

3) Grandes stades de reaction

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

The reaction:

$$\frac{d\Delta G^\circ}{dT} = \Delta_\text{f} S^\circ \Rightarrow \Delta_\text{f} S^\circ \text{ due to } \frac{d\Delta G^\circ}{dT} \text{ due to heat due to work}$$
$$\Delta_\text{f} G^\circ = \Delta_\text{f} H^\circ - T\Delta_\text{f} S^\circ \text{ due to } -nFE^\circ = \Delta_\text{f} H^\circ - TS^\circ \text{ due to } \Delta_\text{f} G^\circ = nF\left(\frac{\Delta_\text{f} H^\circ}{T} - E^\circ\right)$$

III / Formas de NIST

1) Potencia de electrodo

$$\Delta_\text{f} G^\circ = \beta_{\text{red}} \text{ O}_x/\text{Red} \quad E(\text{O}_x/\text{Red}) = E^\circ(\text{O}_x/\text{Red}) + \frac{RT}{nF} \ln \frac{P_x}{P_\text{red}}$$
$$\text{or } E(\text{O}_x/\text{Red}) = E^\circ(\text{O}_x/\text{Red}) + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{P_x}{P_\text{red}} \right) \text{ (potencia de NIST)}$$

Ex) O_x + 4e + 4H⁺ → 2H₂O (en decaida de reaccion a media a la mitad) $\Delta_\text{f} G^\circ = -nFE^\circ(\text{O}_x/\text{Red})$

2) Electrodo de referencia ESR, $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0V$ en $\Delta_\text{f} G^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ J/mol}^{-1}$

3) Celdas de galvanico

$$\Delta_\text{f} G^\circ = \Delta_\text{f} G^\circ(\text{O}_x/\text{Red}) + \Delta_\text{f} G^\circ(\text{H}_2/\text{H}_2)$$
$$\text{or } \Delta_\text{f} G^\circ = -RT\ln K^\circ \text{ or } \Delta_\text{f} G^\circ = -nFE^\circ(E^\circ - E^\circ_\text{ref}) = -RT\ln K^\circ$$

$$K^\circ = \frac{nF(E^\circ - E^\circ_\text{ref})}{RT\ln K^\circ} \Rightarrow K^\circ = 10^{\frac{nF(E^\circ - E^\circ_\text{ref})}{RT}}$$

3) Capacidad de pila

Determinar la capacidad de una pila que tiene una resistencia interna igual a la resistencia del circuito.

$$\text{Resistencia interna } R = \frac{E^\circ - E^\circ_\text{ref}}{I} \quad (I = \frac{Q}{t} = \frac{C}{t}) \quad Q = I \cdot t = 3600 \text{ C}$$

IV / Energia libre

1) Equilibrio redox

$$O_2 \rightarrow \frac{E^\circ}{4} \text{ mol}$$

$E^\circ(O_2/\text{mol}) < E^\circ(\text{O}_x/\text{Red})$ evolucion spontanea regla del generador

evolucion spontanea a T, P fijos. $\Delta G < 0 \Rightarrow \Delta_\text{f} G < 0 \Rightarrow -nFE^\circ < 0$

$\Rightarrow E^\circ \text{ pila } > 0 \text{ o } E^\circ \text{ pila } = E^\circ - E^\circ_\text{ref}$ due a la resistencia. $(E^\circ - E^\circ_\text{ref}) > 0 \Rightarrow E^\circ > E^\circ_\text{ref}$ due a la resistencia.

2) Evolución masiva e inmóvil

pura o evolución irreversible atmósfera: $\Delta G^\circ = T\Delta S^\circ - \Delta H^\circ$

Existe entre 2 estados de equilibrio: $T_f = T_i + \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = P_f - P_i$

o potencial: $\Delta U = \mu_p \cdot W \cdot Q \text{ si } W_p = -P\Delta V, W' \text{ constante}$

$$\Delta U = P\Delta V - T\Delta S = W' - T\Delta S \Rightarrow \Delta G = W' - T\Delta S \Rightarrow \Delta G < W' \text{ si } \Delta S < 0$$

Pot. (voluntariamente) generador $W' < 0$

Pot. (voluntariamente) motor: $W' > 0 \Rightarrow -W' = T\Delta S \Rightarrow \Delta G < W'$ si $\Delta S > 0$

Chap 8 Cinétique des réactions d'oxydo-réductions

T / cinétique redox

1) un potentiel magnétique

charges électriques au niveau de l'électrode, facteurs régulant la vitesse

source de l'électrode transfert de matière vers l'électrode

Électrode cathode $Ox \rightarrow Red$

Électrode anode $Red \rightarrow Ox$

$E_{(cathode)} = E^{\circ}_{Ox} (Red) + \frac{0,059}{n} \ln \left(\frac{P_{O_2}}{P_{O_2}^{\circ}} \right)$

