

Les piles électrochimiques

Exercice 1

Pile (1)

$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} : E_0 = 0,34 \text{ V} ; \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} : E_0 = -0,44 \text{ V}$

L'électrode de cuivre consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

L'électrode de fer fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :

$\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Équation de la réaction $\boxed{\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}}$

Au cours du fonctionnement de la pile :

- la concentration des ions Cu^{2+} baisse
- la concentration des ions Fe^{2+} augmente
- la masse de l'électrode de fer diminue
- un dépôt de cuivre se forme sur l'électrode de cuivre

Potentiels des électrodes

Électrode de cuivre: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Cu}^{2+}] = 0,34 + 0,03 \times \log (2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{0,29 \text{ V}}$$

Électrode de fer : $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}$

$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = -0,44 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Fe}^{2+}] = -0,44 + 0,03 \times \log (2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{-0,49 \text{ V}}$$

Fem de la pile: $E = E^+ - E^- = 0,29 - (-0,49) = \boxed{0,78 \text{ V}}$

Pile (2)

$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} : E_0 = -0,13 \text{ V} ; \text{Ag}^+/\text{Ag} : E_0 = 0,80 \text{ V}$

L'électrode d'argent consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$

L'électrode de plomb fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :

$\text{Pb} = \text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Équation de la réaction $\boxed{\text{Pb} + 2 \text{Ag}^+ = \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag}}$

Au cours du fonctionnement de la pile :

- la concentration des ions Ag^+ baisse
- la concentration des ions Pb^{2+} augmente
- la masse de l'électrode de plomb diminue
- un dépôt d'argent se forme sur l'électrode d'argent

Potentiels des électrodes

Électrode d'argent: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$

$$E^+ (\text{Ag}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^+ (\text{Ag}) = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log [\text{Ag}^+] = 0,80 + 0,06 \times \log (2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{0,70 \text{ V}}$$

Électrode de plomb : $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$

$$E^- (\text{Pb}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

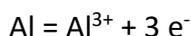
$$E^- (\text{Pb}) = -0,13 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Pb}^{2+}] = -0,13 + 0,03 \times \log (2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{-0,18 \text{ V}}$$

$$\text{Fem de la pile: } E = E^+ - E^- = 0,70 - (-0,18) = \boxed{0,88 \text{ V}}$$

Pile (3)

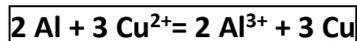
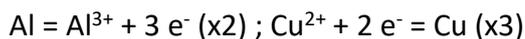
Cu^{2+}/Cu : $E_0 = 0,34 \text{ V}$; Al^{3+}/Al : $E_0 = -1,66 \text{ V}$

L'électrode d'aluminium fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :



L'électrode de cuivre consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Équation de la réaction



Au cours du fonctionnement de la pile :

- la concentration des ions Cu^{2+} baisse
- la concentration des ions Al^{3+} augmente
- la masse de l'électrode d'aluminium diminue
- un dépôt de cuivre se forme sur l'électrode de cuivre

Potentiels des électrodes

Électrode de cuivre: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

$$E^+ (\text{Cu}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^+ (\text{Cu}) = 0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Cu}^{2+}] = 0,34 + 0,03 \times \log (2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{0,29 \text{ V}}$$

Électrode d'aluminium : $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$

$$E^- (\text{Al}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^- (\text{Al}) = -1,66 + \frac{0,06}{3} \times \log [\text{Al}^{3+}] = -1,66 + 0,02 \times \log (2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{-1,69 \text{ V}}$$

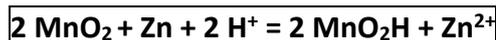
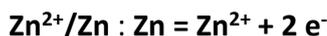
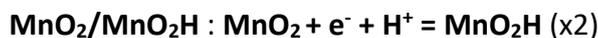
$$\text{Fem de la pile: } E = E^+ - E^- = 0,29 - (-1,69) = \boxed{1,98 \text{ V}}$$

