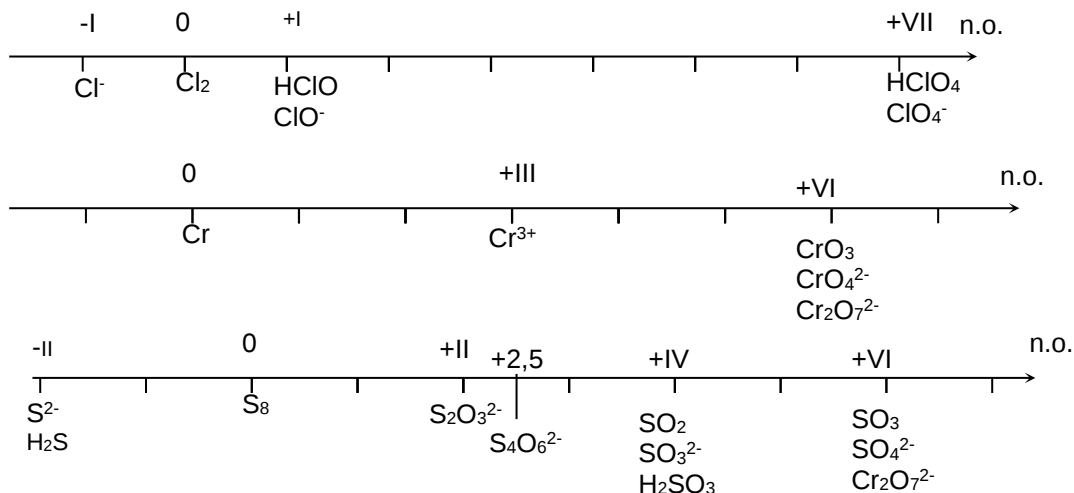
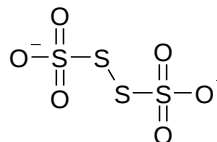


Ex 1 :

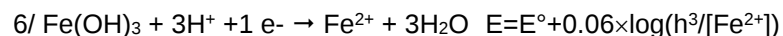


Remarque : pour S₄O₆²⁻ : la représentation de Lewis montre 2 n.o. différents pour 2 « types » d'atomes de soufre dans la structure.

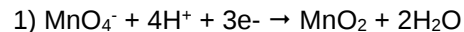


Ex 2 : réponses partielles

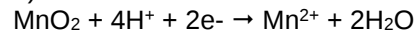
(1: 0,68 V); (2: 0,26 V); (3: -0,12 V); (4 : 1,40 V); (5 : 0,79 V); (6 : 0,23 V); (7 : 1,11 V))



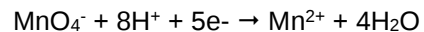
Exercice 3



$$\Delta_{1/2}G^\circ_1 = -3FE^\circ_1$$



$$\Delta_{1/2}G^\circ_2 = -2FE^\circ_2$$



$$\Delta_{1/2}G^\circ_3 = -5FE^\circ_3$$

Or on a (3) = (1) + (2)

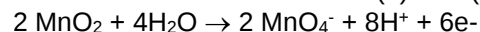
Donc $\Delta_{1/2}G^\circ_3 = \Delta_{1/2}G^\circ_1 + \Delta_{1/2}G^\circ_2$

$$\Rightarrow 5E^\circ_3 = 3E^\circ_1 + 2E^\circ_2$$

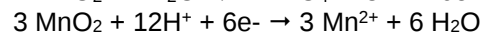
$$E^\circ_3 = (3E^\circ_1 + 2E^\circ_2)/5 = 1.51\text{V}$$

2) La seule espèce qui peut se dismuter est celle de d.o. intermédiaire donc MnO₂.

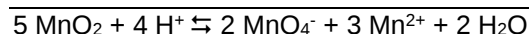
La réaction de dismutation est (4) = -2×(1) + 3×(2)



$$\Delta_{1/2}G^\circ_1 = +6FE^\circ_1$$



$$\Delta_{1/2}G^\circ_2 = -6FE^\circ_2$$



$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$-RT \ln K = -6F(E^\circ_2 - E^\circ_1) \Rightarrow \log K = 6/0.06 \times (E^\circ_2 - E^\circ_1)$$

$$K = 10^{\frac{E^\circ_2 - E^\circ_1}{0.01}} = 10^{-46} \ll 10^{-4}$$

La réaction est donc peu avancée !!!

