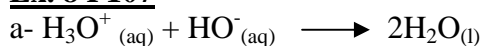


Correction C7

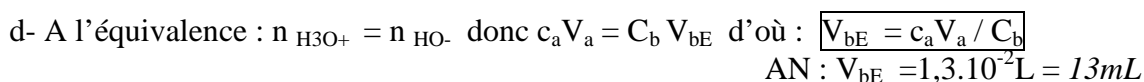
Ex. 8 P107



b-

Equation		$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{HO}^-_{(\text{aq})}$	\longrightarrow	$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
Etat initial	0	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+)$		$n(\text{HO}^-) = 0$		solvant
Etat intermédiaire Av équivalence	x	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - x$		$n(\text{HO}^-) - x = 0$		solvant
A l'équivalence	x_E	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - x_E = 0$		$n(\text{HO}^-) - x_E = 0$		solvant
Ap équivalence	x_E	0		$n(\text{HO}^-) - x_E$		solvant

c- L'équivalence correspond au moment où les réactifs sont intégralement consommés, ils ont été introduits en proportion stœchiométrique.

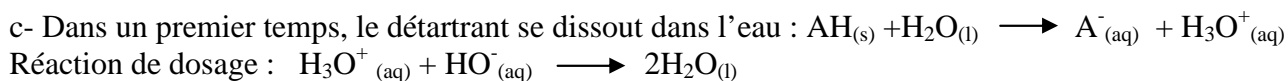
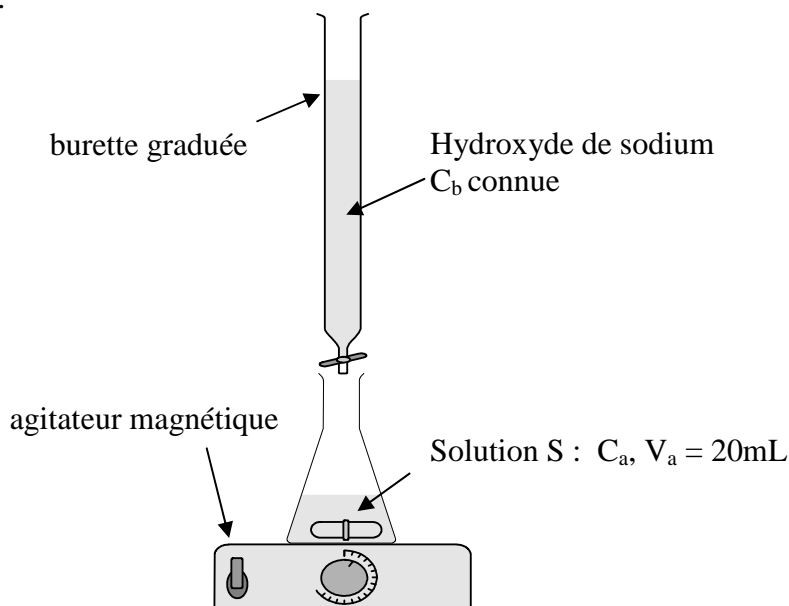


e- Il faudrait suivre l'évolution du dosage par conductimétrie. Pour cela, placer une cellule conductimétrique mesurant G ou σ dans le bécher contenant la solution titrée. Noter la conductance après chaque ajout d'1 mL de solution titrante. Tracer une courbe $G = f(V_b)$ et le repérage de l'équivalence correspond au minimum de la conductivité –ou conductance). Pour cela, tracer les deux tangentes extrêmes de la courbe, leur point de contact correspond au volume équivalent.

Ex. 10 P107

a- Pour un tel dosage il faut : un agitateur magnétique, un barreau aimanté, un grand bécher, une cellule conductimétrique et un conductimètre, une pipette jaugée et propipette, une burette, deux petits béchers, un verre à pied poubelle.

b-



d-

Equation		$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$		
Etat initial	0	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+)$	$n(\text{HO}^-) = 0$	solvant
Etat intermédiaire Av équivalence	x	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - x$	$n(\text{HO}^-) - x = 0$	solvant
A l'équivalence	x_E	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - x_E = 0$	$n(\text{HO}^-) - x_E = 0$	solvant
Ap équivalence	x_E	0	$n(\text{HO}^-) - x_E$	solvant

e- L'équivalence correspond au moment où les réactifs sont intégralement consommés, ils ont été introduits en proportion stœchiométrique.

A l'équivalence : $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{HO}^-}$ donc $c_a V_a = C_b V_{bE}$

f- Il faut tracer les deux tangentes le plus loin possible de l'équivalence et déterminer le volume correspondant à leur intersection.