Exercice 2

1) Dans la pile saline

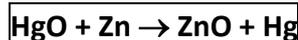
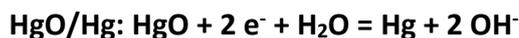
Le **pôle +** de la pile est constitué d'une électrode en graphite qui plonge dans un électrolyte constitué notamment de dioxyde de manganèse **MnO₂**

Le **pôle -** de la pile est constitué d'une plaque de zinc **Zn** en contact avec un gel de chlorure de zinc et de chlorure d'ammonium

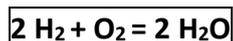
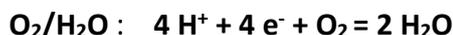
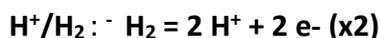
**2) Dans la pile bouton**

Le **pôle +** de la pile est constitué de poudre de graphite en contact avec un électrolyte contenant de l'oxyde de mercure **HgO**

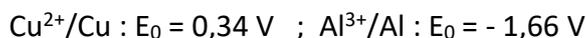
Le **pôle -** de la pile est constitué de poudre de zinc **Zn** en contact avec un gel d'hydroxyde de potassium (K⁺; OH⁻)



3) Dans la pile dihydrogène-dioxygène appelée couramment « la pile à hydrogène », le dihydrogène **H₂(g)** nécessaire à la réaction provient d'une bonbonne, et le dioxygène **O₂(g)** provient de l'air.



Exercice 3



L'**électrode de cuivre** sera l'électrode (+) ; L'**électrode d'aluminium** sera l'électrode (-)

Potentiels des électrodes

$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Cu}^{2+}] = 0,34 + 0,03 \times \log(0,5) = \boxed{0,33 \text{ V}}$$

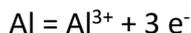


$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = -1,66 + \frac{0,06}{3} \times \log [\text{Al}^{3+}] = -1,66 + 0,02 \times \log(0,5) = \boxed{-1,67 \text{ V}}$$

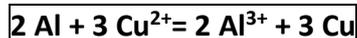
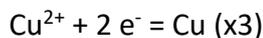
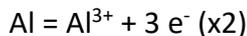
Fem de la pile $E = E^+ - E^- = 0,33 - (-1,67) = \boxed{2,00 \text{ V}}$

Polarités de la pile

L'électrode d'aluminium fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :



L'électrode de cuivre consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Équation de la réactionQuantité de matière d'électrons qui circulent dans le circuit pendant le fonctionnement

$$Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{I \times \Delta t}{F} = \frac{46.10^{-3} \times 15 \times 60}{9,6.10^4} = \boxed{4,3.10^{-4} \text{ mol}}$$

Métal qui disparaît au cours du fonctionnement de la pile : $\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

$$n_{\text{Al}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{3} = \frac{4,3.10^{-4}}{3} = \boxed{1,4.10^{-4} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Al}} = n_{\text{Al}} \times M_{\text{Al}} = 1,4.10^{-4} \times 27 = \mathbf{3,8.10^{-3} \text{ g}} = \boxed{3,8 \text{ mg}}$$

Métal qui apparaît au cours du fonctionnement de la pile: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

$$n_{\text{Cu}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{4,3.10^{-4}}{2} = \boxed{2,2.10^{-4} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \times M_{\text{Cu}} = 2,2.10^{-4} \times 63,5 = \mathbf{1,4.10^{-2} \text{ g}} = \boxed{14 \text{ mg}}$$

Exercice 4

Ag^+/Ag : $E_0 = 0,80 \text{ V}$; Zn^{2+}/Zn : $E_0 = -0,76 \text{ V}$

L'électrode d'argent sera l'électrode **(+)** ; **L'électrode de zinc** sera l'électrode **(-)**

Potentels des électrodes

Électrode d'argent : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$

$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log [\text{Ag}^+] = 0,80 + 0,06 \times \log (5,0.10^{-3}) = \boxed{0,66 \text{ V}}$$

Électrode de zinc : $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$

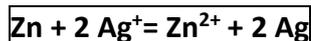
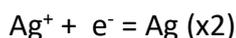
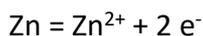
$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = -0,76 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Zn}^{2+}] = -0,76 + 0,03 \times \log (1,0.10^{-2}) = \boxed{-0,82 \text{ V}}$$