Rmq : ceci aurait pu se déduire graphiquement puisque le gamma est inversé et $\Delta E > 0.24/6$

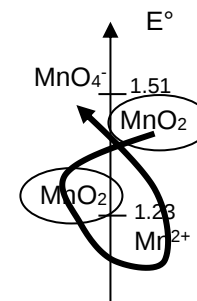
3) le milieu est tamponné $\Rightarrow h = \text{cste} = 10^{-2} \text{ mol/L}$



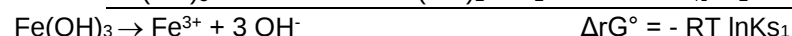
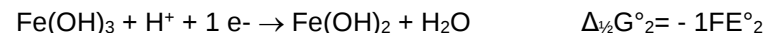
Or à l'équilibre $K = Q = \frac{[\text{MnO}_4^-]^2 [\text{Mn}^{2+}]^3}{h^4} = \frac{2^2 3^3 \varepsilon^5}{h^4} = \frac{108 \varepsilon^5}{h^4}$

$$\varepsilon = \sqrt[5]{\frac{K h^4}{108}} = 6.21 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Donc $[\text{MnO}_4^-] = 2\varepsilon = 1.24 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ et $[\text{Mn}^{2+}] = 3\varepsilon = 1.86 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$



Exercice 4 :

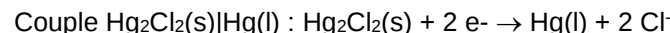


Alors $E^\circ_2 = E^\circ_1 + RT/F (\ln K_{s1} - \ln K_{s2} - \ln K_e)$

$$= E^\circ_1 + 0.06 (\log K_{s1} - \log K_{s2} - \log K_e)$$

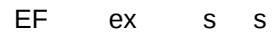
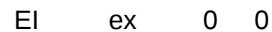
Soit $E^\circ_2 = E^\circ_1 + 0.06 (\text{p}K_{s2} + \text{p}K_e - \text{p}K_{s1}) = 0.24 \text{ V}$

Exercice 5 :



Donc $E = E^\circ + 0.03 \log(1/[\text{Cl}^-]^2) = E^\circ - 0.06 \log[\text{Cl}^-]$

Or la solution étant saturée en KCl, la concentration en $[\text{Cl}^-]$ est égale à la solubilité : on peut la calculer à l'aide du $\text{p}K_s(\text{KCl})$



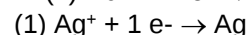
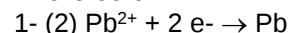
Donc $K_s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = [\text{Cl}^-]$

Soit $E = E^\circ - 0.06 \log \sqrt{K_s} \Rightarrow E = E^\circ + 0.03 \text{p}K_s(\text{KCl})$

Or E° et K_s (donc $\text{p}K_s$) ne dépendent que de T

AN : $E = 0.24 \text{ V}$

Exercice 6 :

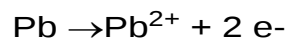
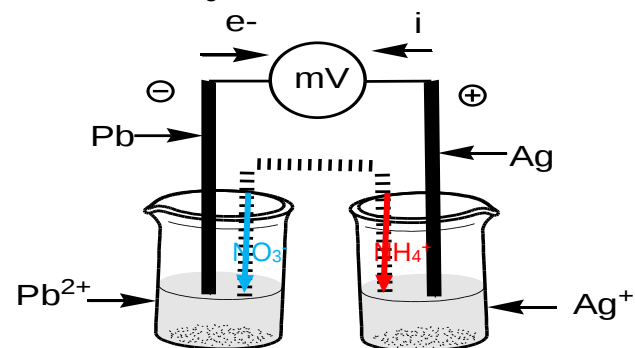


Correction TD Chap Redox-1

$$E_2(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = E^\circ_2 + 0.03 \log[\text{Pb}^{2+}] = -0.16 \text{ V}$$

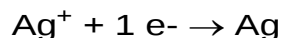
$$E_1(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = E^\circ_1 + 0.06 \log[\text{Ag}^+] = 0.72 \text{ V}$$

