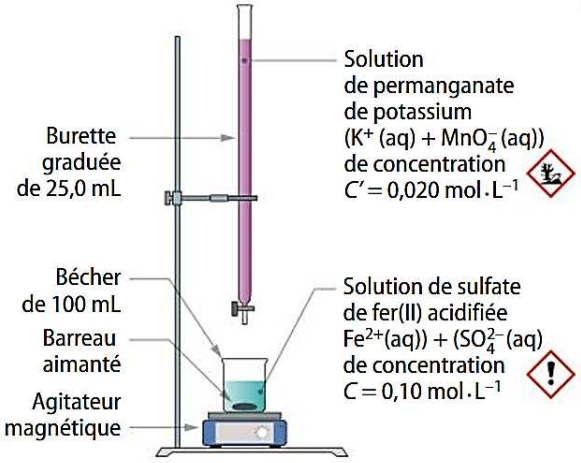
Activité expérimentale : Principe du titrage colorimétrique

Doser une espèce chimique **par colorimétrie**, c'est déterminer sa concentration en quantité de matière à l'aide d'une transformation chimique **en observant la couleur** de la solution pour différents états d'avancement. La couleur change brusquement à l'**équivalence**. À l'**équivalence**, les réactifs ont été introduits dans les **proportions stœchiométriques** prévues par l'équation chimique de la réaction étudiée.

1) Expérience

- Remplir la burette de **solution titrante** (solution violette de permanganate de potassium)
- Vérifier l'absence de bulles et ajuster le niveau à 0 mL
- Prélever à l'aide d'une pipette jaugée 10,0 mL de **solution titrée** (solution incolore de sulfate de fer II) et les verser dans un bécher.
- Verser dans le bécher la solution titrante (volume indiqué dans le tableau) et observer la couleur de la solution



✓ *Compléter le tableau :*

V(MnO_4^-) (en mL)	0	3,0	6,0	9,0	11,0	13,0	15,0
Couleur de la solution							
Réactif limitant							

Changement de couleur

2) Comprendre le principe du dosage avec la notion d'avancement

✓ *Vérifier que l'équation de la réaction s'écrit :* couples MnO_4^- (aq) / Mn^{2+}(aq) et Fe^{3+}(aq) / Fe^{2+}(aq)

$$MnO_4^-\,(aq) + 8\,H^+(aq) + 5\,Fe^{2+}(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4\,H_2O\,(\ell) + 5\,Fe^{3+}(aq)$$

✓ *Pour V(MnO_4^-) = 5,0 mL, calculer les quantités de matière des réactifs puis compléter le tableau d'avancement :*

		… MnO_4^- (aq) + … Fe^{2+} (aq) + … H^+ (aq) → … Mn^{2+} (aq) + … Fe^{3+} (aq) + … H_2O (ℓ)					
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (mol)					
Etat initial	x = 0			Excès			Excès
Etat intermédiaire	x			Excès			Excès
Etat final	$x = x_f$			Excès			Excès

Justification :

Quel est le réactif limitant ? Est-ce cohérent avec la couleur observée ?

✓*Pour V(MnO_4^-) = 10,0 mL, calculer les quantités de matière des réactifs puis compléter le tableau d'avancement :*

	… $MnO_{4\,(aq)}^-$ + … $Fe^{2+}_{(aq)}$ + … $H^+_{(aq)}$ → … $Mn^{2+}_{(aq)}$ + … $Fe^{3+}_{(aq)}$ + … $H_2O_{(\ell)}$					
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (mol)					
Etat initial	x = 0			Excès			Excès
Etat intermédiaire	x			Excès			Excès
Etat final	$x = x_f$			Excès			Excès

Justification :

Quel est le réactif limitant ? Est-ce cohérent avec la couleur observée ?

