

Chimie des Solutions
SMPC//S2
SERIE 2

Exercice.1.

On considère les solutions suivantes :

	Solutions	pKa	Concentration (M)	Volume (mL)
S1	HF	pKa=3.2	1	20
S2	HCl	-	0.01	10
S3	NH ₄ ⁺	9.2	0.1	40
S4	CH ₃ COOH	4.75	0.0001	20
S5	NaOH	-	0.01	10
S6	NH ₃	9.2	0.001	20
S7	HCOO ⁻	3.75	0.01	20

1. Calculer le pH des solutions
2. Calculer le pH des mélanges suivants :

S1 + S2	S2 + S3	S1 + S3	S1 + S4
S1 + S5	S2 + S5	S3 + S6	S5 + S6
S6 + S7	S1 + S2 + S5	S2 + S6	S2 + S7

Exercice.2.

1. Préciser les nombres d'oxydation de chacun des éléments dans :
PbO₄³⁻; P₂O₅; ClO₄⁻; H₂O₂; LiH; SO₄²⁻; N₂O₅; MnO₄⁻; Cr₂O₇²⁻; Cl₂O₃; ClO₃⁻; Mn₂O₇²⁻
MnO₂; SO₂Cl₂; SO₃²⁻; AsO₂⁻(aq); AgO(s); Ag₂O(s); MnO₄⁻; CrO₄⁻; SO₂; SO₄²⁻ et S₂O₈²⁻. HNO₂,

2. Ecrire les demi-équations des couples **oxydant/réducteur** suivants en **milieu acide et milieu basique** :

MnO₄⁻(aq) / Mn²⁺(aq); MnO₄⁻(aq) / MnO₂(s); MnO₂(aq) / Mn²⁺(aq); NO₃⁻(aq) / NO(g); ClO⁻ / Cl₂(g); AgO(s) / Ag₂O(s); FeO₄²⁻(aq) / FeO(OH)(s)

Exercice.3.

Calculer le potentiel des électrodes suivantes à 25° C par rapport à l'électrode standard à hydrogène.

1. lame de fer plongée dans une solution de sulfate de fer (II) dissocié en Fe²⁺ et SO₄²⁻ à 5.10⁻³ mol.L⁻¹ ;
2. lame de zinc plongée dans une solution de sulfate de zinc (II) à 5.10⁻³ mol.L⁻¹ ;

3. lame de platine plongée dans une solution contenant $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de fer (II) de formule FeSO_4 et $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de fer (III) de formule $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;
4. lame de platine recouverte de noir de platine sur laquelle arrive du dichlore gazeux à la pression de 5,00 bar dans une solution de chlorure d'hydrogène à $0,500 \text{ mol.L}^{-1}$;
- 5) lame de platine plongée dans une solution dans laquelle $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Mn}^{2+}] = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{MnO}_4^-] = 0,0100 \text{ mol.L}^{-1}$.

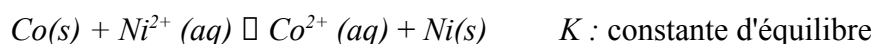
Les potentiels standards sont :

$$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V/ESH} ; E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V/ESH} ; E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V/ESH} ;$$

$$E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V/ESH}.$$

Exercice.4.

On considère l'équation-bilan de la réaction :



1. Calculer la constante d'équilibre.
2. Soit un système constitué par de la poudre de cobalt et de nickel dans une solution aqueuse contenant les ions Co^{2+} et Ni^{2+} aux concentrations respectives de $0,20$ et $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
Prévoir le sens d'évolution de ce système puis calculer les concentrations à l'état final des ions Co^{2+} et Ni^{2+} .

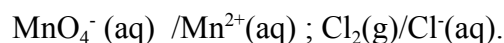
$$\text{On donne : } E^\circ(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28 \text{ V/ESH} ; E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V/ESH}$$

Exercice.5.