2, 3- $E_2 < E_1 \Rightarrow \text{Ag}$ est la borne + et Pb la borne -



⊖

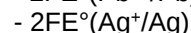
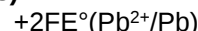
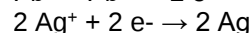
formation de cation
 $\Rightarrow$ les anions arrivent dans cette 1/2 pile



⊕

consommation de cations
 $\Rightarrow$ les cations arrivent dans cette 1/2 pile

Equation globale : **$\text{Pb} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag}$ (2 e- échangés)** **-RTlnK**



$$\Rightarrow 0.06 \log K = 2F(E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}))$$

$$\Rightarrow K = 10^{\frac{0.80+0.13}{0.03}} = 10^{31}$$

Rmq : on pouvait s'attendre à une réaction quantitative car :

- c'est une pile
- $\Delta E > 0.24/2$

$$4. \text{fem} = E_1 - E_2 = 0.88 \text{ V}$$

Exercice 7

1. On calcule le potentiel de Nernst de chaque électrode :

Pour l'électrode au lithium : $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + 1 \text{e}^-$

$$E(\text{Li}^+/\text{Li}) = E^\circ(\text{Li}^+/\text{Li}) + 0.06 \log[\text{Li}^+] = -3.03 + 0.06 \times -2 = -3.15 \text{ V}$$

Pour l'électrode liquide : $2\text{SOCl}_2 + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{S(s)} + \text{SO}_2(\text{g}) + 4 \text{Cl}^-$

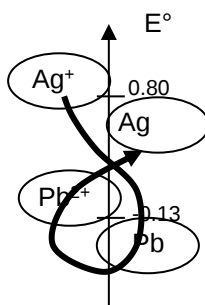
$$E(\text{liq}) = 0.65 \text{ V}$$

$$\Rightarrow E(\text{liq}) > E(\text{Li}^+/\text{Li}) \text{ et } \text{fem} = 0.65 - (-3.15) = 3.80 \text{ V}$$

donc le pôle + est l'électrode liquide et le pôle - l'électrode au lithium

donc l'électrode liquide est :

- le pôle +



- où les e- sont consommés : $2\text{SOCl}_2 + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{S(s)} + \text{SO}_2(\text{g}) + 4 \text{Cl}^-$
 - le siège de la réduction : la cathode
- donc l'électrode au lithium est :

- le pôle -
- où les e- sont formés : $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + 1 \text{e}^-$
- le siège de l'oxydation : l'anode

Bilan global : **$2 \text{SOCl}_2(\text{s}) + 4 \text{Li}(\text{s}) \rightarrow \text{S(s)} + \text{SO}_2(\text{g}) + 4 \text{Cl}^- + 4 \text{Li}^+$ (4 e- échangés)**

2 a) L'étiquette permet de déduire la capacité de la pile :

$$Q = 2.6 \text{ A.h} = i \times t = 2.6 \times 3600 = 9360 \text{ C}$$

$$\text{b) } Q = nF\xi_{\text{max}} = 4 \times F \times \xi_{\text{max}} = 4 \times F \times \Delta n(\text{Li}) / -4 = -F \Delta n(\text{Li}) = F \times (n(\text{Li})_{\text{ini}} - n(\text{Li})_{\text{f}})$$

$\Rightarrow$ il faut au moins $n(\text{Li})_{\text{ini,min}} = Q/F = 0.0970 \text{ mol}$, soit **$m(\text{Li})_{\text{min}} = 0.291 \text{ g}$**

Exercice 8 :

1) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$: oxydation : Anode

$\frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$: réduction : cathode

Bilan : $\text{CH}_3\text{OH} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ (6 e- échangés) (R)

2) la réaction globale (R) correspond à la combustion de CH_3OH

$$\Delta_r G^\circ(T) = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ = -725.6 \times 10^3 - 298 \times -80.8 = -701.5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\text{Or } \Delta_r G^\circ = -6F \times \text{fem}^\circ \Rightarrow \text{fem}^\circ = +1.21 \text{ V}$$

$$\text{Or } \text{fem}^\circ = E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E^\circ(\text{CO}_2/\text{CH}_3\text{OH})$$

$$\Rightarrow E^\circ(\text{CO}_2/\text{CH}_3\text{OH}) = E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - \text{fem}^\circ = 0.02 \text{ V}$$