✓*Pour V(MnO_4^-) = 13,0 mL, calculer les quantités de matière des réactifs puis compléter le tableau d'avancement :*

	… $MnO_{4\,(aq)}^-$ + … $Fe^{2+}_{(aq)}$ + … $H^+_{(aq)}$ → … $Mn^{2+}_{(aq)}$ + … $Fe^{3+}_{(aq)}$ + … $H_2O_{(\ell)}$					
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (mol)					
Etat initial	x = 0			Excès			Excès
Etat intermédiaire	x			Excès			Excès
Etat final	$x = x_f$			Excès			Excès

Justification :

Quel est le réactif limitant ? Est-ce cohérent avec la couleur observée ?

✓*Proposer une définition de l'équivalence*

PRINCIPE DU TITRAGE COLORIMETRIQUE (CORRECTION)

$V(MnO_4^-)$ (en mL)	0	3,0	6,0	9,0	11,0	13,0	15,0
Couleur de la solution	incolore	incolore	incolore	incolore	violet	violet	violet
Réactif limitant	MnO_4^- (aq)	MnO_4^- (aq)	MnO_4^- (aq)	MnO_4^- (aq)	Fe^{2+}(aq)	Fe^{2+}(aq)	Fe^{2+}(aq)

✓ *Ecrire l'équation de la réaction :* couples MnO_4^- (aq) / Mn^{2+}(aq) et Fe^{3+}(aq) / Fe^{2+}(aq)

$$MnO_4^-\ (aq) + 8\ H^+(aq) + 5\ e^- = Mn^{2+}(aq) + 4\ H_2O\ (\ell) \quad (x\ 1)$$
$$Fe^{2+}(aq) = Fe^{3+}(aq) + e^- \quad (x\ 5)$$
$$MnO_4^-\ (aq) + 8\ H^+(aq) + 5\ Fe^{2+}(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4\ H_2O\ (\ell) + 5\ Fe^{3+}(aq)$$

✓ ***Pour $V(MnO_4^-)$ = 5,0 mL :***

		$MnO_{4\,(aq)}^-$ +	$5\ Fe^{2+}_{(aq)}$ +	$8\ H^+_{(aq)}$ →	$Mn^{2+}_{(aq)}$ +	$5\ Fe^{3+}_{(aq)}$ +	$4\ H_2O_{(\ell)}$
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (mol)					
Etat initial	x = 0	$1,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-3}$	Excès	0	0	Excès
Etat intermédiaire	x	$1,0 \times 10^{-4} - x$	$1,0 \times 10^{-3} - 5\ x$	Excès	$0 + x$	$0 + 5\ x$	Excès
Etat final	$x = x_f$	$1,0 \times 10^{-4} - x_f = 0$	$1,0 \times 10^{-3} - 5\ x_f = 5,0 \times 10^{-4}$	Excès	$0 + x_f = 1,0 \times 10^{-4}$	$0 + 5\ x_f = 5,0 \times 10^{-4}$	Excès

Quel est le réactif limitant ? Est-ce cohérent avec la couleur observée ?

Si le réactif limitant est $MnO_{4\,(aq)}^-$: $1,0 \times 10^{-4} - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 1,0 \times 10^{-4}$ mol

Si le réactif limitant est $Fe^{2+}_{(aq)}$: $1,0 \times 10^{-3} - 5\ x_{max} = 0$ donc $x_{max} = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{5} = 2,0 \times 10^{-4}$ mol

$1,0 \times 10^{-4}$ mol < $2,0 \times 10^{-4}$ mol donc le réactif limitant est l'ion permanganate $MnO_{4\,(aq)}^-$. Il n'y en a donc plus à l'état final ce qui est cohérent avec une solution incolore.