On trouve: $V_{bE} = 15\text{mL}$

$$c_a = C_b V_{bE} / V_a \quad \text{AN : } c_a = 7.5 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$$

g- $m_{\text{AH}} = c_a V M_{\text{AH}}$ AN : $m_{\text{AH}} = 7.5 \cdot 10^{-2} * 200 \cdot 10^{-3} * 97.0 = 1.45\text{g}$ (attention, non respect des CS ici pour plus de précision, exercice mal posé)

% = $1.45 * 100 / 1.50 = 97\%$ de substance active dans le détartrant étudié.

Ex. 13 P107

a- $C_{\text{SO}_2} = n_{\text{SO}_2} / V = V_{\text{SO}_2} / (V_m * V)$

$$\text{AN : } C_{\text{SO}_2} = 30,0 / (25,0 * 1,0) = 1,2 \text{mol.L}^{-1}$$

b- Il s'agit d'une dilution

$$C_{\text{SO}_2} V_{\text{prelevé}} = C'_{\text{SO}_2} V' \quad \text{d'où : } C'_{\text{SO}_2} = C_{\text{SO}_2} V_{\text{prelevé}} / V' \quad \text{AN : } C'_{\text{SO}_2} = 1,2 * 10 \cdot 10^{-3} / 1,0 = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$$

c- Couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \quad (\times 2)$

Couple $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$: $\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \quad (\times 5)$

Equation de la réaction: $2 \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 5 \text{SO}_2_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 5 \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})}$.

d- L'équivalence est repérée par la persistance de la coloration violette (rose) dans la solution

e- A l'équivalence on a : $\frac{n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé}}}{2} = \frac{n(\text{SO}_2)_{\text{initial}}}{5}$

$$C_{\text{MnO}_4^-} V_E = \frac{2}{5} C'_{\text{SO}_2} V'_{\text{prelevé}} \quad C_{\text{MnO}_4^-} = \frac{2}{5} C'_{\text{SO}_2} V'_{\text{prelevé}} / V_E$$

$$\text{AN : } C_{\text{MnO}_4^-} = \frac{2}{5} * 1,2 \cdot 10^{-2} * 20,0 / 9,6 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$$

Ex. 14 P107

a- Couple I_2 / I^- : $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-$

Couple $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^-$

Equation de la réaction: $\text{I}_2_{(\text{aq})} + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}$

b-

Equation		$\text{I}_2_{(\text{aq})} + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}$			
Etat initial	0	$n_0(\text{I}_2)$	$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_{\text{versé}} = 0$	0	0
Etat intermédiaire Av équivalence	x	$n_0(\text{I}_2) - x$	$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_{\text{versé}} - 2x = 0$	2x	x
A l'équivalence	x_E	$n_0(\text{I}_2) - x_E = 0$	$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_{\text{versé}} - 2x_E = 0$	$2x_E$	x_E
Ap équivalence	x_E	0	$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_{\text{versé}} - 2x_E$	$2x_E$	x_E

c- L'équivalence correspond au moment où les réactifs sont intégralement consommés, ils ont été introduits en proportion stœchiométrique. Ici, il y a décoloration complète de la solution à l'équivalence.

d- A l'équivalence $\frac{n(S2O3^{2-})}{2} = n_{I2}$ donc $c_{I2} = \frac{n(S2O3^{2-}) * V_E}{2 * V_{I2}}$ AN : $c_{I2} = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

e- $m_{I2} = c_{I2} * V * M_{I2}$ $m_{I2} = 3,1 \text{ g}$

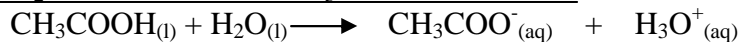
Ex. 16 P107

1- a- Sa base conjuguée est CH_3COO^- (aq)

b- $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$



$\text{H}_2\text{O} / \text{H}_3\text{O}^+$



2- a- Il s'agit d'une dilution. $C_s = C/10$

b- $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{HO}^-_{(aq)} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

OU $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Equation		$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		
Etat initial	0	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+)$	$n(\text{HO}^-)_{\text{versé}} = 0$	solvant
Etat intermédiaire Av équivalence	x	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - x$	$n(\text{HO}^-)_{\text{versé}} - x = 0$	solvant
A l'équivalence	x_E	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - x_E = 0$	$n(\text{HO}^-)_{\text{versé}} - x_E = 0$	solvant
Ap équivalence	x_E	0	$n(\text{HO}^-)_{\text{versé}} - x_E$	solvant

L'équivalence correspond au moment où les réactifs sont intégralement consommés, ils ont été introduits en proportion stœchiométrique.

