer II $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ de la solution:

$$C = \frac{5 \times C_0 \times V_{\text{éq}}}{V}$$

2.4- Dosage du Peroxyde d'Hydrogène H_2O_2 par des ions Permanganate (MnO_4^-)

On veut titrer un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution de Peroxyde d'Hydrogène de concentration C par une solution aqueuse de Permanganate de potassium de concentration C_0 .

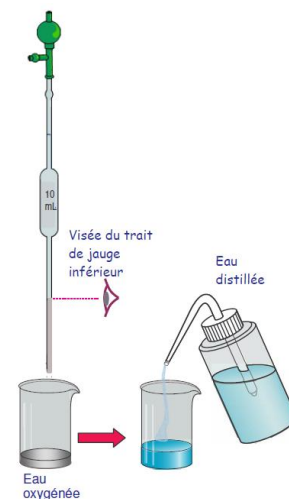
L'équation de la réaction chimique entre le Peroxyde d'Hydrogène H_2O_2 et les ions Permanganate (MnO_4^-) s'écrit:



Etape 1

On commence par prélever un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution de Peroxyde d'Hydrogène à l'aide d'une pipette jaugée (préalablement rincée).

On verse ce volume V dans un bécher, et on ajoute environ 20 mL d'eau distillée.

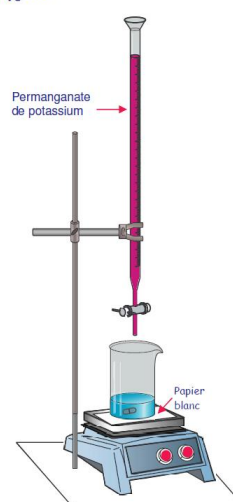


Etape 2

On remplit la burette graduée (préalablement rincée) avec le réactif titrant qui est ici le Permanganate de Potassium.

On dépose un papier blanc sur l'agitateur magnétique.

On dépose ensuite le bécher muni d'un turbulent sur l'agitateur magnétique.



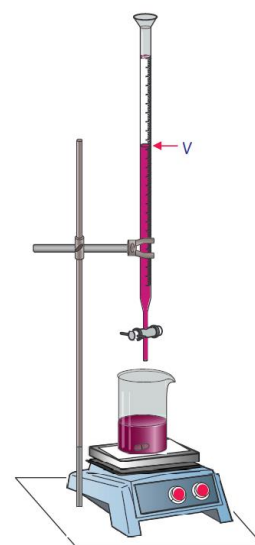
Etape 3

On effectue un premier dosage rapide.

On met en route l'agitation.

On verse rapidement la solution de Permanganate de Potassium jusqu'à ce que la couleur violette Persiste.

On relève le volume V_{rapide} versé.



Etape 4

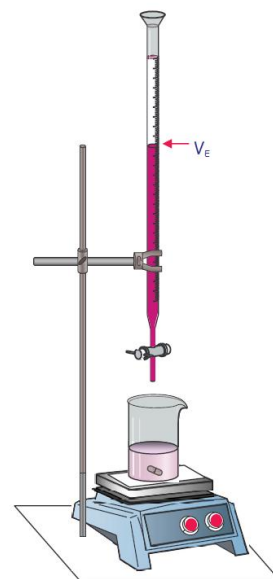
On effectue un second dosage précis.

On recommence à nouveau le titrage depuis le début.

On verse rapidement la solution de Permanganate de Potassium jusqu'à un volume $V_{\text{rapide}} - 5\text{mL}$.

On verse ensuite la solution de Permanganate de Potassium de $0,5 \text{ mL}$ en $0,5 \text{ mL}$.

On repèrera le volume $V_{\text{éq}}$ versé à l'équivalence à la goutte près.



On exprime les quantités de matière à partir des volumes et des concentrations des solutions ayant réagi dans le bécher.

