

Université Larbi Ben M'hidi O.E.B. , Institut des Sciences et des Techniques Appliquées,
Département Mesures Physiques

L'examen final (durée : 1h30m)
13 Mai 2025

EXERCICE 1: (06 points):

Écrivez les réactions des cellules suivantes et calculez la valeur de E Pour chaque cellule dans des conditions standard?

- a- $\text{Cd} / \text{Cd}^{2+} // \text{KCl} / \text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)} / \text{Hg}$
- b- $\text{Pt} / \text{Ti}^+, \text{Ti}^{3+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$
- c- $\text{Pb} / \text{Pb}(\text{SO}_4)_{(s)} / \text{SO}_4^{2-} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$

Les données:

Redox	E^0_{Red} (volts)
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	-0.403
$\text{Hg} / \text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)} / \text{Cl}^-$	0.267
$\text{Ti}^{3+} / \text{Ti}^+$	1.250
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	0.337
$\text{Pb} / \text{Pb}(\text{SO}_4)_{(s)} / \text{SO}_4^{2-}$	-0.358

EXERCICE 2 : (06 points):

Soit la cellule suivante: $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} / \text{Pt}$

Écrire le bilan de la cellule et calculer sa constante d'équilibre?

Données : $E^\circ(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76\text{V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$

EXERCICE 3: (08 points):

Soit la pile $\text{Ni} / \text{NiCl}_2 (0,1\text{M}) / \text{AgCl} (s) / \text{Ag}$

- 1- Déterminer la nature de chaque électrode.
- 2- Calculer le potentiel pris par chaque électrode, en déduire leur polarité.
 $E^\circ(\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}) = -0,25\text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80\text{ V}$; $K_s(\text{AgCl}) = 10^{-10}$
- 3- Ecrire les réactions aux électrodes.
- 4- Calculer la force électromotrice (f.e.m)

Bonne chance

Corrigé type de L'examen final *Analyses électrochimiques et séparatives*
13 MAI 2025

EXERCICE 1: : (06 points) :

1- les réactions des cellules suivantes :

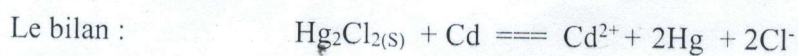
a- **Cd / Cd²⁺ // KCl / Hg₂Cl_{2(s)} / Hg**



$E^0_{\text{Red}} = 0.2676\text{volts}$



$E^0_{\text{Ox}} = 0.403\text{volts}$



$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Ox}} = 0.2676 + 0.403 = 0.6706\text{volts}$

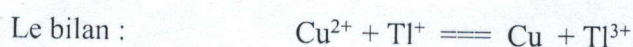
b- **Pt / Tl⁺, Tl³⁺ // Cu²⁺ / Cu**



$E^0_{\text{Red}} = 0.337\text{volts}$



$E^0_{\text{Ox}} = -1.25\text{volts}$

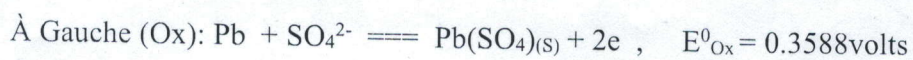


$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Ox}} = 0.337 - 1.25 = -0.913\text{volts}$

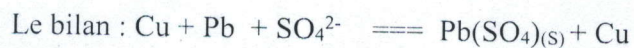
c- **Pb / Pb(SO₄)_(s) / SO₄²⁻ // Cu²⁺ / Cu**



$E^0_{\text{Red}} = 0.337\text{volts}$



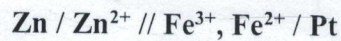
$E^0_{\text{Ox}} = 0.3588\text{volts}$



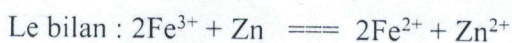
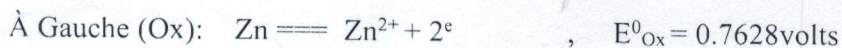
$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Ox}} = 0.337 + 0.3588 = 0.6958\text{volts}$

Corrigé type de L'examen final *Analyses électrochimiques et séparatives*
13 MAI 2025

EXERCICE 2: (06 points):



a-. Le bilan de la cellule:



$$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Ox}} = 0.771 + 0.7628 = 1.5338 \text{ volts}$$

b-. La constante d'équilibre :

L'équation de Nernst donne:

$$E_{\text{cell}} = E^0_{\text{cell}} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

Pour une cellule à l'équilibre chimique, $Q = K$ et $E = 0$

$$0 = E^0_{\text{cell}} - \frac{0.0591}{n} \log K = E^0 - \frac{0.0591}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]^2 [\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]^2}$$

$$\frac{[\text{Fe}^{2+}]^2 [\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]^2} = K$$

$$\therefore E^0_{\text{cell}} - \frac{0.0591}{2} \log K = 0 \Rightarrow \log K = \frac{2E^0}{0.0591} = \frac{2 \times 1.5338}{0.0591} = 51.99 \Rightarrow K = 9.772 \times 10^{51}$$

Corrigé type de L'examen final Analyses électrochimiques et séparatives
13 MAI 2025

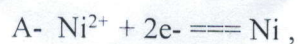
EXERCICE 3: (08 points):

Soit la pile $\text{Ni}/\text{NiCl}_2 (0,1\text{M}) / \text{AgCl (s)}/\text{Ag}$

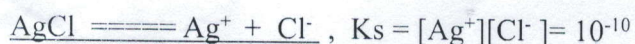
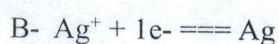
1- Ni/NiCl_2 est une électrode de 1ère espèce

$\text{Ag}/\text{AgCl (s)}/\text{NiCl}_2$ une électrode de 2ème espèce.

2-



$$E_1 = E^0_1 + 0,03 \log[\text{Ni}^{2+}] = -0,25 + 0,03 \log 0,1 = -0,28 \text{ V}$$



$$E_2 = E^0_2 + 0,06 \log[\text{Ag}^+] = E^0_2 + 0,06 \log K_s / [\text{Cl}^-]$$

$$= 0,8 - 0,06 \log K_s - 0,06 \log [2 \times 0,1] = 0,8 - 0,6 + 0,04 = 0,24 \text{ V}$$

donc $E_2 > E_1$

Au niveau de la cathode, il y aura l'électrode de 2ème espèce $\text{Ag}/\text{AgCl (s)}/\text{Cl}^-$

et au niveau de l'anode, l'électrode de 1ère espèce Ni/Ni^{2+} .

3- Pôle + : Réduction : $\text{AgCl} + 1\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$

Pôle - : Oxydation : $\text{Ni} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$

$$4- E_{\text{Cell}} = E_{\text{Red}} + E_{\text{Ox}} = 0,24 + 0,28 = 0,52 \text{ V}$$