$E_{(anode)} = E^{\circ}_{Red} (Ox) + \frac{0,059}{n} \ln \left(\frac{P_{O_2}}{P_{O_2}^{\circ}} \right)$

source idéale de tension de gamme réglable

cas 1 : le système fonctionne en récepteur

le potentielle impose le sens du courant \rightarrow électrolyse

cas 2 : oxydation $Bat \rightarrow Bat^{+} + e^-$

cas 3 : génération d'oxygène $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+$

cas 4 : génération de gaz $CO_2 + H_2O \rightarrow CO + H_2 + O_2$

cas 5 : génération de gaz $CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2 + O_2$

cas 6 : génération de gaz $C_2H_2 + H_2O \rightarrow C + 2H_2 + O_2$

cas 7 : génération de gaz $C_2H_6 + H_2O \rightarrow C + 2H_2 + O_2$

cas 8 : génération de gaz $C_3H_8 + H_2O \rightarrow C + 3H_2 + O_2$

cas 9 : génération de gaz $C_4H_{10} + H_2O \rightarrow C + 4H_2 + O_2$

vitesse de réaction : $n \cdot F \cdot I \cdot A = n \cdot F \cdot I \cdot A \cdot \frac{V_{ET} - V_{CE}}{R \cdot T}$

échanges électroniques = 1 négatif négatif selon le sens survenant

$V_S = \beta S_1 - \beta S_2 = -\frac{1}{RT} d \ln Red = \frac{1}{S} d \ln T$

une réaction d'oxydation $\Delta N = n \cdot F \cdot I \cdot A$

$$\text{charge électrique : } q = -n \cdot F \cdot I \cdot e = -n \cdot F \cdot I \cdot t$$

$$\text{convention : paragraphe les charges positives : } q_{+} = n \cdot F \cdot I \cdot t = n \cdot F \cdot Q \cdot S$$

Conclusion : associé à la vitesse.

i) $O_2 \rightarrow O_2^{+} \rightarrow O_2^{2+} \rightarrow O_2^{3+} \rightarrow O_2^{4+}$ dans oxydation

ii) montage à 3 électrodes

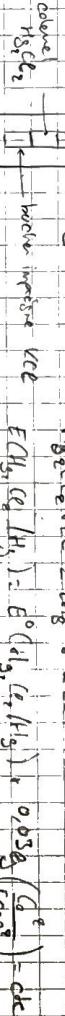
montage simple de R et E

Montage : - générateur de tension variable

- électrode d'électrode dans électrode de travail

- électrode de référence (ESR) ou un autre une électrode au niveau source ECS

Electrode auxiliaire dans autre électrode CE



montage à 3 électrodes :

montage simple avec ECS et ET

montage simple avec 3es électrode

générateur réglable impose la différence de potentiel : $V_{ET} - V_{CE}$

pour la vitesse de $V_{ET} - V_{CE}$, l'ET se trouve associé au cathode

si i_{ET} arrive sur ET due au potentiel de ET c'est oxydation de ET=électrode

$P_{Red} > P_{Ox}$

7) facteurs influençant la vitesse

a) température, concentration, E , nature des électrodes, source de la migration des éléments

b) phénomènes : transfert de matières

+ transfert de charges

c) coexister : selon steele migration (oxygénation) présence d'une différence de potentiel

opportunité d'un court-circuit

cellule réversible ou non de la source d'alimentation

à un potentiel négatif de 0.2VUS activer les zones moins oxydées

lorsque les charges négatives migreront vers l'oxygène métal / solution

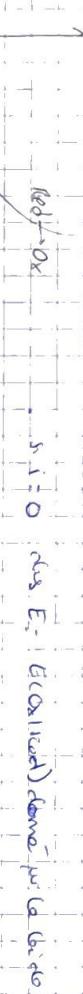
et non pas la surface

du fait de l'absence d'interface électrode / solution

charge de courant : $i = \int j dS = JS$ avec $S = \frac{1}{2} \pi R^2$ avec $q = \frac{dQ}{dt}$

I) A l'heure actuelle - potentiel

- transfert de charges limité
- à rythme rapide



$J(t) = J_{\text{final}}(t)$ à l'heure actuelle

si $J = 0$ des E_i (E_{initial}) donne pour la loi de Nernst

$E = E_{\text{initial}} + \frac{RT}{4F} \ln \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}} \right)$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} = P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$