Fem de la pile $E = E^+ - E^- = 0,66 - (-0,82) = \boxed{1,48 \text{ V}}$

Polarités de la pile

L'électrode de zinc fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

L'électrode d'argent consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$

Équation de la réactionQuantité de matière d'électrons qui circulent dans le circuit pendant le fonctionnement

$$Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{I \times \Delta t}{F} = \frac{0,15 \times (3600 + 30 \times 60)}{9,6 \cdot 10^4} = \boxed{8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

Métal qui disparaît au cours du fonctionnement de la pile : Zn = Zn²⁺ + 2 e⁻

$$n_{\text{Zn}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{8,4 \cdot 10^{-3}}{2} = \mathbf{4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \times M_{\text{Zn}} = 4,2 \cdot 10^{-3} \times 65,4 = \boxed{0,27 \text{ g}}$$

Métal qui apparaît au cours du fonctionnement de la pile: Ag⁺ + e⁻ = Ag

$$n_{\text{Ag}} = n_{\text{e}^-} = \mathbf{8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Ag}} = n_{\text{Ag}} \times M_{\text{Ag}} = 8,4 \cdot 10^{-3} \times 108 = \boxed{0,91 \text{ g}}$$

Exercice 5

$$E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V} \quad ; \quad E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$$

1) On plonge une électrode de platine dans une solution contenant les ions aux concentrations suivantes : $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, $[\text{Cr}^{3+}] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, à $\text{pH}=1$.

Concentration des ions H₃O⁺ dans la solution de pH = 1 : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Potentiel E₁ pris par l'électrode de platine : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{e}^- + 14 \text{H}^+ = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

$$E_1 = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a \times [\text{H}^+]^b}{[\text{Red}]^c} = 1,33 + \frac{0,06}{6} \times \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \times [\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2}$$

$$E_1 = 1,33 + 0,01 \times \log \frac{10^{-2} \times (10^{-1})^{14}}{(10^{-3})^2} = \boxed{1,23 \text{ V}}$$

2) On plonge une autre électrode de platine dans une solution contenant les ions aux concentrations suivantes : $[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, $[\text{Fe}^{3+}] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Potentiel E₂ de cette électrode $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$

$$E_2 = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,77 + \frac{0,06}{1} \times \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,77 + 0,06 \times \log \frac{10^{-1}}{10^{-3}} = \boxed{0,89 \text{ V}}$$

3) On relie ces deux demi-piles par un pont électrolytique.

Fem de la pile $E = E_1 - E_2 = 1,23 - 0,89 = \boxed{0,34 \text{ V}}$

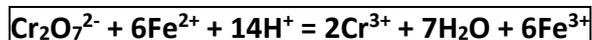
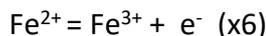
Polarités de la pile

L'électrode de platine (2) fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :



L'électrode de platine (1) consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 e^- + 14 \text{H}^+ = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

Équation de la réaction



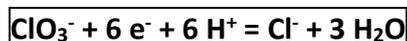
Exercice 6

$E^0 (\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-) = 1,450 \text{ V}$; $E^0 (\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0,126 \text{ V}$

On réalise une pile avec les deux demi-piles suivantes : $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{H}^+ / \text{ClO}_3^- / \text{Cl}^- / \text{Pt}$

1)

Demi-équation électronique correspondant au couple $\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-$ en milieu acide.



Potentiel pris par un fil de platine $[\text{ClO}_3^-] = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Cl}^-] = 0,180 \text{ mol.L}^{-1}$, $\text{pH} = 1$

$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a \times [\text{H}^+]^b}{[\text{Red}]^c} = 1,45 + \frac{0,06}{6} \times \log \frac{[\text{ClO}_3^-] \times [\text{H}^+]^6}{[\text{Cl}^-]}$$

$$E^+ = 1,45 + 0,01 \times \log \frac{0,2 \times (10^{-1})^6}{0,18} = \boxed{1,390 \text{ V}}$$

2)

Demi-équation électronique correspondant au couple $\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$: $\text{Pb}^{2+} + 2 e^- = \text{Pb}$

Potentiel pris par une lame de plomb plongeant dans une solution de nitrate de plomb dans laquelle $[\text{Pb}^{2+}] = 0,500 \text{ mol.L}^{-1}$.