Pour les molécules $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$:

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = C \times V$$

Pour les ions Permanganate $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$:

$$n(\text{MnO}_4^-) = C_0 \times V_{\text{éq}}$$

D'après l'équation de réaction 2 ions $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ réagissent avec 5 molécules $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$. Nous aurons ainsi à l'équivalence la relation:

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{5}$$

C'est à dire:

$$5 \times n(\text{MnO}_4^-) = 2 \times n(\text{H}_2\text{O}_2)$$

Soit:

$$5 \times C_0 \times V_{\text{éq}} = 2 \times C \times V$$

Nous en déduisons la valeur C de la concentration de la solution de Peroxyde d'Hydrogène:

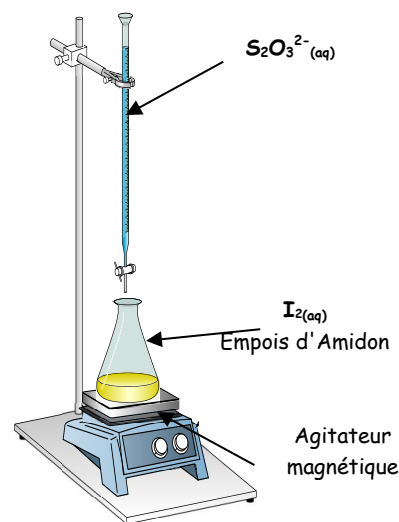
$$C = \frac{5 \times C_0 \times V_{\text{éq}}}{2 \times V}$$

2.4- Dosage du Diode I_2 par des ions Thiosulfate ($S_2O_3^{2-}$)

Une solution contient des molécules de Diode $I_{2(aq)}$ dont on veut mesurer la concentration C .

On réalise un dosage en utilisant une réaction d'oxydoréduction entre les molécules de Diode $I_{2(aq)}$ et les ions thiosulfate ($S_2O_3^{2-}$)_(aq).

On prélève un volume V de solution de Diode à titrer, de concentration C inconnue, et on utilise une solution titrante de Thiosulfate de Sodium de concentration C_0 dont on aura versé un volume $V_{\text{éq}}$ à l'équivalence.



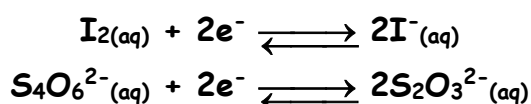
À l'instant de l'équivalence, tous les réactifs disparaissent en même temps, aucun n'est en excès.

Les molécules de Diode n'étant plus présentes, l'empois d'Amidon ne donne plus une coloration bleue au milieu réactionnel qui devient brusquement incolore.

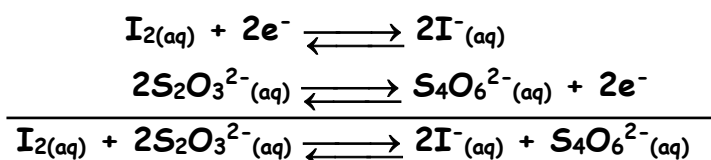
Les couples oxydants réducteurs utilisés sont:



Les demi-équations rédox de ces couples sont:



On place les réactifs à gauche et les produits à droite, on multiplie les demi-équations de manière à avoir un transfert de 2 électrons puis on les ajoute membre à membre:



On exprime les quantités de matière à partir des volumes et des concentrations des solutions ayant réagi dans le bécher.

Pour les molécules de Diode $I_{2(aq)}$:

$$n(I_2) = C \times V$$

Pour les ions Thiosulfate $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$:

$$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = C_0 \times V_{\text{éq}}$$

D'après l'équation de réaction 1 molécule ion $\text{I}_2(\text{aq})$ réagit avec 2 ions $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$. Nous aurons ainsi à l'équivalence la relation:

$$\frac{n(\text{I}_2)}{1} = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$$

C'est à dire:

$$2 \times n(\text{I}_2) = 1 \times n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$$

Soit:

$$2 \times C_0 \times V_{\text{éq}} = 1 \times C \times V$$

Nous en déduisons la valeur C de la concentration en Diode $\text{I}_2(\text{aq})$ dans la solution:

$$C = \frac{2 \times C_0 \times V_{\text{éq}}}{V}$$

3- Dosage par suivi pH-métrie

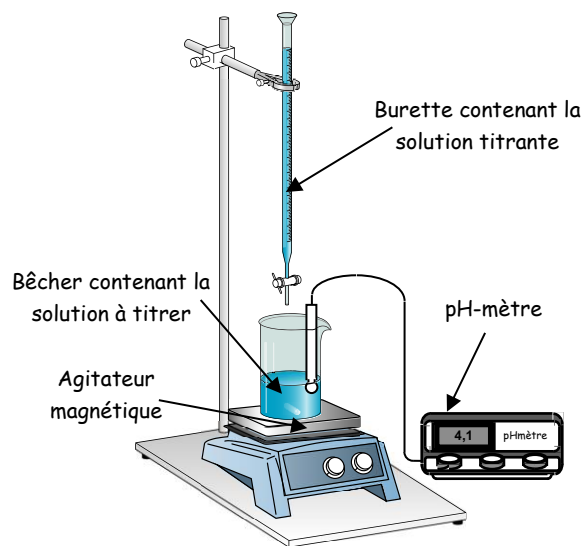
La courbe de titrage pH-métrique est la courbe donnant les variations du **pH** en fonction du volume V de solution titrante versée.