Une solution **acidifiée** de permanganate de potassium (K^+ , MnO_4^-) réagit avec une solution contenant des ions chlorure Cl^- . Il se forme du dichlore Cl_2 gazeux.

D'après les couples oxydant/réducteur donnés ci-dessous :

1. Ecrire les demi-équations correspondant à ces couples :



2. En déduire l'équation bilan de la transformation chimique qui se produit dans cette expérience.
3. Quelle est la valeur du volume de dichlore que l'on peut préparer à partir de 10 g de permanganate de potassium solide. L'acide sera mis en excès.

Données : Volume molaire dans les conditions de l'expérience $V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$.

Masse molaire (en g.mol^{-1}) : K = 39,1 Mn = 54,9 O=16,0.

Solution

Exercice.1.

On considère les solutions suivantes :

1. Calcul de pH

Pour HCl et NaOH sont des électrolyte fort alors le $pH = -\log C$ et $pH = 14 + \log C$ respectivement.

Pour les autres solutions on a des électrolytes faibles donc on doit étudier les cas :

Acide faible	$pH = -\log\left(\frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C}}{2}\right)$	$\frac{K_a}{C} > 10^{-2} M^{-1}$
	$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_a)$	$\frac{K_a}{C} > 10^{-2} M^{-1}$
Base faible	$pH = 14 + \log\left(\frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b C}}{2}\right)$	$\frac{K_b}{C} > 10^{-2}$
	$pH = 14 - pOH = 14 - \frac{1}{2}pK_b + \frac{1}{2}\log C$ Ou bien $pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\log C$	$\frac{K_b}{C} \leq 10^{-2}$

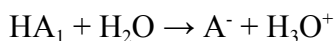
	Solutions	pKa	C (M)	V (mL)	pH
S1	HF	pKa=3.2	1	20	
S2	HCl	-	0.01	10	2
S3	NH ₄ ⁺	9.2	0.1	40	
S4	CH ₃ COOH	4.75	0.0001	20	
S5	NaOH	-	0.01	10	12
S6	NH ₃	9.2	0.001	20	
S7	HCOO ⁻	3.75	0.001	20	

2. Calculer le pH des mélanges suivants :

Rappel	
Soient les deux acides suivants ;	
<u>HA₁ acide fort</u>	<u>HA₂ acide faible</u>
Concentration C ₁	Concentration C ₂ ,
Volume V ₁	Volume V ₂ , Constante d'acidité K _a
Après le mélange des deux acides, il faut tenir compte des dilutions :	

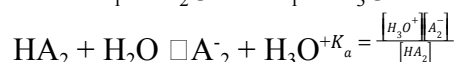
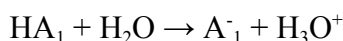
$$C'_1 = \frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_2} \quad \text{et} \quad C'_2 = \frac{C_2 \times V_2}{V_1 + V_2}$$

a. Si C'_1 et C'_2 sont voisines : c'est l'acide fort HA_1 qui est prédominant :



$$\underline{pH = -\log C'_1}$$

b. Si $C'_1 \ll C'_2$: il faut tenir compte aussi de l'acide faible HA_2 :



$$E.N : [H_3O^+] = [A^-] + [A_2^-]$$

$$C.M : C'_1 = [A^-] ; \text{acide fort ;}$$

$$\text{Si } HA_2 \text{ est très peu dissocié } (C'_2 \approx [HA_2]) : \quad [A_2^-] = \frac{K_a \times C'_2}{[H_3O^+]}$$

$$[H_3O^+] = C'_1 + \frac{K_a \times C'_2}{[H_3O^+]}$$

$$[H_3O^+]^2 - C'_1[H_3O^+] - K_a \times C'_2 = 0$$

La résolution de cette équation nous donne l'expression de la concentration des ions $[H_3O^+]$:

$$[H_3O^+] = \frac{C'_1 + \sqrt{C_1'^2 + 4K_a C'_2}}{2}$$

2.6. Cas d'un mélange de deux acides faibles

Soient les deux acides faibles suivants

HA_1 acide faible

Concentration C_1

Volume V_1

Constante d'acidité K_{a1}

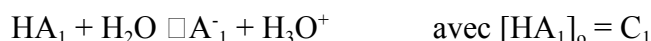
HA_2 acide faible

Concentration C_2 ,

Volume V_2 ,

Constante d'acidité K_{a2}

a. si $pK_{a2} - pK_{a1} \geq 4$: HA_1 est plus fort que HA_2 , alors HA_1 est le prédominant :



