

EXERCICE III. TITRAGE DES IONS NITRATE DANS UN ENGRAIS (4 points)

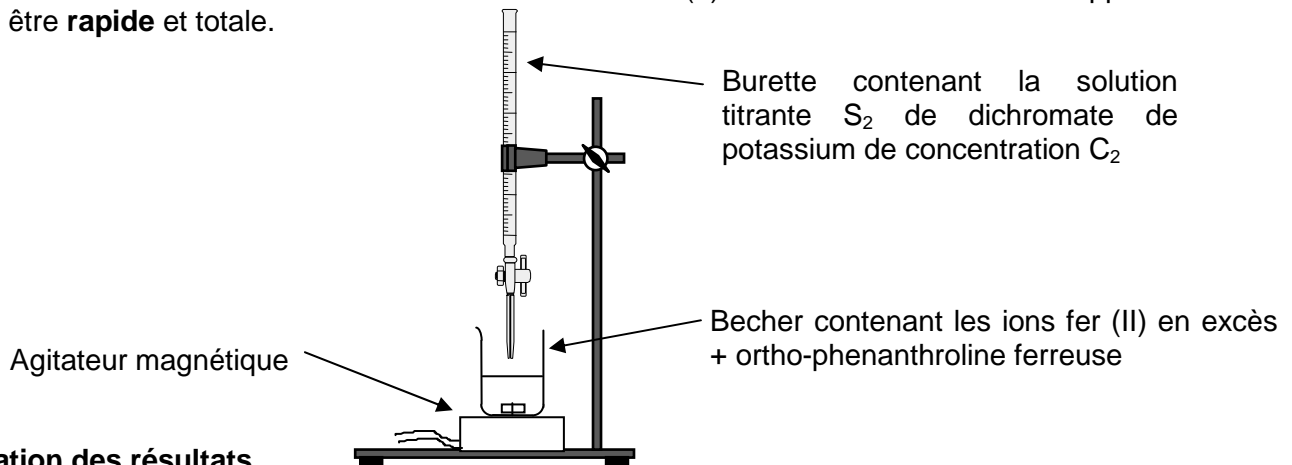
1. Protocole expérimental et principe de la méthode

1.1. (0,25) Il s'agit d'un titrage en retour.

1.2. (0,25) La réaction 1 entre les ions nitrate et les ions fer(II) est lente or la réaction support d'un titrage doit être rapide et totale.

1.3.

(0,5)



2. Exploitation des résultats

2.1. (0,25) $n_i(\text{Fe}^{2+}) = n_R(\text{Fe}^{2+}) + n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+})$ donc $n_R(\text{Fe}^{2+}) = n_i(\text{Fe}^{2+}) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+})$ 2.2. (0,25) $n_i(\text{Fe}^{2+}) = [\text{Fe}^{2+}] \cdot V_1$

$$n_i(\text{Fe}^{2+}) = 0,20 \times 20,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2.3.1. À l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les conditions stœchiométriques.

2.3.2. (0,25)

Équation de la réaction de titrage	Avancement (mol)	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 6\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 14\text{H}_3\text{O}^+ = 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 21\text{H}_2\text{O}(\ell)$		
État initial (mol)	0	$n_E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$	$n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+})$	Excès
État final E (mol)	x_E	$n_E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) - x$	$n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) - 6x$	Excès

À l'équivalence on a $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) - 6x_E = 0$ et $n_E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) - x_E = 0$ Alors $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) = 6x_E$ et $x_E = n_E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$,(0,25) d'où $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) = 6 \cdot n_E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$ $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) = 6 C_2 \cdot V_E$ (0,25) $n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+}) = 6 \times 1,7 \times 10^{-2} \times 10 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ 2.4. (0,25) $n_R(\text{Fe}^{2+}) = n_i(\text{Fe}^{2+}) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+})$
 $n_R(\text{Fe}^{2+}) = 4,0 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ 2.5.1. $n_i(\text{Fe}^{2+}) - 3x_f = n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+})$
 $3x_f = n_i(\text{Fe}^{2+}) - n_{\text{ex}}(\text{Fe}^{2+})$ (0,25) $n_R(\text{Fe}^{2+}) = 3x_f$ 2.5.2. (0,25) D'après la relation précédente $x_f = \frac{n_R(\text{Fe}^{2+})}{3}$

$$x_f = \frac{3,0 \times 10^{-3}}{3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

2.5.3. (0,25) Les ions nitrate sont entièrement consommés, donc $n_i(\text{NO}_3^-) - x_f = 0$, alors $x_f = n_i(\text{NO}_3^-) = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$ (0,25) On a prélevé 25 mL de la solution (S) soit $1/10^{\text{e}}$ du volume la solution (S). $n(\text{NO}_3^-) = 10 n_i(\text{NO}_3^-) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.}$ 2.6. (0,25) $P_m = \frac{n(\text{NO}_3^-) \cdot M(\text{N})}{\text{masse } m \text{ d'engrais}} \times 100$ donc $P_m = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 14}{2,5} \times 100 = 5,6 \%$

On obtient le même ordre de grandeur car l'étiquette indique 6% d'azote nitrique.