

Chapitre 7 : Les dosages

Introduction :

Nous allons utiliser dans ce chapitre les notions vues précédemment : **conductimétrie**, **réactions acido-basiques et d'oxydoréductions**. En combinant ces notions, nous allons pouvoir déterminer la quantité de matière d'une espèce chimique.

Le Principe d'un dosage :

1) Définition :

Doser (ou titrer) une espèce chimique (molécule ou ion) en solution, c'est **déterminer sa concentration molaire** dans la solution considérée.

Nous avons besoin de ces dosages dans tout ce qui concerne les analyses, par exemple, analyse chimique du sang :

Dosage du cholestérol, la concentration peut-être molaire (mol/L) ou massique (en g/L).

Détection et dosage de produits dopants.

2) Plusieurs méthodes de dosage :

➤ On peut utiliser des méthodes non destructives :

Elles ne font pas intervenir de réactions chimiques.

On utilise des grandeurs physiques dont la valeur ne dépend que de la concentration en espèce de la solution :

- Variation de l'indice de réfraction.
- Variation de l'absorption de lumière (absorbance).
- Variation de la conductance G.

➤ Dosages destructifs ou directs :

On utilise alors une réaction chimique.

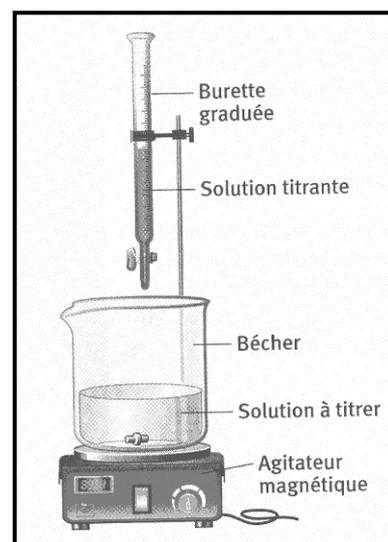
Le **réactif titré** est l'espèce dont on veut déterminer la concentration, il est contenue dans la **solution à doser**.

On utilise une **solution titrante** contenant un **réactif titrant** choisi en fonction de l'espèce à doser.

Les solutions sont placées comme sur le schéma ci-contre :

Le matériel nécessaire au dosage est :

- Un dispositif d'agitation magnétique
- Un bécher
- Une burette graduée





3) Déroulement d'un dosage direct :

- On verse à l'aide de la burette la solution titrante dans la solution à titrer. Il se produit alors la **réaction de dosage** qui met en jeu le réactif titré et le réactif titrant. Celle-ci peut être soit acido-basique, soit d'oxydoréduction.
- Pour qu'une réaction chimique soit utilisée comme réaction de dosage, il faut qu'elle soit :
 - **Univoque** : il faut que les deux réactifs, titré et titrant, réagissent selon une seule et unique réaction.
 - **Totale** : Un des deux réactifs mis en présence doit disparaître complètement.
 - **Rapide**.
- Jusqu'à quand faut-il verser la solution titrante ?
On verse la solution titrante jusqu'à ce que le réactif titré est totalement réagi.
On atteint alors l'équivalence.

Au cours du dosage, les réactifs réagissent dans les proportions stœchiométriques.

Avant l'équivalence, le réactif titrant est le réactif limitant (à chaque fois que l'on en verse, il disparaît).

A l'équivalence, les réactifs sont intégralement consommés.

Après l'équivalence, le réactif titrant est introduit en excès (il n'y a plus de réactif titré donc plus de réaction).

- Que se passe-t-il au niveau de l'avancement de la réaction ?
A chaque ajout de réactif titrant, l'avancement est maximal. A l'équivalence, les deux réactifs sont totalement consommés est l'avancement prend la valeur x_{eq} .
- Repérage de l'équivalence :
C'est le but de chaque dosage, repérer l'équivalence et noter le volume de solution titrante que nous avons introduit. On peut effectuer ce repérage soit par :
 - Un **changement de couleur du milieu réactionnel** (fréquent en oxydoréduction).
 - Un **changement de couleur d'un indicateur coloré**. Il a été introduit préalablement au dosage dans la solution à titrer.
 - Le tracé d'une courbe

II Un exemple : dosage d'oxydoréduction des ions fer II par une solution de permanganate de potassium :

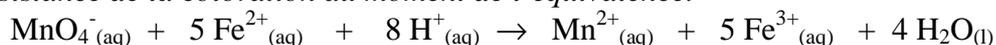
1) Réalisation du dosage :

Manipulation prof : voir livre p 100

Les élèves font le schéma du dosage, notent leurs observations et le volume obtenu à l'équivalence. A quel moment repère-t-on l'équivalence ?

2) Etude quantitative du dosage :

a. *Ecrire l'équation de la réaction de dosage. Interpréter le changement de couleur de la solution et la persistance de la coloration au moment de l'équivalence.*





La solution de permanganate se décolore au fur et à mesure de son ajout car les ions MnO_4^- violet disparaissent pour laisser place aux ions Mn^{2+} transparent.

A l'équivalence, les ions Fe^{2+} ont été intégralement consommés, il n'y a donc plus de réactions et les ions MnO_4^- sont en excès d'où la persistance de la couleur violette à ce moment.

b. Remplir un tableau d'avancement pour la réaction de dosage :

- Déterminer les quantités de réactifs lorsque l'on a versé le volume v_2 de solution de permanganate.
- Ecrire l'état du système au cours du dosage.
- On rappelle qu'au cours du dosage les ions MnO_4^- (aq) disparaissent à chaque ajout et qu'à l'équivalence, les ions Fe^{2+} (aq) ont aussi totalement réagi.
Ecrire alors les deux équations à considérer et résoudre le système qui donne la concentration de la solution de fer II.

Equation		MnO_4^- (aq) + 5 Fe^{2+} (aq) + 8 H^+ (aq) → Mn^{2+} (aq) + 5 Fe^{3+} (aq) + 4 H_2O (l)					
Etat du système	Avancement (x en mol)	$n_{\text{MnO}_4^-}$	$n_{\text{Fe}^{2+}}$	n_{H^+}	$n_{\text{Mn}^{2+}}$	$n_{\text{Fe}^{3+}}$	-
Initial	$x = 0$	$c_2 \cdot v_2$	$c_1 \cdot v_1$	excès	0	0	-
Au cours du dosage	x	$c_2 \cdot v_2 - x$	$c_1 \cdot v_1 - 5x$	excès	x	5x	-
A l'équivalence	$x_{\text{eq}} = 3.6 \cdot 10^{-4}$	0	0	excès	$3.6 \cdot 10^{-4}$	$1.810 \cdot 10^{-3}$	-

On a résolu le système suivant :

$$\begin{cases} c_2 \cdot v_2 - x_{\text{eq}} = 0 \\ c_1 \cdot v_1 - 5x = 0 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x_{\text{eq}} = c_2 \cdot v_2 & (1) \\ \boxed{c_1 \cdot v_1 = 5 \cdot c_2 \cdot v_2} & (2) \end{cases}$$

L'équation (2) nous permet de remplir la dernière ligne du tableau d'avancement.

L'équation (1) nous permet d'atteindre notre but, avoir la concentration en ions Fe^{2+} de la solution à titrer :

$$[\text{Fe}^{2+}] = c_1 = \frac{5 \times c_2 \times v_2}{v_1} = \frac{5 \times 0.020 \times 18 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 0.090 \text{ mol/L}$$

On écrit le résultat avec deux chiffres significatifs puisque toutes les données en ont deux (on ne tient pas compte du coefficient multiplicateur 5).

Exercices n°7, 9 12 et 19 p 109-111