Après le mélange des deux acides, il faut tenir compte des dilutions :

$$C'_1 = \frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_2}$$

De même le pH sera celui d'un acide faible :

$$pH = \frac{1}{2} pK_{a1} - \frac{1}{2} \log C_1' \quad \text{si} \quad \frac{K_{a1}}{C_1'} \leq 10^{-2}$$

Ou bien

$$pH = -\log\left(\frac{-K_{a1} + \sqrt{K_{a1}^2 + 4K_{a1}C_1'}}{2}\right) \quad \text{si} \quad \frac{K_{a1}}{C_1'} > 10^{-2}$$

b. Si $pK_{a2} - pK_{a1} < 4$: il faut tenir compte des 2 acides :



Après mélanges les concentrations deviennent :

$$C_1' = \frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_2} \quad \text{et} \quad C_2' = \frac{C_2 \times V_2}{V_1 + V_2}$$

L.A.M.

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][A_1^-]}{[HA_1]}$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][A_2^-]}{[HA_2]}$$

$$\text{E.N. } [H_3O^+] = [A_1^-] + [A_2^-]$$

C.M. Si HA_1 et HA_2 sont très peu dissociés. $[HA_1] \approx C_1'$ et $[HA_2] \approx C_2'$

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][A_1^-]}{C_1'} \quad [A_1^-] = \frac{K_{a1}C_1'}{[H_3O^+]}$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][A_2^-]}{C_2'} \quad [A_2^-] = \frac{K_{a2}C_2'}{[H_3O^+]}$$

$$\text{E.N. } [H_3O^+] = \frac{K_{a1}C_1'}{[H_3O^+]} + \frac{K_{a2}C_2'}{[H_3O^+]}$$

$$\begin{aligned} [H_3O^+]^2 &= K_{a1}C_1' + K_{a2}C_2' \\ [H_3O^+] &= (K_{a1}C_1' + K_{a2}C_2')^{\frac{1}{2}} \\ pH &= -\frac{1}{2} ((K_{a1}C_1' + K_{a2}C_2')) \end{aligned}$$

S1 + S2	Mélange d'un acide fort et un autre faible de concentration différentes on doit tenir compte des deux acides : $[H_3O^+] = \frac{C_1' + \sqrt{C_1'^2 + 4K_a C_2'}}{2}$ $pH = -\log\left(\frac{C_1' + \sqrt{C_1'^2 + 4K_a C_2'}}{2}\right)$
S2 + S3	Mélange d'un acide fort et un autre faible de concentration voisine alors le pH et celui de l'acide fort : $pH = -\log C_2'$. $pH = 2,47$
S1 + S3	Mélange de deux acides faibles on calcul la différence des pKa