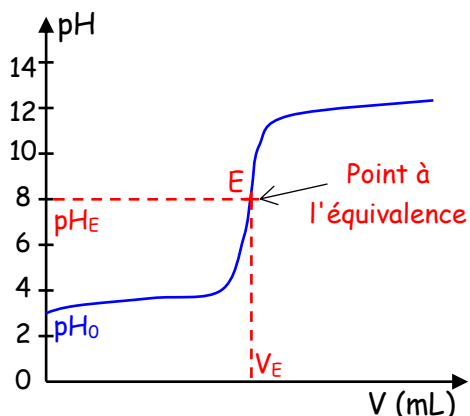
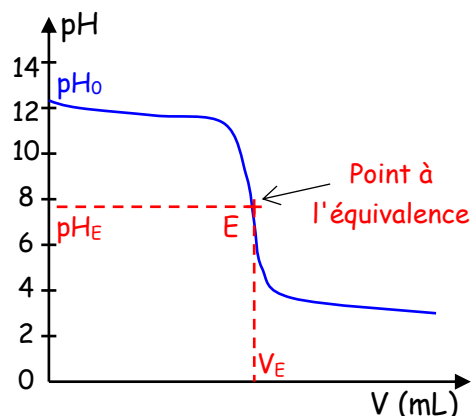
Le relevé des valeurs du **pH** en fonction du volume de solution titrante versé se fait grâce à l'utilisation d'un pH-mètre préalablement étalonné ou à l'aide d'une sonde **pH** reliée à un système d'acquisition informatique.

L'allure générale de la courbe de titrage dépend de la nature de la solution à titrer.

Si la solution à titrer est une solution acide, la valeur du **pH** initial est inférieure à 7. La solution titrante sera alors une base.

Si la solution à titrer est une solution basique, la valeur du **pH** initial est supérieure à 7. La solution titrante sera alors un acide.



Titration d'un acide par une base ($pH_0 < 7$)Titration d'une base par un acide ($pH_0 > 7$)

Les courbes précédentes font apparaître un point singulier noté **E** et appelé point équivalent.

A l'équivalence, la quantité de matière de l'espèce à titrer et la quantité de matière de l'espèce titrante ont été mélangées et ont réagi dans les proportions stœchiométriques.

Pour un monoacide $AH_{(aq)}$ titré par une solution contenant des ions hydroxyde $HO^-_{(aq)}$, on aura:

$$n(HO^-)_{\text{équivalence}} = n(AH)_i$$

Pour une monobase $A^-_{(aq)}$ titrée par une solution contenant des ions oxonium $H_3O^+_{(aq)}$, on aura:

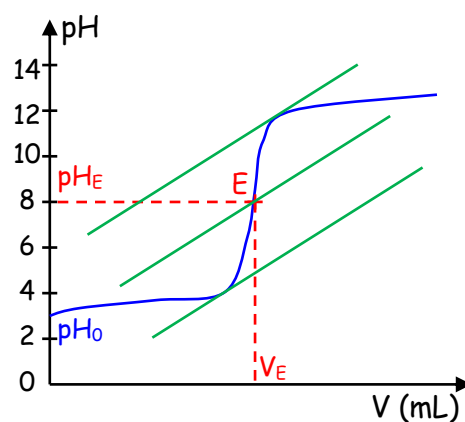
$$n(H_3O^+)_{\text{équivalence}} = n(A^-)_i$$

Le point équivalent peut être repéré par trois méthodes:

Méthode 1 - La méthode des tangentes parallèles qui est une méthode graphique.

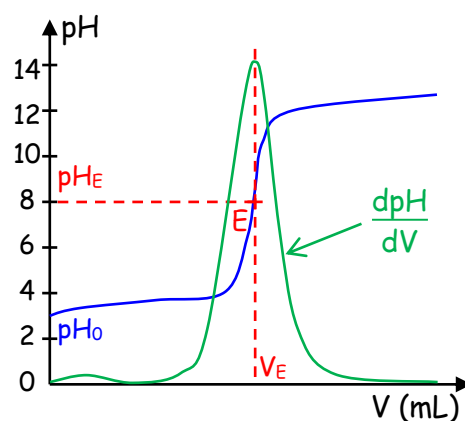
On trace, de part et d'autre du saut de **pH**, deux tangentes à la courbe, parallèles entre elles.

