

- Objectifs :**
- Déterminer la concentration molaire d'une espèce chimique en solution aqueuse en utilisant une réaction d'oxydoréduction ou une réaction acido-basique
 - Comprendre la notion de l'équivalence
 - repérer le volume versé à l'équivalence

I. Quel est l'intérêt d'un dosage ?

1. Définition

Doser ou titrer une espèce chimique en solution consiste à déterminer la concentration molaire de cette espèce dans la solution.

Il existe plusieurs méthodes pour atteindre ce but :

☛ **méthodes non destructives :** la solution étudiée reste intacte et peut être récupérée à la fin du dosage.

ex : dosage du sérum physiologique (TP chimie 4).

☛ **méthodes destructives :** on fait réagir la solution à étudier avec une solution dont on connaît la concentration. On appelle ce type de dosage un **titrage**.

ex : voir II.

2. Intérêt d'un dosage

Vérifier la concentration

- de certains polluants dans les rivières... ☛ protection de l'environnement
- d'espèces chimiques dans différentes boissons... ☛ analyses alimentaires, contrôle industriel
- en principe actif de médicaments... ☛ analyses pharmaceutiques
- du taux d'alcool dans le sang... ☛ analyses médicales

(revoir l'activité Ac1.1 Pourquoi mesurer en chimie ?)

II. Exemples de titrages

1. Comment réussir un titrage ?

Le choix de la réaction de titrage est primordial.

☛ l'espèce chimique de concentration inconnue, appelée **solution titrée**, doit réagir avec une espèce chimique de concentration connue très précisément, appelée **solution titrante**.

☛ la réaction chimique doit être :

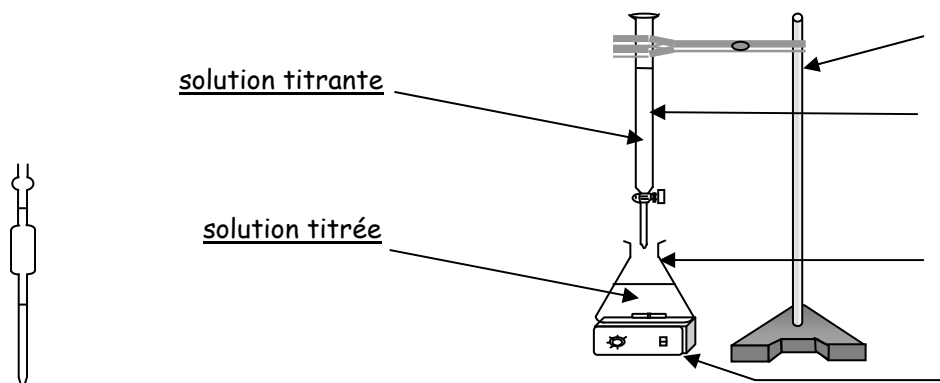
- **unique** : non parasitée par une autre réaction ayant les mêmes réactifs mais des produits différents
- **totale** : un des réactif doit disparaître complètement
- **rapide** : pratiquement instantanée
- **observable** : la transformation doit être perceptible à l'œil nu ou grâce à un appareil (conductimètre...)

2. Les 2 exemples classiques

☑ **Titration colorimétrique d'ions fer(II) dans une solution de sel de Mohr**

Les ions Fe^{2+} ne sont pas stables en solution aqueuse : ils s'oxydent en Fe^{3+} sous l'action du dioxygène de l'air. Par contre, une solution de sel de Mohr (solide de formule $\text{Fe}(\text{SO}_4)_2(\text{NH}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) est stable.

a. Dispositif expérimental



b. Tableau d'avancement de la réaction de titrage

	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
E. I. (mol)						
en cours (mol)						
E. F. (mol)						

- Au début du titrage, quel est le réactif limitant ?
- Comment peut-on faire changer de réactif limitant ?

c. Equivalence d'un titrage

L'équivalence est atteinte lorsqu'on change réactif limitant.

On note V_{eq} le volume de solution titrante versée à l'équivalence.

- D'après le tableau d'avancement, quelles relations a-t-on à l'équivalence ?
- En déduire l'expression de la concentration en ions $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ de la solution titrée :

d. Repérage de l'équivalence

Dans un titrage colorimétrique, le repérage de l'équivalence se fait grâce au changement de couleur de la solution contenue dans l'erlenmeyer.

- Quelle est la couleur de la solution dans l'erlenmeyer avant l'équivalence ?
après l'équivalence ?
- Qu'observe-t-on à l'équivalence ?

☑ Titrage conductimétrique d'une solution de chlorure d'hydrogène (ou acide chlorhydrique)

Pour cette partie, répondre aux questions sur un compte-rendu.

a. Travail préliminaire

L'acide chlorhydrique est un produit d'usage courant.