Exercice 9 :

1) À droite : $\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$

$$\Delta_{1/2} G^\circ = -2 FE^\circ_d = 2 \mu^\circ(\text{Hg}) + \mu^\circ(\text{SO}_4^{2-}) - \mu^\circ(\text{Hg}_2\text{SO}_4) = -119 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow E^\circ_d = +0.617 \text{ V}$$

À gauche : $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$

$$\Delta_{1/2} G^\circ = -2 FE^\circ_g = \mu^\circ(\text{Zn}) + \mu^\circ(\text{Zn}^{2+}) = -147 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow E^\circ_g = -0.762 \text{ V}$$

2)

Réaction de fonctionnement : **$\text{Zn} + \text{Hg}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$**

$$\text{Fem}^\circ = E^\circ_d - E^\circ_g = 1.378 \text{ V}$$

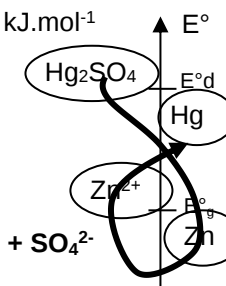
$$3) \Delta_r G^\circ = -2F \text{fem}^\circ$$

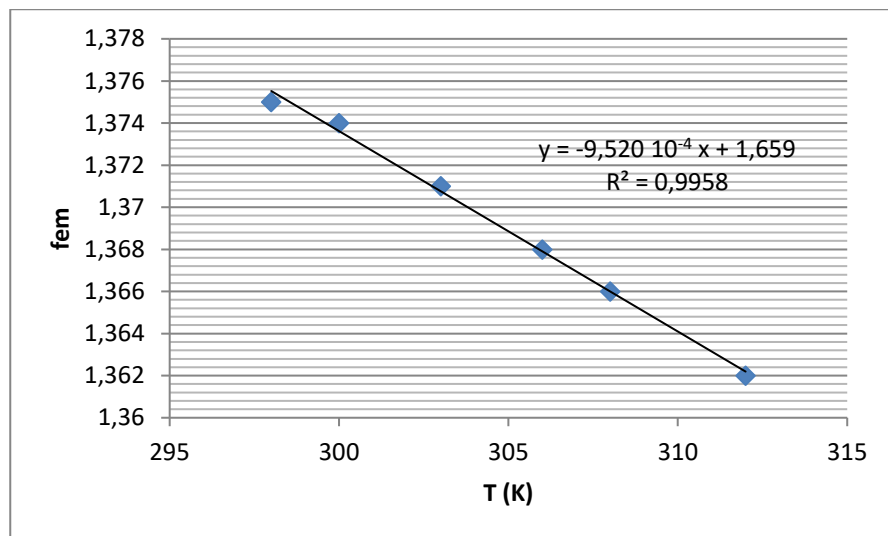
$$\text{Et } \text{fem}^\circ = -9.5210^{-4} T + 1.659$$

$$\text{Et } \Delta_r G^\circ = -2F \times \text{fem}^\circ = +183.7 \times T - 320.2 \times 10^3 = -\Delta_r S^\circ \times T + \Delta_r H^\circ$$

$$\text{Donc par identification } \Delta_r S^\circ = -183.7 \text{ J.K}^{-1} \text{ et } \Delta_r H^\circ = -320.2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\text{Rmq : } \Delta_r S^\circ = -d(\Delta_r G^\circ)/dT = 2F d\text{fem}^\circ/dT = -183.7 \text{ J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$



**Exercice 10 :**

1) On a une pile de concentration : à gauche le couple est Ag^+/Ag

$$\Rightarrow E_g = E(\text{Ag}^+/\text{Ag})_g$$

À droite il y a 2 couples Ag^+/Ag et AgCl/Ag .

$$\Rightarrow E_d = E(\text{Ag}^+/\text{Ag})_d = E(\text{AgCl}/\text{Ag})_d$$

Pour connaître la polarité de la pile il faut comparer les 2 potentiels. Le plus simple est de prendre celui associé au même couple : Ag^+/Ag

$$E(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0.06 \log[\text{Ag}^+], \text{ car } \text{Ag}^+ + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ag}$$

$$\text{Or } [\text{Ag}^+]_g = C_1 \gg [\text{Ag}^+]_d = \varepsilon' \Rightarrow E_g > E_d$$