On trace ensuite une droite parallèle et équidistante aux deux tangentes, qui coupe la courbe d'évolution du **pH** au point équivalent.



Méthode 2 - La méthode de la dérivée qui est une méthode numérique qui nécessite l'utilisation de l'informatique et d'un tableur grapheur.

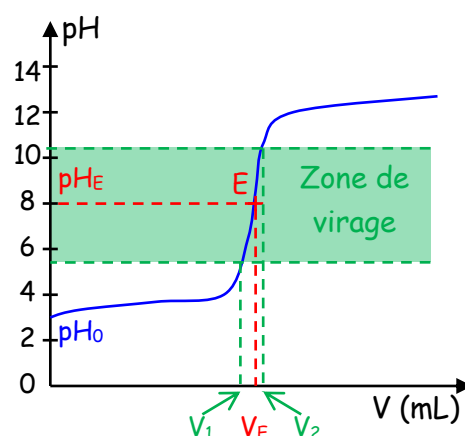
Cette méthode consiste à calculer et tracer la dérivée $\frac{dpH}{dV}$ du **pH** en fonction du volume **V** de solution titrante. Le volume équivalent correspondant à l'extremum de cette fonction on en déduit le point équivalent.



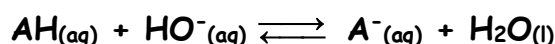
Méthode 3 - La méthode utilisant un indicateur coloré qui est une méthode expérimentale.

En général on choisit un indicateur coloré tel que le point équivalent se situe dans sa zone de virage.

Les volumes V_1 et V_2 ainsi déterminés encadrent la valeur recherchée du volume à l'équivalence.

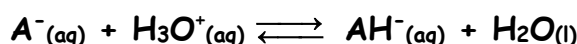


Si on réalise le titrage d'une solution d'acide faible $AH_{(aq)}$ par une solution de base forte représentée par l'ion $HO^-_{(aq)}$, l'équation de la réaction est:



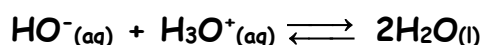
La réaction étant totale, à l'équivalence les espèces $AH_{(aq)}$ et $HO^-_{(aq)}$ ont totalement disparues. La solution ne contient alors que la base $A^-_{(aq)}$. Le **pH** à l'équivalence est donc supérieur à 7.

Si on réalise le titrage d'une solution de base faible $A^-_{(aq)}$ par une solution d'acide fort représentée par l'ion $H_3O^+_{(aq)}$, l'équation de la réaction est:



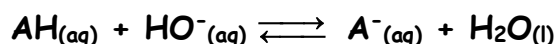
La réaction étant totale, à l'équivalence les espèces $A^-_{(aq)}$ et $H_3O^+_{(aq)}$ ont totalement disparues. La solution ne contient alors que l'acide $AH_{(aq)}$. Le **pH** à l'équivalence est donc inférieur à 7.

Si on réalise le titrage d'une solution d'acide fort (ou de base forte) par une solution de base forte (ou d'acide fort), l'équation de la réaction est:



La réaction étant totale, à l'équivalence les espèces $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ ont totalement disparues. La solution ne contient alors que de l'eau $\text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$. Le pH à l'équivalence est celui de l'eau, c'est-à-dire $\text{pH}=7$ à 25°C .

Exemple: On réalise le titrage d'une solution d'acide faible $\text{AH}_{(\text{aq})}$ de concentration C_A par une solution de base forte de concentration C_B représentée par l'ion $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ l'équation de la réaction est:



Connaissant le volume $V_{\text{éq}}$ versé à l'équivalence, on aura:

$$n(\text{HO}^-)_{\text{éq}} = n(\text{AH})_{\text{éq}}$$

D'où la relation:

$$C_B \cdot V_{\text{éq}} = C_A \cdot V_A$$

On en déduit la concentration C_A de la solution d'acide faible:

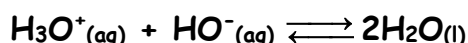
$$C_A = C_B \cdot \frac{V_{\text{éq}}}{V_A}$$

4- Dosage par suivi conductimétrique

Techniquement, le dosage conductimétrique est utilisé quand d'autres méthodes n'y parviennent pas ou lorsque les résultats obtenus sont difficilement exploitables.