✓ ***Pour $V(MnO_4^-)$ = 10,0 mL :***

		$MnO_{4\,(aq)}^-$ +	$5\ Fe^{2+}_{(aq)}$ +	$8\ H^+_{(aq)}$ →	$Mn^{2+}_{(aq)}$ +	$5\ Fe^{3+}_{(aq)}$ +	$4\ H_2O_{(\ell)}$
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (mol)					
Etat initial	x = 0	$2,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-3}$	Excès	0	0	Excès
Etat intermédiaire		$2,0 \times 10^{-4} - x$	$1,0 \times 10^{-3} - 5\ x$	Excès	$0 + x$	$0 + 5\ x$	Excès
Etat final	$x = x_f$	$2,0 \times 10^{-4} - x_f = 0$	$1,0 \times 10^{-3} - 5\ x_f = 0$	Excès	$0 + x_f = 2,0 \times 10^{-4}$	$0 + 5\ x_f = 1,0 \times 10^{-3}$	Excès

Quel est le réactif limitant ? Est-ce cohérent avec la couleur observée ?

Si le réactif limitant est $MnO_{4\,(aq)}^-$: $2,0 \times 10^{-4} - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 2,0 \times 10^{-4}$ mol

Si le réactif limitant est $Fe^{2+}_{(aq)}$: $x_{max} = 2,0 \times 10^{-4}$ mol (identique au cas précédent)

Les deux réactifs sont limitants. Ils ont été introduits dans les proportions stœchiométriques. C'est à ce moment qu'on observe le changement de couleur.

✓ ***Pour V(MnO_4^-) = 13,0 mL :***

		$MnO_{4\,(aq)}^-$ + **5** $Fe^{2+}_{(aq)}$ + **8** $H^+_{(aq)}$ → $Mn^{2+}_{(aq)}$ + **5** $Fe^{3+}_{(aq)}$ + **4** $H_2O_{(\ell)}$					
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (mol)					
Etat initial	x = 0	$2,6 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-3}$	Excès	0	0	Excès
Etat intermédiaire		$2,6 \times 10^{-4} - x$	$1,0 \times 10^{-3} - 5x$	Excès	$0 + x$	$0 + 5x$	Excès
Etat final	$x = x_f$	$2,6 \times 10^{-4} - x_f = 6,0 \times 10^{-5}$	$1,0 \times 10^{-3} - 5x_f = 0$	Excès	$0 + x_f = 2,0 \times 10^{-4}$	$0 + 5x_f = 1,0 \times 10^{-3}$	Excès

Quel est le réactif limitant ? Est-ce cohérent avec la couleur observée ?

Si le réactif limitant est $MnO_{4\,(aq)}^-$: $2,6 \times 10^{-4} - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 2,6 \times 10^{-4}$ mol

Si le réactif limitant est $Fe^{2+}_{(aq)}$: $x_{max} = 2,0 \times 10^{-4}$ mol

$2,0 \times 10^{-4}$ mol < $2,6 \times 10^{-4}$ mol donc le réactif limitant est l'ion $Fe^{2+}_{(aq)}$

Les ions permanganate sont donc en excès ce qui est cohérent avec la coloration violette