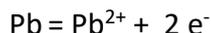
$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = -0,126 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Pb}^{2+}] = -0,126 + 0,03 \times \log(0,5) = \boxed{-0,135 \text{ V}}$$

3) force électromotrice de la pile : $E = E^+ - E^- = 1,390 - (-0,135) = \boxed{1,525 \text{ V}}$

4)

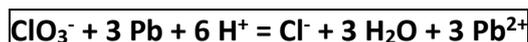
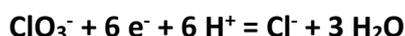
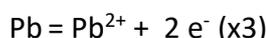
Polarités de la pile

L'électrode de plomb fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation)



L'électrode de platine consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) : $\text{ClO}_3^- + 6 e^- + 6 \text{H}^+ = \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$

Équation de la réaction



Exercice 7

$$E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V} ; E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$$

Une demi-pile 1 est constituée d'une électrode de platine plongeant dans une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+, \text{MnO}_4^-$) acidifiée dans laquelle :

$$[\text{MnO}_4^-] = 0,01 \text{ mol/L} ; [\text{Mn}^{2+}] = 0,02 \text{ mol/L} ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,08 \text{ mol/L.}$$

Electrode de platine :



$$E_1 = E^\circ + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a \times [\text{H}^+]^b}{[\text{Red}]^c} = 1,51 + \frac{0,06}{5} \times \log \frac{[\text{MnO}_4^-] \times [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

$$E_1 = 1,51 + \frac{0,06}{5} \times \log \frac{0,01 \times (0,08)^8}{0,02} = \boxed{1,40 \text{ V}}$$

Electrode d'argent: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$

Une demi-pile 2 est constituée d'une électrode d'argent plongeant dans une solution de nitrate d'argent dans laquelle $[\text{Ag}^+] = 0,1 \text{ mol/L}$.

$$E_1 = E^\circ + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log [\text{Ag}^+] = 0,80 + 0,06 \times \log(0,1) = \boxed{0,74 \text{ V}}$$

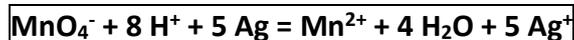
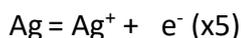
Fem de la pile: $E = E_1 - E_2 = 1,40 - 0,74 = \boxed{0,66 \text{ V}}$

Polarités de la pile

L'électrode d'argent fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) : $\text{Ag} = \text{Ag}^+ + \text{e}^-$

L'électrode de platine consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ + 5 \text{ e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$

Équation de la réaction



Exercice 8

1) Concentration de la solution de nitrate d'argent $M_{\text{soluté}} = 170 \text{ g.mol}^{-1}$

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{20,4}{170 \times 0,15} = \boxed{0,80 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Concentration des ions Ag^+ dans le bécher 1

Solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ ; \text{NO}_3^-$): $[\text{Ag}^+] = C = \boxed{0,80 \text{ mol.L}^{-1}}$

Potentiel de la première demi-pile : Electrode d'argent: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$

$$E_1 = E^\circ + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log [\text{Ag}^+] = 0,80 + 0,06 \times \log(0,8) = \boxed{0,79 \text{ V}}$$

2) La force électromotrice de la pile est égale à **0,12 V**.

Potentiel de la deuxième demi-pile $E = E_1 - E_2 \rightarrow E_2 = E_1 - E = 0,79 - 0,12 = \boxed{0,67 \text{ V}}$

Concentration molaire des ions Ag^+

$$E_2 = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log [\text{Ag}^+] = 0,67$$

$$0,67 - 0,80 = 0,06 \times \log [\text{Ag}^+]$$

$$\frac{-0,13}{0,06} = \log [\text{Ag}^+] = -2,17 \rightarrow [\text{Ag}^+] = 10^{-2,17} \quad \boxed{[\text{Ag}^+] = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

3)

Dissolution du sulfate d'argent Ag_2SO_4 : $\text{Ag}_2\text{SO}_4 = 2 \text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Expression du produit de solubilité K_s : $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{SO}_4^{2-}]$

