

Les dosages

I Principe

Doser (ou titrer) une espèce, c'est chercher à déterminer la concentration de cette espèce dans une solution, appelée solution à titrer.

Suivant la nature de l'espèce à doser, on pourra utiliser différentes réactions chimiques:

- dosage acidobasique
- dosage par précipitation
- dosage d'oxydo-réduction

On utilise pour cela une deuxième solution de concentration connue, dite solution étalon, ou solution titrante.

II La réaction de dosage

Il s'agit d'une réaction entre l'espèce à doser et l'espèce titrante. C'est la réaction prépondérante. Elle doit être quasi-totale (c'est-à-dire de constante d'équilibre élevée $K^{\circ} > 10^3$, on dit aussi quantitative) pour que le dosage ait une signification, unique et rapide.

III L'équivalence

En pratique, titrer ou doser une solution, c'est déterminer expérimentalement le point d'équivalence. Il y a équivalence quand la quantité de particules libérables par le donneur de particules est égale à la quantité de particules captées par l'accepteur.

En pratique, il y a équivalence quand on a versé exactement suffisamment de solution titrante pour consommer toute la solution à titrer.

IV Méthodes de dosages

- Potentiométrie : on suit l'évolution d'une grandeur proportionnelle au potentiel de la solution en fonction du volume de solution titrante versé V (exemple : $\text{pH} = f(V)$).
- Conductimétrie : On suit l'évolution de la conductivité de la solution en fonction du volume de solution titrante versé : $\gamma V_{\text{total}} = f(V)$ ou $\gamma = f(V)$ si la dilution est négligeable.

On donne : $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$, $\lambda_{\text{OH}^-} = 20,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$, $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,6 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$, $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$.

Dans ces deux premiers cas, on se ramène à la mesure d'une tension entre deux électrodes.

- Volumétrie : On se limite à la détermination du volume équivalent en introduisant dans la solution titrée un indicateur de fin de réaction, par exemple un indicateur coloré (dosage colorimétrique).

V Dosage pH-métrie

On mesure la tension entre une électrode de verre, de paroi très fine, et une électrode de référence. Pour que cette tension coïncide avec le pH de la solution, il faut étalonner le pH-mètre (voir la fiche technique).

Pour ne pas endommager l'électrode de verre, **on la rince sans l'essuyer**, on introduit l'électrode dans la solution après avoir réglé l'agitateur magnétique et on met la base dans la burette.

Complément : Les indicateurs colorés.

I. Définition :

Un indicateur coloré est un couple donneur / accepteur dont les deux formes ont des couleurs différentes.

1. Couples acide / base :

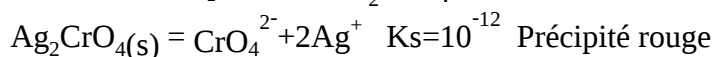
tableau ci-dessous

2. Complexes :

Noir Eriochrome T (N.E.T.) : complexé : rouge / libre : bleu.

3. Précipités :

Chromate de dipotassium K_2CrO_4



II. Domaines de virage pour les indicateurs acido-basiques

L'indicateur coloré est un couple acide base AH/A^- caractérisé par son pK_{Ai} ,

$$\text{où : } K_{Ai} = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}.$$

Ex : Le bleu de bromothymol (BBT) est un couple acide base de $pK_{Ai} = 6,8$.

Il paraît jaune si $[A^-]/[HA] \leq 0,16$ et bleu si $[A^-]/[HA] \geq 6,3$. On a $pH = pK_{Ai} + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$

$$[A^-]/[HA] \leq 0,16 \Rightarrow pH \leq 6. \quad [A^-]/[HA] \geq 6,3 \Rightarrow pH \geq 7,6.$$

Le domaine de virage de cet indicateur coloré est compris entre 6 et 7,6.

Jaune 6 7,6 Bleu

_____└────────────────┬────────────────┬────────────────┐ pH

Indicateur	Domaine de virage	Couleur acide	Couleur base
Bleu de Thymol	0,1-1,5	Rouge	Jaune
Hélianthine	3,1-4,4	Rouge	Jaune
Rouge de méthyle	4,2-6,3	Rouge	Jaune
Bleu de Bromothymol	6,0-7,6	Jaune	Bleu
Rouge de Crésol	7,2-8,8	Jaune	Rouge
Phénolphtaléine	8,0-9,9	Incolore	Rose
Jaune d'alizarine	10,1-12,1	Jaune	Rouge violacé