

Partie 1. La nécessité de doser des espèces chimiques en solution

Document 1 Les deux types de dosage

Le dosage désigne une méthode qui permet de déterminer la concentration ou la quantité de matière d'une espèce chimique. On distingue deux grandes familles de dosages :

- les dosages par étalonnage dans lesquels on mesure une grandeur physique que l'on compare à des valeurs connues ;
- les dosages par titrage dans lesquels on fait réagir l'espèce titrée avec un réactif titrant. Cette méthode est destructive, l'échantillon est perdu à la fin du titrage.

Document 2 Le titrage direct

Le titrage direct consiste à faire réagir l'espèce chimique à doser avec un réactif dont on connaît la concentration, le réactif titrant. On ajoute progressivement le réactif titrant jusqu'à l'équivalence qui correspond à l'état initial pour lequel les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques (et à l'état final pour lequel les réactifs ont totalement réagi).

Expérimentalement, on place la solution titrante (de concentration connue) dans une burette.



Document 3



1. Quel est l'objectif d'un dosage ?

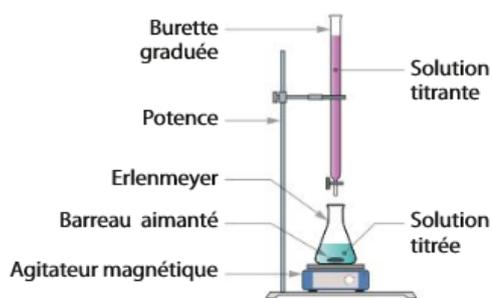
2. Donner la différence entre un titrage et un dosage par étalonnage.

3. Pour chaque image du document 3, dire ce qui peut être testé. Quels sont les champs d'activités pour lesquels il est nécessaire de réaliser des dosages ?

Partie 2. Le repérage de l'équivalence

Les contrôles de qualité servent à déterminer la présence ou la concentration d'une espèce chimique. Ils utilisent des transformations chimiques impliquant des changements de couleurs. A quoi correspondent ces changements de couleurs ?

Document 1 Montage et produits utilisés



Solution de permanganate de potassium ($K^+(aq) + MnO_4^-(aq)$) de concentration $C' = 0,020 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ 

Solution de sulfate de fer(II) acidifiée ($Fe^{2+}(aq) + (SO_4^{2-}(aq))$) de concentration $C = 0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ 

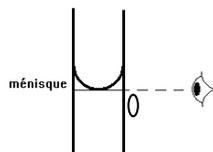
Document 2 Espèces chimiques mises en jeu

Espèces chimiques	MnO_4^-	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	H^+
Couleur de la solution	Violet	Incolore	Vert pâle	Jaune pâle	Incolore

- Couples oxydant/réducteur : $MnO_4^-(aq) / Mn^{2+}(aq)$ et $Fe^{3+}(aq) / Fe^{2+}(aq)$
- $K^+(aq)$ et $SO_4^{2-}(aq)$ sont des ions spectateurs.
- Les ions $H^+(aq)$ sont en excès tout au long de la transformation chimique.

Protocole :

1. Réaliser le montage du document 1.
2. Veiller à ce que zéro de la burette soit bien ajusté.
3. Prélever un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate de fer (II) avec une pipette jaugée munie d'une propipette.
4. Les introduire dans un erlenmeyer.
5. Ajouter les volumes $V = 1,0 \text{ mL} ; 3,0 \text{ mL} ; 5,0 \text{ mL} ; 7,0 \text{ mL} ; 9,0 \text{ mL} ; 11,0 \text{ mL} ; 13,0 \text{ mL}$ de solution aqueuse de permanganate de potassium.



Mise en œuvre

1. Mettre en œuvre le protocole en tenant compte des consignes de sécurité.

Noter dans le tableau ci-dessous, pour chaque volume de solution, de permanganate de potassium versé, la couleur de la solution et la nature du réactif limitant.

$VMnO_4^-$ (mL)	1,0	3,0	5,0	7,0	9,0	11,0	13,0
Couleur de la solution							
Réactif limitant							

Donner la valeur du volume de solution aqueuse de permanganate de potassium $V_{\text{éq}}$ versé pour atteindre l'équivalence : $V_{\text{éq}} = \dots$

2. Ecrire l'équation bilan de la transformation chimique.
3. Construire un tableau d'avancement pour l'équivalence.
4. Expliquer le changement de couleur observé à l'équivalence.
5. Ecrire la relation à l'équivalence entre la quantité initiale d'ions Fe(II) : $n(Fe^{2+})_{\text{ini}}$ et la quantité de matière d'ions permanganate ajoutés $n_{\text{éq}}(MnO_4^-) = n(MnO_4^-)_{\text{ini}}$
6. Retrouve-t-on la valeur de la concentration initiale en ions Fe^{2+} (donnée dans le Document 1) pour la solution aqueuse ?