Produit de solubilité K_s : $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{SO}_4^{2-}] = (6,8 \cdot 10^{-3})^2 \times 0,25 = \boxed{1,2 \cdot 10^{-5}}$$

Solubilité de Ag_2SO_4 : $K_s = 4 \times s^3 = 1,2 \cdot 10^{-5}$

$$\boxed{s = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

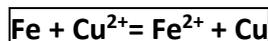
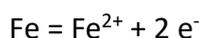
$$s_m = s \times M_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = 1,4 \cdot 10^{-2} \times 312,1 = \boxed{4,4 \text{ g.L}^{-1}}$$

Exercice 9

Réaction (1)

Cu^{2+}/Cu : $E_0 = 0,34 \text{ V}$; Fe^{2+}/Fe : $E_0 = -0,44 \text{ V}$

Équation de la réaction



Constante d'équilibre de la réaction: $K = Q_{\text{eq}} = \frac{[\text{Fe}^{2+}]_{\text{eq}}}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{eq}}}$

Potentils des électrodes

$$E^+(\text{Cu}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Cu}^{2+}]$$

$$E^-(\text{Fe}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = -0,44 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Fe}^{2+}]$$

A l'équilibre de la réaction, les potentiels sont identiques (la fem de la pile est donc nulle)

$$E^+(\text{Cu}) = E^-(\text{Fe})$$

$$0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Cu}^{2+}] = -0,44 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Fe}^{2+}]$$

$$0,34 + 0,44 = \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Fe}^{2+}] - \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Cu}^{2+}]$$

$$0,78 = \frac{0,06}{2} \times (\log[\text{Fe}^{2+}] - \log[\text{Cu}^{2+}])$$

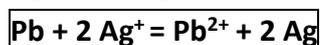
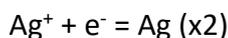
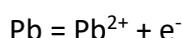
$$0,78 = 0,03 \times \left(\log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \right) \quad \text{car } \boxed{\log a - \log b = \log \frac{a}{b}}$$

$$\frac{0,78}{0,03} = \log K = 26 \quad \hookrightarrow \quad K = 10^{26}$$

Réaction (2)

$$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} : E_0 = -0,13 \text{ V} \quad ; \quad \text{Ag}^+/\text{Ag} : E_0 = 0,80 \text{ V}$$

Équation de la réaction



$$\text{Constante d'équilibre de la réaction : } K = Q_{\text{eq}} = \frac{[\text{Pb}^{2+}]_{\text{eq}}}{[\text{Ag}^+]_{\text{eq}}^2}$$

Potentiels des électrodes

$$E^+(\text{Ag}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log[\text{Ag}^+]$$

$$E^-(\text{Pb}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = -0,13 + \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Pb}^{2+}]$$

À l'équilibre de la réaction, les potentiels sont identiques (la fem de la pile est donc nulle)

$$E^+(\text{Ag}) = E^-(\text{Pb})$$

$$0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log[\text{Ag}^+] = -0,13 + \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Pb}^{2+}]$$

$$0,80 + 0,13 = \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Pb}^{2+}] - \frac{0,06}{1} \times \frac{2}{2} \times \log[\text{Ag}^+]$$

$$0,93 = \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Pb}^{2+}] - \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Ag}^+]^2 \quad \text{car } \boxed{n \times \log a = \log a^n}$$

$$0,93 = \frac{0,06}{2} \times (\log[\text{Pb}^{2+}] - \log[\text{Ag}^+]^2)$$

$$0,93 = 0,03 \times \left(\log \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} \right) \quad \text{car } \boxed{\log a - \log b = \log \frac{a}{b}}$$

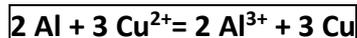
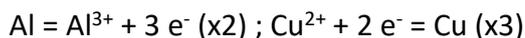
$$\frac{0,93}{0,03} = \log K = 31 \quad \hookrightarrow \quad K = 10^{31}$$

