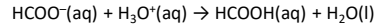


**Correction exercices chapitre 10 : Dosage par titrage.**

**Exercice 1:**

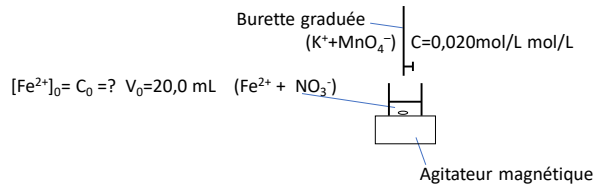


D'après l'équation-bilan: 
$$\frac{n(\text{HCOOH})_{\text{formé}}}{1} = \frac{n(\text{HCOO}^-)_{\text{cons}}}{1}$$

$$n(\text{HCOOH})_{\text{formé}} = 0,040 \text{ mol}$$

**Exercice 2:**

1.



2.

**1<sup>ère</sup> méthode:**

	$\text{MnO}_4^-$	$+ 8 \text{H}^+$	$+ 5 \text{Fe}^{2+}$	$\rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$		
El (mol)	$n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé à l'éq}}$	excès	$n(\text{Fe}^{2+})_{\text{intro}}$	0	0	excès
En cours de trans (mol)	$n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé à l'éq}} - x$	excès	$n(\text{Fe}^{2+})_{\text{intro}} - 5 \cdot x$	$5 \cdot x$	$x$	excès
EF (mol)	$n(\text{MnO}_4^-)_{\text{intro}} - x_m$	excès	$n(\text{Fe}^{2+})_{\text{intro}} - 5 \cdot x_m$	$5 \cdot x_m$	$x_m$	excès
	0		0			

$$\left. \begin{array}{l} * n(\text{Fe}^{2+})_{\text{intro}} - 5 \cdot x_m = 0 \\ * n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé à l'éq}} - x_m = 0 \end{array} \right\} \begin{array}{l} x_m = \frac{n(\text{Fe}^{2+})_{\text{intro}}}{5} \\ x_m = n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé à l'éq}} \end{array}$$

$$\frac{n(\text{Fe}^{2+})_{\text{intro}}}{5} = n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé à l'éq}}$$

$$\frac{[\text{Fe}^{2+}]_0 \times V_0}{5} = [\text{MnO}_4^-]_0 \times V_{\text{eq}}$$

$$\frac{[\text{Fe}^{2+}]_0 \times V_0}{5} = C \times V_{\text{eq}}$$

$$[\text{Fe}^{2+}]_0 = \frac{5 \cdot C \cdot V_{\text{eq}}}{V_0}$$

$$[\text{Fe}^{2+}]_0 = \frac{5 \times 0,020 \text{ (mol/L)} \times 12,3 \text{ (mL)}}{20,0 \text{ (mL)}} = 0,062 \text{ mol/L}$$

**2<sup>ème</sup> méthode:**

A l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de dosage donc :

$$\frac{n(\text{Fe}^{2+})_{\text{intro}}}{5} = n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé à l'éq}}$$

$$\frac{[\text{Fe}^{2+}]_0 \times V_0}{5} = [\text{MnO}_4^-]_0 \times V_{\text{eq}}$$

$$\frac{[\text{Fe}^{2+}]_0 \times V_0}{5} = C \times V_{\text{eq}}$$

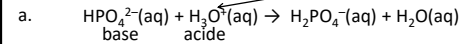
$$[\text{Fe}^{2+}]_0 = \frac{5 \cdot C \cdot V_{\text{eq}}}{V_0}$$

$$[\text{Fe}^{2+}]_0 = \frac{5 \times 0,020 \text{ (mol/L)} \times 12,3 \text{ (mL)}}{20,0 \text{ (mL)}} = 0,062 \text{ mol/L}$$

3. Au début du dosage les ions violets  $\text{MnO}_4^-$  sont consommés donc la solution dans le bécher est incolore.

Juste après l'équivalence les ions violets  $\text{MnO}_4^-$  sont légèrement en excès donc la solution est rosée. Il faut donc arrêter de verser la solution titrante quand la solution dans le bécher commence à devenir rose pâle.