$E = E_{\text{initial}} + \frac{RT}{4F} \ln \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}} \right)$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} < P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E \rightarrow \infty$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} > P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E \rightarrow -\infty$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} = P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E = E_{\text{initial}}$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} < P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E \rightarrow \infty$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} > P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E \rightarrow -\infty$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} = P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E = E_{\text{initial}}$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} < P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E \rightarrow \infty$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} > P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E \rightarrow -\infty$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} = P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E = E_{\text{initial}}$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} < P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E \rightarrow \infty$

\rightarrow si $P_{\text{O}_2} > P_{\text{O}_2}^{\text{ref}}$ $E \rightarrow -\infty$

II) Durée de génération régime stationnaire 10

Réaction de génération

réaction de diffusion

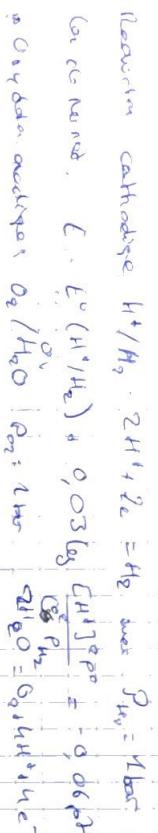
réaction de dissolution

réaction de

diffusion

4) Méthode Seigner

(i) couple de l'oxygène



pas de couple de l'oxygène mais $E_c = 0$

le couple n'est pas oxydant, il réduit

l'oxygène dans le domaine d'activité électronique

du couple (c'est à dire les couples qui sont réduits par l'oxygène)

à hauteur du couple et électrode des → apparaît alors un couple de radicaux libres

selon $\text{O}_2 + 2e^- \rightarrow \text{O}_2^{2-}$

III) Transformation spontanée : formes de potentiel nulle

1) méthode

2 couples redox → étude de la réaction spontanée entre ces 2 couples

Méthode : ① Déterminer si la réaction à étudier est thermodynamiquement possible

(règle du givré) → si la réaction est impossible (réaction spontanée)

② rechercher thermodynamiquement possible → étude directe

B. reaction chimiquement bloquée?

C. réaction chimiquement possible?

Carrière: réaction spontanée → thermodynamique à condition possible.

Grâce à l'état acide pur un métal

donc pour $\text{pH} = 0$

et les deux

a) Cas du magnésium

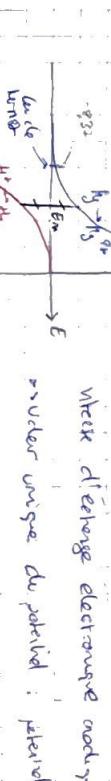
Couple: $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg} \text{ et } \text{H}^+/\text{H}_2$ avec $\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}$ et $\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$

H^+ → H_2 thermodynamiquement favorable car on a toujours $\text{H}_2 \text{ dans l'air}$ mais Mg^{2+} → Mg non

④ Endo Hückel rouge : réaction favorisée; $2\text{H}^+ + \text{Mg} = \text{H}_2 + \text{Mg}^{2+}$

2) Endo charge

en stade en fonctionnement ja: ic



travail d'échange électronique cathodique et oxydante égales

→ réaction unique du potentiel: potentiel nulle en

endurance d'un potentiel nulle → réaction chimiquement possible

plus la valeur de la loi grande, plus la valeur en grande

ou ces deux dont

couples, $P_{\text{H}_2}/P_{\text{H}_2}^\circ$ et $\text{H}^+/\text{H}_2 \rightarrow P_{\text{H}_2}^\circ + 2e^- = \text{H}_2 / 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$

réaction favorisée: $2\text{H}^+ + \text{P}_{\text{H}_2}^\circ = \text{H}_2 + \text{P}_{\text{H}_2}^\circ$

pour le travail électronique nulle → travail charge

potentiel commun $\alpha = 0$

Chapitre 3 Le corrosion humide

T/ Généralité

1) Définition

Définition : la corrosion d'un métal. N'est le phénomène électrochimique où l'ordre (le métal) est oxydé en un des ses ions métalliques M^{n+} ou M^n/M^{n-} dans H_2O/H_2 et rédu-

ction d'un oxyde d'un autre oxyde $Ox(Reac) \rightarrow Ox(Prod)$

Principe de corrosion : $M + O_2 + H_2O \rightarrow M(OH)_2$

2) facteurs influençant la corrosion

a) facteurs extérieurs : - présence d'autre oxydant O_2 / CO_2 (O_2 / CO_2)

- humidité de l'air (H_2O)

- pH (H_3O^+) plus bas ou plus acide

- ion réducteur (H_2O, Na^+, Cl^-) ou réactif solv.