$\Rightarrow$ la fem est en réalité < 0

$\Rightarrow$ pole + à gauche $\Rightarrow$ les e^- y sont donc captés, il y a réduction (cathode) : $\text{Ag}^+ + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ag}$

$\Rightarrow$ pole - à droite $\Rightarrow$ les e^- y sont donc cédés, il y a oxydation (anode) : $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + 1 \text{ e}^-$ et $\text{Ag} + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} + 1 \text{ e}^-$

Il circule dans le sens opposé des e^- .

$$2) E_g = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0.06 \log[\text{Ag}^+]_g = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0.06 \log C_1$$

$$E_d = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0.06 \log[\text{Ag}^+]_d$$

$$\text{Or à droite } \text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \Rightarrow [\text{Ag}^+]_d = K_s / [\text{Cl}^-]$$

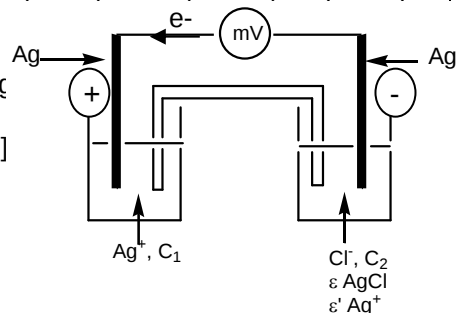
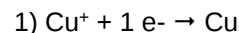
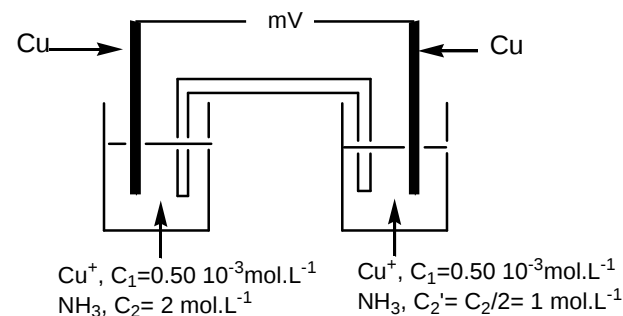
$$\text{D'où } E_d = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0.06 \log(K_s / C_2)$$

$$E_d = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - 0.06 \text{p}K_s - 0.06 \log C_2$$

$$\text{D'où } \text{fem} = E_d - E_g = -0.06 \text{p}K_s - 0.06 \log C_2 C_1$$

$$3) \text{p}K_s = -\text{fem} / 0.06 - \log C_2 C_1$$

$$\text{p}K_s = 10$$

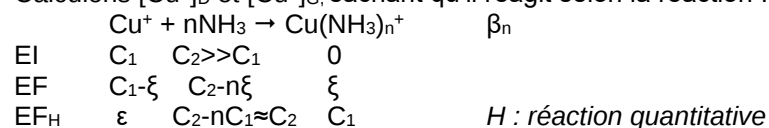
**Exercice 11:**

$$E_D = E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + 0.06 \log[\text{Cu}^+]_D$$

$$E_G = E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + 0.06 \log[\text{Cu}^+]_G$$

$$\text{D'où } \text{fem} = 0.06 \log([\text{Cu}^+]_D / [\text{Cu}^+]_G)$$

Calculons $[\text{Cu}^+]_D$ et $[\text{Cu}^+]_G$, sachant qu'il réagit selon la réaction :



$$\text{Alors } [\text{Cu}^+] = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_n^+] / (\beta_n \times [\text{NH}_3]^n)$$

$$\text{D'où } [\text{Cu}^+]_D = C_1 / (\beta_n \times C_2'^n) \quad \text{et} \quad [\text{Cu}^+]_G = C_1 / (\beta_n \times C_2^n)$$

$$\text{D'où } \text{fem} = 0.06 \log(C_1 (\beta_n \times C_2^n) / (\beta_n \times C_2'^n \times C_1)) = n \times 0.06 \times \log(C_2 / C_2') = n \times 0.06 \times \log 2$$

$$\text{D'où } n = \text{fem} / 0.06 \log 2 = 2$$

2) Le raisonnement reste le même, mais $[\text{Cu}^+]_G = C_1$ puisqu'il n'y a pas de NH_3 .