**Exercice 3 :** (la solution d'acide chlorhydrique contient l'acide  $\text{H}_3\text{O}^+$ )



b. A l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de dosage donc :

$$\frac{n(\text{HPO}_4^{2-})_{\text{intro}}}{1} = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{versé à l'éq}}}{1}$$

$$n(\text{HPO}_4^{2-})_{\text{intro}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{versé à l'éq}}$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}]_0 \times V_0 = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 \times V_{\text{eq}}$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}]_0 \times V_0 = C_a \cdot V_{\text{eq}}$$

Concentration molaire en ions  $\text{HPO}_4^{2-}$ :

$$[\text{HPO}_4^{2-}]_0 = \frac{C_a \cdot V_{\text{eq}}}{V_0} = \frac{1,00 \cdot 10^{-3} \times 9,0}{100} = 9,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

(Volume à l'équivalence : volume pour lequel la variation de pH est la plus importante. Dans l'exercice,  $V_{\text{eq}}$  n'a pas besoin d'être connu avec précision car la concentration à trouver ne doit pas être précise, en effet, on demande seulement un seuil ( $>300 \text{ mg/L}$  ou  $<300 \text{ mg/L}$ ))

Concentration molaire en atomes de phosphore P :

Chaque ion  $\text{HPO}_4^{2-}$  contient un seul atome de phosphore P donc dans la solution il y a autant d'ions  $\text{HPO}_4^{2-}$  que d'atomes de phosphore P donc  $C(\text{P}) = [\text{HPO}_4^{2-}]_0 = 9,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

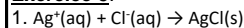
Concentration massique en atomes de phosphore P

$$Cm(\text{P}) = C(\text{P}) \times M(\text{P}) = 9,0 \cdot 10^{-5} \times 31 = 0,0028 \text{ g/L} = 2,8 \text{ mg/L} \quad \text{Conclusion : } Cm(\text{P}) \ll 300 \text{ mg/L}$$

**Exercice 4 :**

On utilise la 1<sup>ère</sup> courbe (pH en fonction de V) : méthode des tangentes  $\rightarrow V_{\text{eq}} = 8,8 \text{ mL}$

**Exercice 5 :**



2. Les ions  $\text{K}^+$  ne réagissent pas et le volume dans le bécher est à peu près constant pendant le dosage donc la concentration est constante.

3. À  $V=0$ , dans le bécher, les ions présents sont :  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}^+$  et  $\text{Na}^+$ .

Avant l'équivalence, dans le bécher :  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$  et  $\text{NO}_3^-$ . ( $\text{Ag}^+$  est consommé, il est en défaut)

Après l'équivalence, dans le bécher :  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$  et  $\text{NO}_3^-$ . ( $\text{Cl}^-$  est consommé et  $\text{Ag}^+$  est en excès)

4. Avant l'équivalence:  $[\text{Cl}^-] \searrow$ ,  $[\text{NO}_3^-] \nearrow$ ,  $[\text{Na}^+] = \text{cst}$

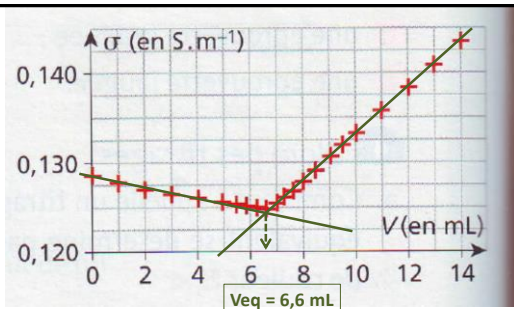
Après l'équivalence:  $[\text{Ag}^+] \nearrow$ ,  $[\text{NO}_3^-] \nearrow$ ,  $[\text{Na}^+] = \text{cst}$

5. Avant l'équivalence:  $\sigma = \lambda_{\text{Cl}^-} \cdot [\text{Cl}^-] + \lambda_{\text{NO}_3^-} \cdot [\text{NO}_3^-] + \lambda_{\text{K}^+} \cdot [\text{K}^+] + \lambda_{\text{Na}^+} \cdot [\text{Na}^+]$