A l'équivalence : $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{HO}^-}$ donc $c_s V_s = C_b V_{bE}$

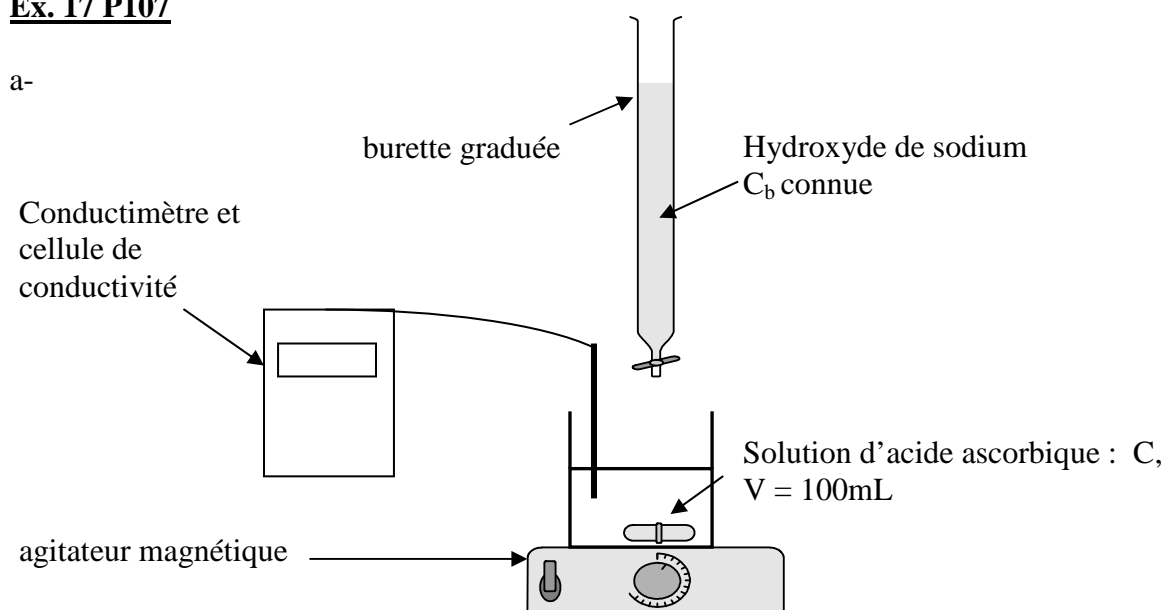
$V_{bE} = 13,5 \text{ mL}$

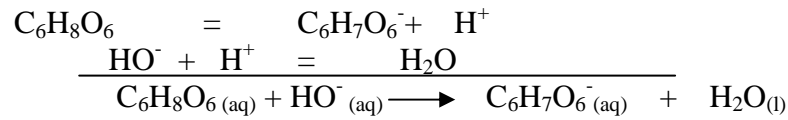
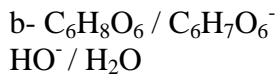
$C_s = C_b V_{bE} / V_s$ AN : $c_s = 1,3 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ donc $c = 1,3 \text{ mol.L}^{-1}$

c- $m_{ac} = c * \frac{m_{100g}}{\rho} * M_{ac}$ Degré d'acidité = 7.8

Ex. 17 P107

a-





c-

Equation		$C_6H_8O_6(aq) + HO^-(aq) \longrightarrow C_6H_7O_6^-(aq) + H_2O(l)$			
Etat initial	0	$n_0(C_6H_8O_6)$	$n(HO^-)_{\text{versé}} = 0$	0	solvant
Etat intermédiaire Av équivalence	x	$n_0(C_6H_8O_6) - x$	$n(HO^-)_{\text{versé}} - x = 0$	x	solvant
A l'équivalence	x_E	$n_0(C_6H_8O_6) - x_E = 0$	$n(HO^-)_{\text{versé}} - x_E = 0$	x_E	solvant
Ap équivalence	x_E	0	$n(HO^-)_{\text{versé}} - x_E$	x_E	solvant

d- A l'équivalence : $n_{C_6H_8O_6} = n_{HO^-}$ donc $c_C V_C = c_b V_{bE}$ $V_{bE} = 8,9\text{mL}$

$c_C = c_b V_{bE} / V_C$ AN : $c_C = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$

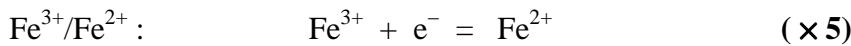
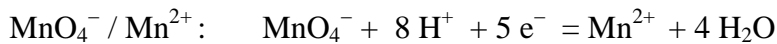
e- $m_C = c_C * V * M_C$ AN : $m_C = 4,9 \cdot 10^{-1} \text{g} = 490\text{mg}$ ceci est conforme avec l'indication de la boîte

Ex. 18 P107

a- $C_{MnO_4^-} = m_{MnO_4^-} / (M_{KMnO_4} * V)$

AN: $C_{MnO_4^-} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$

b- Dosage entre Fe^{2+} et MnO_4^- :



c-

Equation	avancement	$MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8 H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4 H_2O$					
Etat initial	0	$(n_{MnO_4^-})_{\text{versé}} = 0$	$n_{Fe^{2+}}$	excès	0	0	solvant
Pendant la transformation	x	$(n_{MnO_4^-})_{\text{versé}} - x = 0$	$n_{Fe^{2+}} - 5x$	/	x	5x	/
A l'équivalence	x_e	0	0	/	x_E	5 x_E	/
Après l'équivalence	x_e	$(n_{MnO_4^-})_{\text{versé}} - x_E$	0	/	x_E	5 x_E	/

d- A l'équivalence les espèces MnO_4^- et Fe^{2+} ont été introduites dans les proportions stœchiométriques.