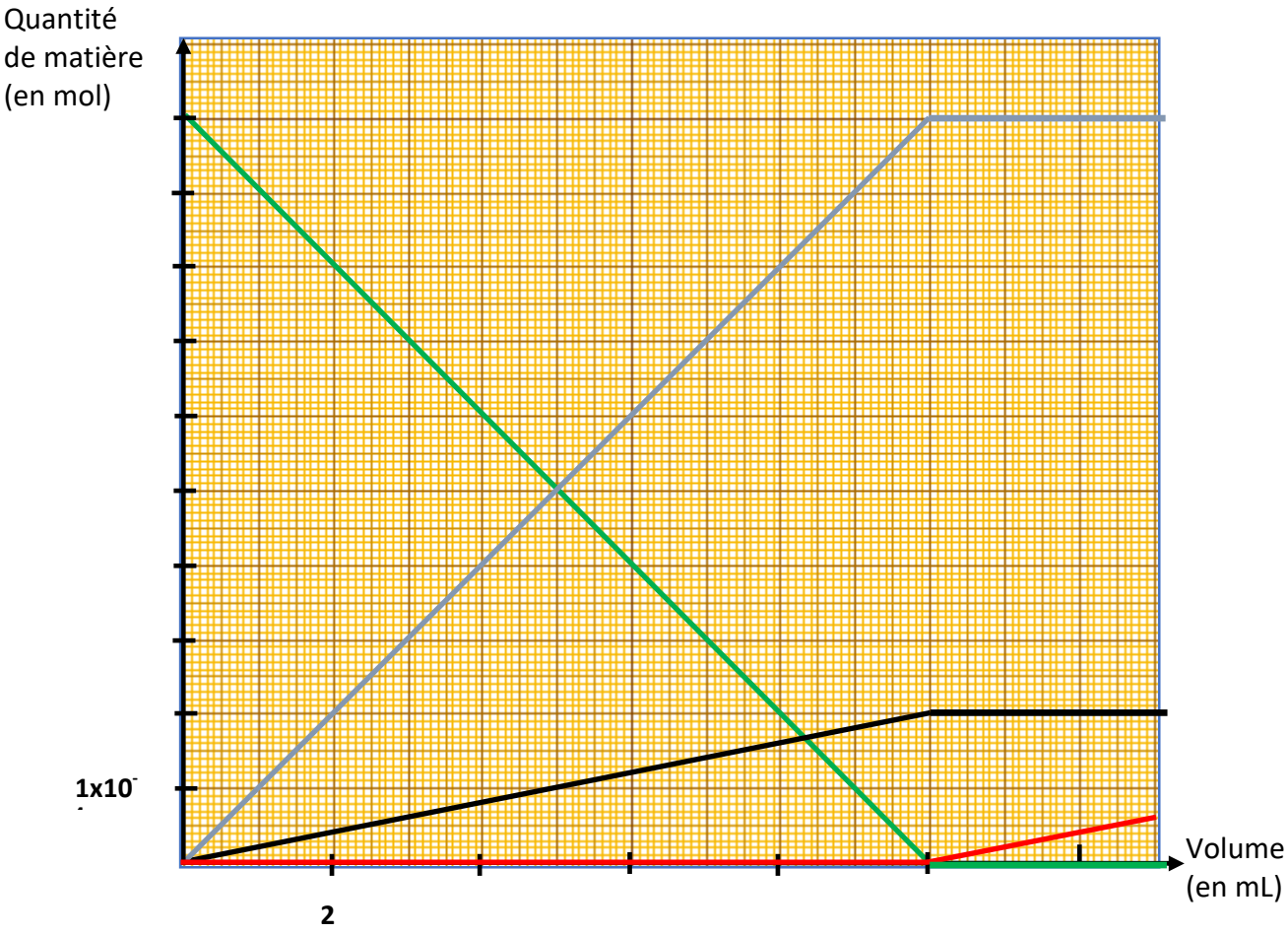
✓ ***Proposer une définition de l'équivalence***

Lors d'un titrage, l'équivalence est l'état du système pour lequel il y a changement de réactif limitant : les réactifs titré (dans l'erlenmeyer) et titrant (dans la burette) ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n_i(\text{titrée})}{a} = \frac{n_E(\text{titrante})}{b}$$

- $n_i(\text{titrée})$: quantité de matière de l'espèce titrée initialement présente dans l'erlenmeyer
- $n_E(\text{titrante})$: quantité de matière de l'espèce titrante versée dans l'erlenmeyer à l'équivalence
- a : coefficient stœchiométrique de l'espèce titrée
- b : coefficient stœchiométrique de l'espèce titrante

Evolution des quantités de matière en fonction de l'avancement



Légende :

- $Fe^{2+}_{(aq)}$
- $Mn^{2+}_{(aq)}$
- $MnO_{4\,(aq)}^{-}$
- $Fe^{3+}_{(aq)}$