b) facteurs liés aux matériaux : - hétérogénéité du matériau (inclusions,瑕點,瑕點)

- hétérogénéité de concentratons au contact du métal

3) 2 types de corrosion

- corrosion uniforme : intégralité de la surface du métal est atteinte par la corrosion de façon

homogène. Transfer direct d'électrons métal \rightarrow Shallow scale

avec pas de circulation d'électrons métal \rightarrow Shallow scale

c) corrosion différentielle : Attaque en 2 zones, due à la variation de la surface des composants

II/ Corrosion humide

1) principe de l'attaque

Cathode : la cathode est un potentiel négatif par rapport à la métal (potentiel de corrosion) et un potentiel négatif par rapport à la métal

Anode : la anode est un potentiel positif par rapport à la métal (potentiel de corrosion) et un potentiel positif par rapport à la métal

Exemple : Principe du dégagement E - pH = concentration métallique / concentration métallique

Exemple : Principe du dégagement E - pH = concentration métallique / concentration métallique

Exemple : Principe du dégagement E - pH = concentration métallique / concentration métallique

Exemple : Principe du dégagement E - pH = concentration métallique / concentration métallique

Corrosion d'inertie : lorsque il n'y a pas de métal (inertes/pas réagissantes dans le circuit électrique) et corrodé au d'oxydation de la surface du métal

Etude cinétique : utilisation des courbes E - temps d'un potentiel négatif (appelé "potentiel de corrosion") E_{corr} (courbe de corrosion corr)

Le potentiel de corrosion E_{corr} (courbe de corrosion corr)

causes oxydant le métal : H_2O / H_2 (eau oxydante)



3) Corrosion du zinc

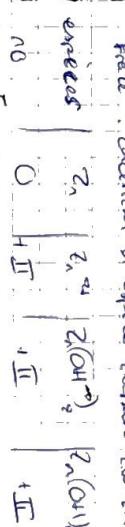
a) Etude thermodynamique

l'espèce conductrice : $Zn^{2+}, Zn(OH)_2^-, Zn(OH)_4^{2-}$

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

$Zn(OH)_2^- = Zn^{2+} + 2OH^- \quad pK_{2,1} = 16,5 \quad Zn^{2+} + 4OH^- = Zn(OH)_4^{2-} \quad pK_{2,2} = 10,5$

base : concentration de l'eau $C_H_2O = 10^{-6} \text{ mol/L}$



Données de prédominance des espèces avec no = I + II

\Rightarrow pH d'équilibre de $Zn(OH)_2^-$. $K_2 = [Zn^{2+}]^{[OH^-]^2} / [Zn(OH)_2^-]^{1/2} = 10^{-16} \cdot C_H^{1/2}$

$pH = -\log_2 10^{-16} - \log_2 \frac{C_H^{1/2}}{[Zn^{2+}]^{1/2} \cdot [OH^-]} = 14 - \log_2 \frac{C_H^{1/2}}{[Zn^{2+}]^{1/2} \cdot [OH^-]} = 14 - \log_2 \frac{C_H^{1/2}}{[Zn^{2+}]^{1/2} \cdot 10^{-6}}$

\Rightarrow pH de dissolution de $Zn(OH)_2^-$: $[Zn^{2+}]^{1/2} = [Zn(OH)_2^-]^{1/2} = [Zn^{2+}]^{1/2} \cdot 10^{-6}$

$[Zn^{2+}]^{1/2} = Z_n^{2+} \cdot 200 \quad (1) \quad \text{et} \quad Z_n^{2+} + 4OH^- = Z_n(OH)_4^{2-} \quad (2)$

$$K_2 = \frac{[Zn^{2+}]^{1/2} \cdot [OH^-]^2}{[Zn(OH)_2^-]^{1/2}} = \frac{[Zn^{2+}]^{1/2} \cdot [OH^-]^2}{[Zn^{2+}]^{1/2} \cdot 10^{-6}} = K_2 \cdot K_2 \cdot [OH^-]^2 = K_2 \cdot K_2 \cdot 10^{-12}$$

$$\text{et } K_2 = \frac{C_H^{1/2}}{C_{Zn^{2+}}} \text{ et } \text{pH} = 14 - \log_2 \frac{C_H^{1/2}}{C_{Zn^{2+}}}$$

$$\text{pH de dissolution} = 14 - \log_2 \frac{C_H^{1/2}}{C_{Zn^{2+}}} = 14 - \log_2 \frac{10^{-6}}{C_{Zn^{2+}}} = 14 - \log_2 10^{-6} = 11.85$$

$$\text{et } E = -0.34 \text{ V}$$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,034 \left(\frac{C^{+2}}{C^{+1}} \right)^2 - E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot 0,06 \text{ pH}$$

$$E = 1,07 \text{ V} + 0,06 \text{ pK} \cdot 0,06 \text{ pH} = 0,80 \text{ V}$$

pour l'eau oxyde : couple réaction $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

pour $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$: $E_{\text{red}} = 0,80 \text{ V}$, $E_{\text{oxyd}} = 0,00 \text{ V}$

$$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O} \quad E = 0,80 \text{ V}$$