Après l'équivalence:  $\sigma = \lambda_{\text{Ag}^+} \cdot [\text{Ag}^+] + \lambda_{\text{NO}_3^-} \cdot [\text{NO}_3^-] + \lambda_{\text{K}^+} \cdot [\text{K}^+] + \lambda_{\text{Na}^+} \cdot [\text{Na}^+]$

6. Avant l'équivalence, quand un ion  $\text{NO}_3^-$  apparaît dans le bécher, un ion  $\text{Cl}^-$  est consommé donc l'augmentation de  $[\text{NO}_3^-]$  est compensée par la diminution de  $[\text{Cl}^-]$  or  $\lambda_{\text{Cl}^-} > \lambda_{\text{NO}_3^-}$  donc  $\sigma$  diminue.

7. Après l'équivalence  $\sigma$  augmente car les concentrations en ions  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$  augmentent et celles de  $\text{Na}^+$  et  $\text{K}^+$  sont constantes.



8.

À l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de dosage donc :

$$\frac{n(\text{Cl}^-)_{\text{cons}}}{1} = \frac{n(\text{Ag}^+)_{\text{cons}}}{1}$$

$$n(\text{Cl}^-)_{\text{intro}} = n(\text{Ag}^+)_{\text{versé à l'eq}}$$

9.

$$[\text{Cl}^-]_0 \times V_0 = [\text{Ag}^+]_0 \times V_{\text{eq}}$$

$$[\text{Cl}^-]_0 = \frac{[\text{Ag}^+]_0 \times V_{\text{eq}}}{V_0} = \frac{0,080 \times 6,6}{20,0} = 0,026 \text{ mol/L}$$

Pour répondre à la question, il faut déterminer la valeur de la concentration massique (g/L):

$$t = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M}{V} = C \cdot M \quad \text{Rq : on utilise la lettre t ou Cm}$$

$$\text{donc } t(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-]_0 \cdot M(\text{Cl}^-) = 0,026 \times 35,5 = 0,94 \text{ g/L}$$

$$t(\text{Cl}^-) = 0,94 \text{ g/L} < 1,4 \text{ g/L} \text{ donc ce lait n'est pas mammiteux.}$$

**Exercice 6 :**

Donnée:  ${}_{26}^{56}\text{Fe}$

On dispose d'une solution de 250 mL de nitrate de fer II ( $\text{Fe}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ ) à une concentration  $[\text{Fe}^{2+}]_0 = 0,500 \text{ mol/L}$ . On verse de la poudre l'aluminium Al dans la solution. Il se produit une réaction dont l'équation-bilan est :  $3\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3\text{Fe}(\text{s}) + 2\text{Al}^{3+}$

L'aluminium Al est en excès.

Sans tableau d'avancement, déterminer la concentration en ions aluminium  $\text{Al}^{3+}$  à la fin de la réaction ainsi que la masse de fer Fe formée.

**Exercice 6:**

D'après l'équation-bilan:  $3\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3\text{Fe}(\text{s}) + 2\text{Al}^{3+}$   
 $\frac{n(\text{Al}^{3+})_{\text{formé}}}{2} = \frac{n(\text{Fe}^{2+})_{\text{cons}}}{3}$  ← c'est la quantité introduite de  $\text{Fe}^{2+}$  car Al est en excès.

$$\frac{[\text{Al}^{3+}] \times V}{2} = \frac{[\text{Fe}^{2+}]_0 \times V}{3}$$

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{2 \times [\text{Fe}^{2+}]_0}{3} = \frac{2 \times 0,500}{3}$$

D'après l'équation-bilan:  $\frac{n(\text{Fe})_{\text{formé}}}{3} = \frac{n(\text{Fe}^{2+})_{\text{cons}}}{3}$

$$n(\text{Fe})_{\text{formé}} = n(\text{Fe}^{2+})_{\text{intro}} = [\text{Fe}^{2+}]_0 \times V = 0,500 \times 0,250 = 0,125 \text{ mol}$$

$$m(\text{Fe})_{\text{formé}} = n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe}) = 0,125 \times 56 = 7,0 \text{ g}$$