S1 + S4	Voir rappel
S1 + S5	Mélange d'un acide faible et base forte on calcul la quantité de matière : $n(\text{HF}) = 1 \times 10 \times 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol}$ $n(\text{NaOH}) = 0.01 \times 10 \times 10^{-3} = 10^{-4} \text{ mol} < n(\text{HF})$ Donc on aura un mélange de l'acide faible et sa base conjuguée alors c'est une solution tampon. $pH = pK_a + \log\left(\frac{[F^-]}{[HF]}\right)$
S2 + S5	Mélange acide fort base forte : $n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) \text{ alors } pH = 7$
S3 + S6	Solution tampon $pH = pK_a + \log\left(\frac{[F^-]}{[HF]}\right)$
S5 + S6	Mélange base faible base forte c'est la base forte qui prédomine
S6 + S7	Mélange de deux base faible on calcul la différence entre les pK_b comme le cas des acides faible (rappel)
S1 + S2 + S5	La solution mélange de : Acide fort + base forte + acide faible Le pH du mélange et celui de l'acide faible car l'acide fort et la base forte ont la même quantité de matière. Il faut calculer la nouvelle concentration de l'acide faible (dilution).
S2 + S6	Mélange acide fort base faible $n(\text{HCl}) = 10^{-4} \text{ mol.}$ $N(\text{NH}_3) = 0.001 \times 20 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-5} \text{ mol}$ $pH = -\log(\text{HCl}) - n(\text{NH}_3) / 30 \times 10^{-3}$
S2 + S7	Mélange acide fort base faible $n(\text{HCl}) = 10^{-4} \text{ mol.}$ $N(\text{CHCOO}^-) = 0.01 \times 20 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol} > n(\text{HCl})$ Alors $pH = pK_a + \log\left(\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]}\right)$

Exercice.2.

1. Préciser les nombres d'oxydation de chacun des éléments dans :

PbO_4^{3-}	$\text{NO}(\text{Pb}) + 4 \times \text{NO}(\text{O}) = -3$	$\text{NO}(\text{Pb}) = 5$
P_2O_5	$2 \times \text{NO}(\text{P}) + 5 \times \text{NO}(\text{O}) = 0$	$\text{NO}(\text{P}) = 5$
ClO_4^-	$\text{NO}(\text{Cl}) + 4 \times \text{NO}(\text{O}) = -1$	$\text{NO}(\text{Cl}) = 7$
H_2O_2	$2 \times \text{NO}(\text{H}) + 2 \times \text{NO}(\text{O}) = 0$	$\text{NO}(\text{O}) = -1$
LiH	$\text{NO}(\text{Li}) + \text{NO}(\text{H}) = 0$	$\text{NO}(\text{Li}) = +1 \text{ et } \text{NO}(\text{H}) = -1$
SO_4^{2-}	$\text{NO}(\text{S}) + 4 \times \text{NO}(\text{O}) = -2$	$\text{NO}(\text{S}) = 6$
N_2O_5	$2 \times \text{NO}(\text{N}) + 5 \times \text{NO}(\text{O}) = 0$	$\text{NO}(\text{N}) = 5$
MnO_4^-	$\text{NO}(\text{Mn}) + 4 \times \text{NO}(\text{O}) = -1$	$\text{NO}(\text{Mn}) = 7$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$2 \times \text{NO}(\text{Cr}) + 7 \times \text{NO}(\text{O}) = -2$	$\text{NO}(\text{Cr}) = 6$
Cl_2O_3	$2 \times \text{NO}(\text{Cl}) + 3 \times \text{NO}(\text{O}) = 0$	$\text{NO}(\text{Cl}) = 3$

ClO_3^-	$\text{NO(N)}+3\times\text{NO(O)}=-1$	$\text{NO(Cl)}=5$
$\text{Mn}_2\text{O}_7^{2-}$	$2\times\text{NO(Mn)}+7\times\text{NO(O)}=-2$	$\text{NO(Mn)}=6$

De la même manière on procède pour le reste :

SO_2Cl_2	SO_3^{2-}	AsO_2^-	AgO	Ag_2O	MnO_4^-	CrO_4^-
$\text{NO(S)}=6$	$\text{NO(S)}=4$	$\text{NO(As)}=3$	$\text{NO(Ag)}=2$	$\text{NO(Ag)}=1$	$\text{NO(Mn)}=7$	$\text{NO(Cr)}=7$

SO_2	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	SO_4^{2-}	HNO_2	FeOOH	FeO_4^{2-}	NO_3^-
$\text{NO(S)}=4$	$\text{NO(S)}=7$	$\text{NO(S)}=6$	$\text{NO(N)}=3$	$\text{NO(Fe)}=3$	$\text{NO(Fe)}=6$	$\text{NO(N)}=5$