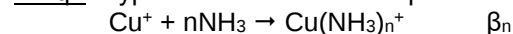
$$\text{Et } [\text{Cu}^+]_D = C_1 / (\beta_2 \times C_2'^2), \text{ puisque } n=2$$

$$\text{D'où } \text{fem} = 0.06 \log([\text{Cu}^+]_D / [\text{Cu}^+]_G) = 0.06 \times \log(C_1 / (\beta_2 \times C_2'^2) C_1)$$

$$\text{Soit } \text{fem} = 2 \times 0.06 \log(C_2'^2) - 0.06 \log \beta_2$$

$$\text{Soit } \log \beta_2 = -\text{fem} / 0.06 = 6 \Rightarrow \beta_2 = 10^6$$

Rmq : l'hypothèse de la réaction quantitative de la question 1) est bien vérifiée.



El	C_1	$C_2 \gg C_1$	0
EF	$C_1 - \xi$	$C_2 - n\xi$	ξ
EFH	ε	$C_2 - nC_1 \approx C_2$	C_1

$$\text{Calculons } \varepsilon' \text{ et } \varepsilon : \varepsilon' = [\text{Cu}^+]_D = C_1 / (\beta_n \times C_2'^n) = 0.5 \cdot 10^{-3} / (10^6 \times 1^2) = 5 \cdot 10^{-10} \ll C_1$$

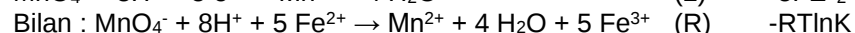
$$\text{Et } \varepsilon = [\text{Cu}^+]_G = C_1 / (\beta_n \times C_2^n) = 0.5 \cdot 10^{-3} / (10^6 \times 2^2) = 1.25 \cdot 10^{-10} \ll C_1$$

Exercice 12 :

- 1) Il faut toujours **2 électrodes** car on ne sait mesurer que des ddp : ΔE .
 Pour les titrages potentiométriques, il faut 1 électrode de travail et **une électrode de référence** parmi celles proposées, l'électrode de référence est l'ECS.

a) réaction de titrage $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl(s)}$, on veut suivre l'évolution de $[\text{Ag}^+] \Rightarrow$ on prend une **électrode de travail en Argent** car $E_{\text{électrode}} = E(\text{Ag}^+/\text{Ag})$

b) réaction de titrage :



On aura en solution à la fois les ox et red, il faut donc une électrode de travail qui soit juste un **collecteur d'électron inattaquable : électrode de travail en platine**.

2)

a) D'après l'équation de titrage (R), la relation à l'équivalence est :

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)_{\text{eq}}}{1} = \frac{n(\text{Fe}^{3+})_0}{5} \text{ soit } \frac{C_0 V_0}{1} = \frac{C_0 V_0}{5} \Rightarrow \mathbf{C_0 = 0.09 \text{ mol/L}}$$

b)

	MnO_4^-	$+8\text{H}^+$	$+5 \text{ Fe}^{2+}$	$\rightarrow$	Mn^{2+}	$+4 \text{ H}_2\text{O}$	$+5 \text{ Fe}^{3+}$
EI	CV	h	$C_0 V_0$		0	ex	0
EF	$\text{CV} - \xi$	h	$C_0 V_0 - 5\xi$		ξ	ex	5ξ
EF $V < V_{\text{eq}}$ $\xi \approx \text{CV}$	ε	h	$C_0 V_0 - 5\text{CV}$		CV	ex	5CV
EF $V < V_{\text{eq}}$ $x = V/V_{\text{eq}}$ $\xi = C_0 V_0 x/5$	ε	h	$C_0 V_0(1 - x)$		$C_0 V_0 x/5$	ex	$C_0 V_0 x$

À l'équilibre (même lorsqu'on n'est pas à l'équivalence), on a égalité des potentiels cad $E_{\text{travail}} = E_{\text{N}}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = E_{\text{N}}(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$

Comme on ne connaît pas ε , on va par commodité choisir $E_{\text{travail}} = E_{\text{N}}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$

$$\text{Alors } E_{\text{travail}} = E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) + 0.06 \log\left(\frac{C_0 V_0 x}{C_0 V_0(1 - x)}\right) = E^\circ_1 + 0.06 \log\left(\frac{C_0 V_0 x}{C_0 V_0(1 - x)}\right)$$

$$\text{Et } \Delta E = E^\circ_1 + 0.06 \log\left(\frac{C_0 V_0 x}{C_0 V_0(1 - x)}\right) - E_{\text{ref}}$$