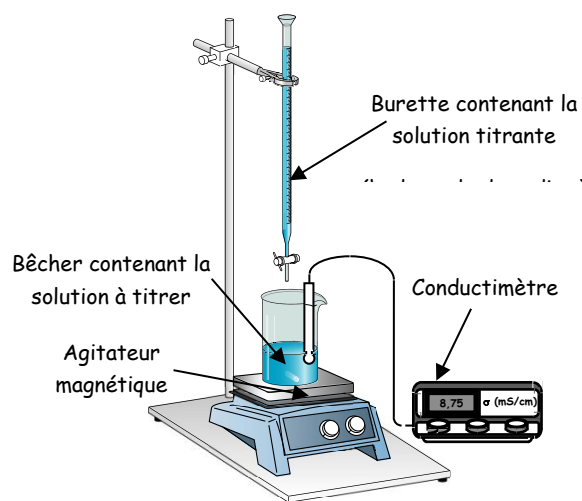
Considérons le dosage d'un volume V_A d'une solution d'acide $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ de concentration C_A par une solution d'hydroxyde $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ de concentration C_B .

L'équation de la réaction s'écrit:



Afin que la variation de la conductivité σ ne soit due qu'à la variation du nombre d'ions de chaque espèce et non à la dilution, il faut que le volume du mélange soit quasi constant malgré les ajouts de solution de soude.

Pour cela, le volume initial V_A d'acide doit être important et la concentration C_B de la solution

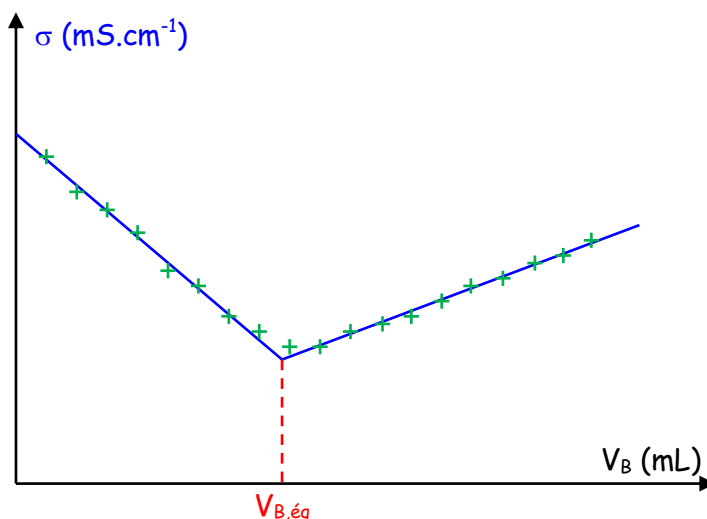


de soude ajoutée doit être nettement supérieure à la concentration C_A de l'acide chlorhydrique. On ajoutera donc à la solution à titrer un certain volume d'eau distillée.

La courbe représentant la variation de la conductivité σ en fonction du volume V_B de base ajoutée montre deux parties linéaires dont l'intersection a pour abscisse le volume $V_{b, \text{éq}}$ de soude versé à l'équivalence.

La concentration de la solution d'acide chlorhydrique est donnée par la relation:

$$C_A = C_B \cdot \frac{V_{B, \text{éq}}}{V_A}$$



L'allure de cette courbe est facile à interpréter et comprendre.

Le bécher contient initialement des ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$.

Après un ajout d'ions $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$, avant l'équivalence, on a, à volume quasi constant, une diminution des ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ de grande conductivité. La conductivité σ diminue donc.

À l'équivalence, toujours à volume quasi constant, la quantité d'ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ est devenue nulle. La conductivité σ atteint son minimum.

Après l'équivalence, toujours à volume quasi constant, la quantité d'ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ reste nulle. Le nombre d'ions $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ de grande conductivité, augmente. La conductivité σ augmente.

Remarque: Afin de déterminer le point de la courbe correspondant à l'équivalence il est nécessaire de poursuivre l'ajout de réactif titrant après l'équivalence.

Connaissant le volume $V_{B, \text{éq}}$ versé à l'équivalence, on aura:

$$n(\text{HO}^-)_{\text{éq}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{éq}}$$

D'où la relation:

$$C_B \cdot V_{B, \text{éq}} = C_A \cdot V_A$$

On en déduit la concentration C_A de la solution d'acide:

$$C_A = C_B \cdot \frac{V_{B, \text{éq}}}{V_A}$$