Réaction (3)

$$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} : E_0 = 0,34 \text{ V}$$

$$\text{Al}^{3+}/\text{Al} : E_0 = -1,66 \text{ V}$$

Équation de la réaction



Constante d'équilibre de la réaction : $K = Q_{\text{eq}} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_{\text{eq}}^2}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{eq}}^3}$

Potentiers des électrodes

$$E^+ (\text{Cu}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = 0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Cu}^{2+}]$$

$$E^- (\text{Al}) = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = -1,66 + \frac{0,06}{3} \times \log [\text{Al}^{3+}]$$

A l'équilibre de la réaction, les potentiels sont identiques (la fem de la pile est donc nulle)

$$E^+ (\text{Cu}) = E^- (\text{Al})$$

$$0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Cu}^{2+}] = -1,66 + \frac{0,06}{3} \times \log [\text{Al}^{3+}]$$

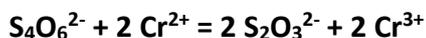
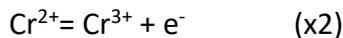
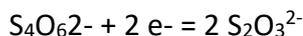
$$0,34 + 1,66 = \frac{0,06}{3} \times \log [\text{Al}^{3+}] - \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Cu}^{2+}]$$

$$2 = \frac{0,06}{3} \times \frac{2}{2} \times \log [\text{Al}^{3+}] - \frac{0,06}{2} \times \frac{3}{3} \times \log [\text{Cu}^{2+}]$$

$$2 = \frac{0,06}{6} \times \log [\text{Al}^{3+}]^2 - \frac{0,06}{6} \times \log [\text{Cu}^{2+}]^3$$

$$2 = \frac{0,06}{6} \times \left(\log [\text{Al}^{3+}]^2 - \log [\text{Cu}^{2+}]^3 \right) = 0,01 \times \log \frac{[\text{Al}^{3+}]^2}{[\text{Cu}^{2+}]^3}$$

$$\frac{2}{0,01} = \log K = 200 \quad \hookrightarrow \quad K = 10^{200}$$

Réaction (4)Équation de la réaction

$$\text{Constante d'équilibre de la réaction : } K = \frac{[S_2O_3^{2-}]^2 \times [Cr^{3+}]^2}{[S_4O_6^{2-}] \times [Cr^{2+}]^2}$$

Potentiels des électrodes

$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[Ox]^a}{[Red]^b} = 0,17 + \frac{0,06}{2} \times \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2}$$

$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[Ox]^a}{[Red]^b} = -0,50 + \frac{0,06}{1} \times \log \frac{[Cr^{3+}]}{[Cr^{2+}]}$$

À l'équilibre de la réaction, les potentiels sont identiques (la fem de la pile est donc nulle) $E^+ = E^-$

$$0,17 + \frac{0,06}{2} \times \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2} = -0,50 + \frac{0,06}{1} \times \log \frac{[Cr^{3+}]}{[Cr^{2+}]}$$

$$0,17 + 0,50 = \frac{0,06}{1} \times \log \frac{[Cr^{3+}]}{[Cr^{2+}]} - \frac{0,06}{2} \times \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2}$$

$$0,67 = \frac{0,06}{1} \times \frac{2}{2} \times \log \frac{[Cr^{3+}]}{[Cr^{2+}]} - \frac{0,06}{2} \times \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2}$$

$$0,67 = \frac{0,06}{2} \times \left(2 \times \log \frac{[Cr^{3+}]}{[Cr^{2+}]} - \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2} \right)$$

$$0,67 = 0,03 \times \left(\log \frac{[Cr^{3+}]^2}{[Cr^{2+}]^2} - \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2} \right)$$

$$0,67 = 0,03 \times \log \frac{\frac{[Cr^{3+}]^2}{[Cr^{2+}]^2}}{\frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2}}$$

$$0,67 = 0,03 \times \log \frac{[Cr^{3+}]^2 \times [S_2O_3^{2-}]^2}{[Cr^{2+}]^2 \times [S_4O_6^{2-}]}$$

$$0,67 = 0,03 \times \log K \rightarrow \log K = \frac{0,67}{0,03} = 22,33 \rightarrow K = 10^{22,33} = \mathbf{2,1 \cdot 10^{22}}$$