À la demi équivalence : $x = 1/2$ alors $\Delta E = E^\circ_1 - E_{\text{ref}}$

Soit $E^\circ_1 = \Delta E + E_{\text{ref}} = 0.53 + 0.24 = 0.77 \text{ V}$, grâce à la demi-équivalence.

c)

	MnO_4^-	$+8\text{H}^+$	$+5 \text{ Fe}^{2+}$	$\rightarrow$	Mn^{2+}	$+4 \text{ H}_2\text{O}$	$+5 \text{ Fe}^{3+}$
EF $V > V_{\text{eq}}$ $\xi \approx C_0 V_0/5$	$\text{CV} - C_0 V_0/5$	h	ε		$C_0 V_0/5$	ex	$C_0 V_0$
EF $V < V_{\text{eq}}$ $x = V/V_{\text{eq}}$	$\frac{C_0 V_0}{5}(x - 1)$	h	ε		$C_0 V_0/5$	ex	$C_0 V_0$

À l'équilibre (même lorsqu'on n'est pas à l'équivalence), on a égalité des potentiels cad $E_{\text{travail}} = E_{\text{N}}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = E_{\text{N}}(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$

Comme on ne connaît pas ε , on va par commodité choisir $E_{\text{travail}} = E_{\text{N}}(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$

$$\text{Alors } E_{\text{travail}} = E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) + \frac{0.06}{5} \log\left(\frac{h^8 \times (x-1)}{1}\right) = E^\circ_2 + \frac{0.06}{5} \log(x - 1), \text{ car}$$

$h = 1 \text{ mol/L}$

$$\text{Et } \Delta E = E^\circ_2 + \frac{0.06}{5} \log(x - 1) - E_{\text{ref}}$$

À la double équivalence : $x = 2$ alors $\Delta E = E^\circ_2 - E_{\text{ref}}$

Soit $E^\circ_2 = \Delta E + E_{\text{ref}} = 1.21 + 0.24 = 1.51 \text{ V}$, grâce à la double-équivalence.

d)

	MnO_4^-	$+8\text{H}^+$	$+5 \text{ Fe}^{2+}$	$\rightarrow$	Mn^{2+}	$+4 \text{ H}_2\text{O}$	$+5 \text{ Fe}^{3+}$
EF $V > V_{\text{eq}}$ $\xi \approx C_0 V_0/5 = \text{CV}$	$\varepsilon/5$	h	ε		$C_0 V_0/5$	ex	$C_0 V_0$

Là, on n'y coupe pas... il va falloir calculer ε !!!

$$K = \frac{C_0 V_0 (C_0 V_0)^5}{\frac{5}{\varepsilon} (\varepsilon)^5 (h)^8} = \left(\frac{C_0 V_0}{\varepsilon}\right)^6 = 10^{5 \frac{E_2^\circ - E_1^\circ}{0.06}} \text{ soit } \varepsilon = C_0 V_0 \times 10^{-\frac{5E_2^\circ - E_1^\circ}{6 \cdot 0.06}}$$

$$\text{Alors prenons } E_{\text{travail}} = E_{\text{N}}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = E^\circ_1 + 0.06 \log\left(\frac{C_0 V_0}{\varepsilon}\right)$$

$$\text{Soit } E_{\text{travail}} = E^\circ_1 + 0.06 \log\left(\frac{C_0 V_0}{C_0 V_0 \times 10^{-\frac{5E_2^\circ - E_1^\circ}{6 \cdot 0.06}}}\right) = E^\circ_1 + \frac{5}{6} (E_2^\circ - E_1^\circ) = \frac{(5 \times E_2^\circ + E_1^\circ)}{6}$$

$$\text{Alors } \Delta E = \frac{(5 \times E_2^\circ + E_1^\circ)}{6} - E_{\text{ref}}$$

$$\text{AN : } \Delta E = \frac{(5 \times 1.51 + 0.77)}{6} - 0.24 = \mathbf{1.15 \text{ V}}$$

Ce qui correspond bien à la valeur lue sur le graphe !