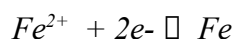
2- Ecrire les demi-équations des couples **oxydant/réducteur** suivants :

En milieu acide	En milieu basique
$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8\text{H}^+ (\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 8\text{OH}^- (\text{aq})$
$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 4\text{H}^+ (\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_{2(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_{2(\text{s})} + 4\text{OH}^- (\text{aq})$
$\text{MnO}_{2(\text{aq})} + 2\text{e}^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_{2(\text{aq})} + 2\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4\text{OH}^-$
$\text{NO}_3^- (\text{aq}) + 4\text{H}^+ (\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_{(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_{(\text{g})} + 4\text{OH}^- (\text{aq})$
$2\text{ClO}^- (\text{aq}) + 4\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{ClO}^- (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 4\text{OH}^- (\text{aq})$
$2\text{AgO(s)} + 2\text{e}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{AgO(s)} + 2\text{e}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O(s)} + 2\text{OH}^-$
$\text{FeO}_4^{2-} (\text{aq}) + 3\text{e}^- + 5\text{H}^+ \rightarrow \text{FeO(OH)(s)} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{FeO}_4^{2-} (\text{aq}) + 3\text{e}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeO(OH)(s)} + 5\text{OH}^-$

Exercice 3.

Calculer le potentiel des électrodes suivantes à 25° C par rapport à l'électrode standard à hydrogène.

1. lame de fer plongée dans une solution de sulfate de fer (II) dissocié en Fe^{2+} et SO_4^{2-} à $5.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;

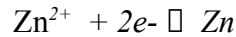


$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} + \frac{RT}{2F} \ln[\text{Fe}^{2+}] = E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} + 0,03 \log[\text{Fe}^{2+}]$$

$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 + 0,03 \log 5 \times 10^{-3}$$

$$E_{Fe^{2+}/Fe} = -0,51 \text{ V/ENH}$$

3. lame de zinc plongée dans une solution de sulfate de zinc (II) à $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;

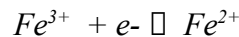


$$E_{Zn^{2+}/Zn} = E_{Zn^{2+}/Zn}^{\circ} + \frac{RT}{2F} \ln [Zn^{2+}] = E_{Zn^{2+}/Zn}^{\circ} + 0,03 \log [Zn^{2+}]$$

$$E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 + 0,03 \log 5 \times 10^{-3}$$

$$E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,83 \text{ V/ENH}$$

3. lame de platine plongée dans une solution contenant $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de fer (II) de formule $FeSO_4$ et $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de fer (III) de formule $Fe_2(SO_4)_3$;

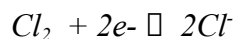


$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^{\circ} + \frac{RT}{F} \ln \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^{\circ} + 0,06 \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,77 + 0,06 \log \frac{10^{-3}}{10^{-1}}$$

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,65 \text{ V/ENH}$$

4. lame de platine recouverte de noir de platine sur laquelle arrive du dichlore gazeux à la pression de 5 bar dans une solution de chlorure d'hydrogène à $0,500 \text{ mol.L}^{-1}$;

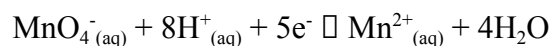


$$E_{Cl_2/Cl^-} = E_{Cl_2/Cl^-}^{\circ} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{P_{Cl_2}}{[Cl^-]^2} = E_{Cl_2/Cl^-}^{\circ} + 0,03 \log \frac{P_{Cl_2}}{[Cl^-]^2}$$

$$E_{Cl_2/Cl^-} = 1,36 + 0,03 \log \frac{5}{(0,5)^2}$$

$$E_{Cl_2/Cl^-} = 1,40 \text{ V/ENH}$$

5) lame de platine plongée dans une solution dans laquelle $[H_3O^+] = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$; $[Mn^{2+}] = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[MnO_4^-] = 0,0100 \text{ mol.L}^{-1}$.