Sur l'étiquette du flacon ci-contre, on peut lire le pourcentage massique en HCl, la densité d de la solution ainsi que la masse molaire M de HCl.

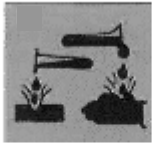
On souhaite vérifier expérimentalement les données fournies par le fabricant.

1. Calculer la concentration c_0 de la solution commerciale.

On a dilué cette solution commerciale 1000 fois avant de réaliser le titrage conductimétrique.

2. Pourquoi est-il nécessaire de diluer la solution commerciale ?
3. Quelle précaution faut-il prendre lors de cette dilution ?

ACIDE CHLORHYDRIQUE
HCl



Teneur minimum : 34 %
d : 1,17
M : 36,47



TPC 8



On appelle (S_A) la solution diluée 1000 fois et on note c_A sa concentration molaire que l'on cherche à vérifier.

On rappelle que la conductivité molaire ionique de l'ion H_3O^+ est très supérieure à celle des autres ions.

On veut réaliser le titrage des ions H_3O^+ contenus dans 10,0 mL de solution (S_A).

La réaction du titrage est représentée par l'équation : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

Les ions H_3O^+ seront apportés par le prélèvement à la pipette jaugée de la solution (S_A) introduit en une fois dans un bécher ☞ solution titrée.

Les ions $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ seront apportés par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration connue très précisément $c_B = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ présente dans une burette graduée. ☞ solution titrante. Cette solution titrante est versée progressivement dans le bécher.

4. Au début du titrage, quel est le réactif limitant ?
5. Comment peut-on faire changer de réactif limitant ?
6. Quels sont les ions présents dans le bécher avant de commencer à verser le réactif titrant ?
7. Quels sont les ions présents dans le bécher *avant* l'équivalence ?
8. Prévoir, **en justifiant**, l'évolution de la quantité de matière de ces ions *avant* l'équivalence, pendant que le réactif titrant est ajouté.
9. Prévoir l'évolution de la concentration de ces ions *avant* l'équivalence, pendant que le réactif titrant est ajouté, **en supposant que le volume ne varie pratiquement pas**.
10. Prévoir, **en justifiant**, l'évolution de la conductivité *avant* l'équivalence.
11. Répondre aux mêmes questions de 7 à 10 mais en se plaçant *après* l'équivalence.

b. Mode opératoire

- Etalonner le conductimètre.
- Prélever un volume $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de solution (S_A) que l'on introduira dans un bécher de 250 mL.
- Ajouter de l'eau distillée (environ 150 mL) dans le bécher. **On considèrera que pendant tout le titrage, le volume du système chimique est quasiment constant.**
- Rincer la burette à l'aide de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_B = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Remplir la burette de cette même solution d'hydroxyde de sodium et ajuster le zéro (sans bulle d'air).
- Installer l'agitateur magnétique et placer le turbulent dans le becher.
- Rincer la cellule conductimétrique et la placer dans le bécher.
- Mettre l'agitateur en marche (agitation douce : attention à ne pas heurter la cellule !)
- Remplir le tableau ci-dessous et commencer à verser la solution titrante en ouvrant le robinet de la burette.
- Continuer de 2 en 2 mL jusqu'à un volume de 18,0 mL.

$V_B \text{ (mL)}$	0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	12,0	14,0	16,0	18,0
$G \text{ ()}$										

Appeler le professeur pour vérifier vos valeurs

12. En utilisant le tableur *Regressi* (ou avec du papier millimétré pour les plus moyenâgeux), tracer un graphe donnant la conductance G de la solution en fonction du volume V_B de solution titrante versée.

Appeler le professeur pour vérifier votre graphe avant de l'imprimer

c. Exploitation du graphe

14. Ce graphe est-il en accord avec la partie a. ?
15. **Repérage de l'équivalence** : déduire du graphe le volume versé V_{eq} à l'équivalence.
16. Faire le tableau d'avancement en se plaçant à l'équivalence au lieu de l'état final.
17. Quelles relations a-t-on à l'équivalence ?
18. En déduire la concentration c_A de la solution (S_A).
19. Conclure en donnant la concentration mesurée c de la solution commerciale d'acide chlorhydrique. Comparer à la concentration c_0 donnée par le fabricant.

d. Autre méthode de repérage de l'équivalence : méthode pHmétrique

20. **Repérage de l'équivalence** : noter et schématiser l'expérience réalisée au bureau par le professeur. Justifier le repérage de l'équivalence. (voir également **ex. 16 p. 132**)