

CHIMIE

Partie 2 : la mesure en chimie

Chapitre 7 : LES DOSAGES

I. Qu'est ce qu'un dosage

1) Le but d'un dosage

Rechercher une concentration peut servir dans la vie courante. Il y a plusieurs types de dosages : destructeurs ou non. La conductimétrie est une méthode non destructrice. Si on utilise une réaction chimique, on ne retrouve pas la solution finale et le dosage est destructeur. En général, on place l'espèce à doser dans le bécher : c'est le réactif titré. On utilise le réactif titrant dans la burette pour réaliser le dosage.

2) Le principe du dosage.

On doit trouver une réaction chimique possible entre le réactif titré et le réactif titrant acido-basique ou d'oxydoréduction. On dit qu'on a atteint l'équivalence exactement au moment où tout le réactif titré a réagi avec le réactif titré. Les 2 réactifs ont donc entièrement disparu. Cela correspond à l'avancement maximum que l'on note x_{eq} de la réaction chimique. Juste avant l'équivalence, le réactif titré est en juste après, c'est le titrant.

3) Les différentes possibilités de dosages et le repérage de l'équivalence :

- Les dosages conductimétriques (voir TP)

On mesure les variations de la conductivité de la solution ou que l'on représente en fonction du volume de réactif ajouté. Cela nous donne une courbe mais en réalité il s'agit de deux droites de pentes différentes. L'abscisse du point d'intersection de ces deux droites correspond au volume équivalent.

- Les dosages colorimétriques :

On repère le changement de couleur de la solution à doser. La méthode est moins précise. Remarque on fait parfois appel à des indicateurs colorés lorsqu'il s'agit de réactions acido-basiques.

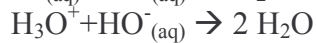
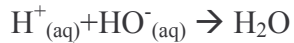
II. Un exemple de dosage acido-basique suivi par conductimétrie :

1) La réaction chimique :

Le DESTOPTM contient 20 % en masse d'hydroxyde de sodium. On utilise comme solution titrante de l'acide chlorhydrique en solution ($H^+ + Cl^-$).

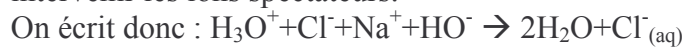
$Na^+ + HO^-$: titré

$H^+ + Cl^-$: titrant



Na^+ et Cl^- sont spectateurs.

Pour expliquer les différences de pentes obtenues par conductimétrie, il est nécessaire de faire intervenir les ions spectateurs.



$H_3O^+ + Cl^-$ = acide chlorhydrique

$Na^+ + HO^-$ = soude

Avant l'équivalence, on remarque expérimentalement que la conductivité de la solution diminue. On sait que la conductivité dépend de la nature des ions et les plus conducteurs sont ceux de l'eau.

Tout se passe comme si on remplaçait un ion HO^- (qui réagit avec H_3O^+) par un ion Cl^- .

Comme la conductivité des Cl^- est inférieure à celle des HO^- , la conductivité globale de la solution diminue.

Après équivalence, on remarque expérimentalement que la conductivité augmente. En effet, on se contente de rajouter des ions ce qui fait augmenter la conductivité.

2) Etude quantitative du dosage avec l'avancement de la réaction.

Acide : c_A connu

V_a déterminé expérimentalement

Base : on cherche c_B

V_B connu.

	$H_3O^+ +$	$HO^- \rightarrow$	$2H_2O$
Etat initial	$C_a \cdot V_a$	$C_B \cdot V_B$	0
En cours	$C_a \cdot V_a - x$	$C_B \cdot V_B - x$	$2x$
Etat final	0	0	$2 x_{eq}$

A l'équivalence, tous les réactifs ont disparu.

$$C_a \cdot V_a - x_{eq} = 0 \rightarrow x_{eq} = C_a \cdot V_a$$

$$C_B \cdot V_B - x_{eq} = 0 \rightarrow x_{eq} = C_B \cdot V_B$$

$$\rightarrow C_a \cdot V_a = C_B \cdot V_B$$

$$\Leftrightarrow C_B = \frac{C_a x v_{eq}}{v_B} \text{ (TP)}$$

Remarque : à l'équivalence, il y a égalité des coefficients stœchiométriques.

III. Un exemple de dosage d'oxydoréduction suivi par colorimétrie.

1) La réaction chimique :

On veut déterminer la concentration d'une solution de Fer II. On utilise une solution de permanganate de potassium violette.

	MnO_4^-	$+ 5\text{Fe}^{2+}$	$+ 8\text{H}^+$	$\rightarrow \text{Mn}^{2+}$	$+ 5\text{Fe}^{3+}$	$+ 4\text{H}_2\text{O}$
Etat initial	$C_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}}$	$C_{\text{red}} \times V_{\text{red}}$	/	/	/	/
En cours	$C_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}} - x$	$C_{\text{red}} - V_{\text{red}}$				
A l'équivalence	0 (violet)	0 (vert)		Incolore	orange	

En début de réaction MnO_4^- violet est décoloré. Cela dure tant qu'il reste des Fe^{3+} . Après l'équivalence, la couleur violette persiste. La couleur orange des Fe^{3+} ne se voit pas. Juste à l'équivalence, la solution doit être orange.

Il est parfois nécessaire de réaliser 2 dosages : le premier dosage est rapide est là pour déterminer la zone d'équivalence, puis un dosage à la goutte pour un résultat plus précis.

2) L'étude quantitative.

Oxydant : MnO_4^-

C_{ox} connue, V_{ox} expérimentalement.

Réducteur : Fe^{2+}

$C_{\text{red}} ?$

V_{red} connu.

$$\begin{cases} C_{\text{ox}} x V_{\text{ox}} - x_{eq} = 0 \\ C_{\text{red}} x V_{\text{red}} - 5x_{eq} \end{cases}$$

$$x_{eq} = C_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}} = \frac{C_{\text{red}} \times V_{\text{red}}}{5}$$

$$C_{\text{red}} = 5 \frac{C_{\text{ox}} \times V_{eq}}{V_{\text{red}}}$$

IV. La précision d'un dosage.

Ne pas utiliser trop de chiffres significatifs.

La précision du résultat dépend :

- de l'incertitude sur les concentration des ions
- de l'incertitude sur la verrerie

Il faut bien manipuler.

On peut toujours rajouter de l'eau en solution pour faciliter l'utilisation de l'agitateur magnétique.