Ici l'ion permanganate est violet et il est l'espèce titrante donc l'équivalence sera repérée lorsque la solution dans l'erenmeyer passera de l'incolore au rose-violet.

A l'équivalence : $x_E = (n_{MnO_4^-})_{\text{versé}} = \frac{n_0}{5}$

Cette relation devient : $C_{MnO_4^-} V_E = \frac{c_{Fe^{2+}} * V_{Fe^{2+}}}{5}$ d'où $V_E = 16,2\text{mL}$

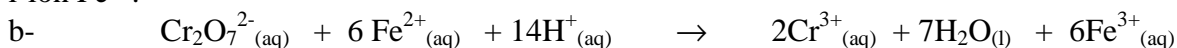
e- $c_{Fe^{2+}} = 5 * C_{MnO_4^-} V_E / V_{Fe^{2+}}$ AN : $c_{Fe^{2+}} = 4,1 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$

f- $m_{FeSO_4 \cdot 7H_2O} = c_{Fe^{2+}} * V * M_{FeSO_4 \cdot 7H_2O}$

AN : $m_C = 11\text{g}$

Ex. 19 P107

1a- L'oxydant $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ oxyde le réducteur Fe^{2+} pour former l'oxydant Fe^{3+} et le réducteur Cr^{3+} . La solution devient verte lorsque tous les ions dichromate réagissent. Le réactif en défaut est l'ion dichromate, en excès est l'ion Fe^{2+} .



c-

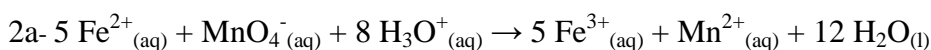
Etat	Avancement	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 6 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 6\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$					
Initial	$x = 0$	$c \cdot V_0$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	excès	0	solvant	0
Intermédiaire	x	$c \cdot V_0 - x$	$1,0 \cdot 10^{-2} - 6x$	excès	$2x$	solvant	$6x$
Final	x_{max}	$c \cdot V_0 - x_{\text{max}}$	$1,0 \cdot 10^{-2} - 6x_{\text{max}}$	excès	$2x_{\text{max}}$	solvant	$6x_{\text{max}}$

On a : $n_{\text{Fe}^{2+}} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot V_{\text{Fe}^{2+}}$ A.N. : $n_{\text{Fe}^{2+}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} (2 \text{ C.S.})$

$$n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = c \cdot V_0 ; V_0 = 20,0 \text{ mL}$$

d- Comme le réactif limitant est l'ion dichromate, on a : $x_{\text{max}} = c \cdot V_0$

Il reste donc : $1,0 \cdot 10^{-2} - 6x_{\text{max}}$ d'ions fer II.



b-

Etat	Avancement	$5 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 12 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$					
Initial	$x' = 0$	$1,0 \cdot 10^{-2} - 6x_{\text{max}}$	$c' \cdot V_E$	excès	0	0	solvant
Intermédiaire	x'	$1,0 \cdot 10^{-2} - 6x_{\text{max}} - 5x'_{\text{max}}$	$c' \cdot V_E$	excès	$5x'$	x'	solvant
Final	x'_{max}	$1,0 \cdot 10^{-2} - 6x_{\text{max}} - 5x'_{\text{max}}$	$c' \cdot V_E - x'_{\text{max}}$	excès	$5x'_{\text{max}}$	x'_{max}	solvant

c- L'équivalence est l'instant du dosage où les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométrique de l'équation de la réaction : $\frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{1}$

Lorsque l'équivalence est atteinte les ions permanganate ont totalement réagi avec les ions fer II restant : la goutte en trop colore le mélange en violet persistant (en fait en mauve car il y a superposition du vert précédent et du violet).

d- Utilisant la relation précédente : $\frac{1,0 \cdot 10^{-2} - 6 \cdot c \cdot V_0}{5} = \frac{c' \cdot V_E}{1}$

Soit : $c = \frac{1,0 \cdot 10^{-2} - 5 \cdot c' \cdot V_E}{6 \cdot V_0}$ A.N. : $c = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

e- On utilise : $n = c \cdot V = \frac{m_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}}{M(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})}$

Soit : $m_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = c \cdot V \cdot M(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$ A.N. : $m_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 15 \text{ g}$