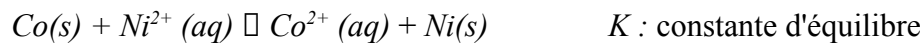
$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} + \frac{RT}{5F} \ln \frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]} = E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} + \frac{0,06}{5} \log \frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]}$$

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1,51 + \frac{0,06}{5} \log \frac{0,01(0,1)^8}{0,2}$$

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1,41 \text{ V/ENH}$$

Exercice 4

Lorsque la pile est à l'équilibre, la réaction redox a atteint l'équilibre thermodynamique.



On a alors :

$$E(Co^{2+}/Co) = E(Ni^{2+}/Ni)$$

$$E^\circ(Co^{2+}/Co) + 0,03 \log [Co^{2+}] = E^\circ(Ni^{2+}/Ni) + 0,03 \log [Ni^{2+}]$$

$$E^\circ(Ni^{2+}/Ni) - E^\circ(Co^{2+}/Co) = 0,03 \log [Co^{2+}]/[Ni^{2+}]$$

$$E^\circ(Ni^{2+}/Ni) - E^\circ(Co^{2+}/Co) = 0,03 \log K$$

$$K = 10^{\frac{E^\circ_{Ni^{2+}/Ni} - E^\circ_{Co^{2+}/Co}}{0,03}}$$

$$K = 10,4$$

2. Soit un système constitué par de la poudre de cobalt et de nickel dans une solution aqueuse contenant les ions Co^{2+} et Ni^{2+} aux concentrations respectives de 0,20 et 10^{-2} mol.L⁻¹.

Prévoir le sens d'évolution de ce système puis calculer les concentrations à l'état final des ions Co^{2+} et Ni^{2+} .

On calcul d'abord le quotient Q :

$$Q = \frac{[Co^{2+}]}{[Ni^{2+}]} = \frac{0,2}{10^{-2}} = 20 > K$$

Le système évolue dans le sens indirect.

On fait un tableau d'avancement pour $V = 1$ L de solution :

	Co (s)	Ni^{2+} (aq) $\rightleftharpoons$	Co^{2+} (aq)	Ni (s)
EI	Excès	CV=0,01	CV=0,2	Excès
EF	Excès	0,01 + X	0,2 - X	Excès

A l'équilibre :

$$K = \frac{0,2-x}{0,01+x} = 10,4$$

On trouve :

$$x = 8,42 \times 10^{-3} M$$

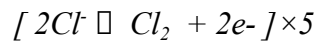
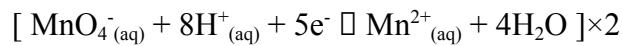
Alors :

$$[Co^{2+}] = 0,19 M$$

$$[Ni^{2+}] = 1,9 \times 10^{-2} M$$

Exercice 5

1. Les demi-équations des couples MnO_4^-/Mn^{2+} et Cl_2/Cl^- sont :



2. Equation bilan de la transformation

Pour avoir le même nombre d'électrons échangés il faut multiplier les coefficients stœchiométriques de l'équation (1) par 2 et de l'équation (2) par 5.



4. Volume de dichlore Cl_2 :

On a :

$$n(MnO_4^-) = n(KMnO_4)$$

$$n(MnO_4^-) = n(KMnO_4) = \frac{m(KMnO_4)}{M(KMnO_4)}$$

$$n(MnO_4^-) = 6,3 \times 10^{-2} mol$$

Si tout MnO_4^- est consommé pour produire un maximum de dichlore, on aura :

$$\frac{n(MnO_4^-)}{2} = \frac{n(Cl_2)}{5}$$

$$n(Cl_2) = \frac{5}{2} n(MnO_4^-)$$

$$n(Cl_2) = 0,1575 mol$$

$$n(Cl_2) = \frac{V_{Cl_2}}{V_m}$$

$$V_{Cl_2} = n(Cl_2) \times V_m$$

$$V_{Cl_2} = 3,94\,L$$