Ce qui: Z_n n'est pas réactif

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

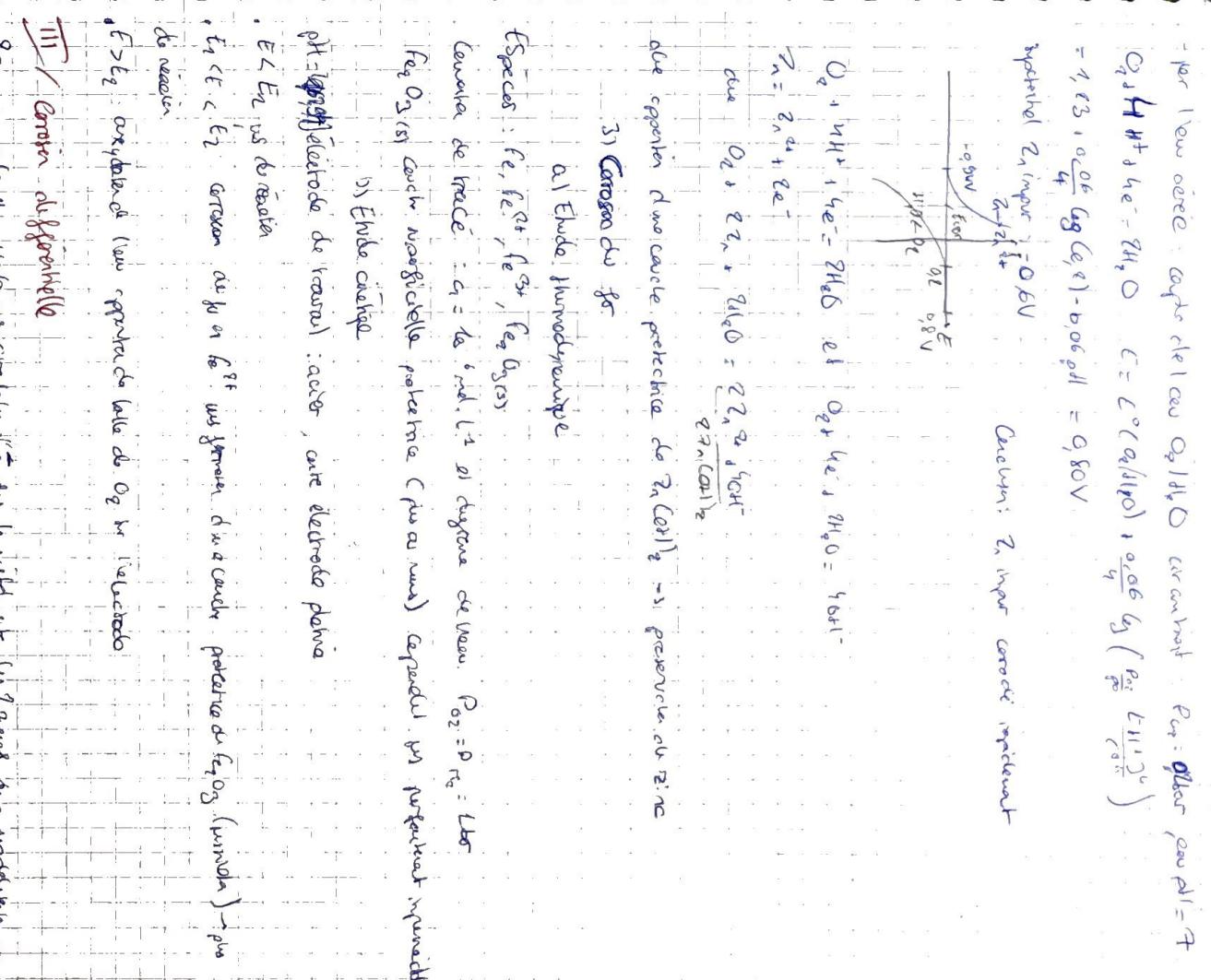
ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$

$$E = E^{\circ}(Z_n \text{O}^{1/2}_n / Z_n) + 0,06 \text{ pK} \cdot \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{air}}} \right)^2$$

ou $E = -0,40 + 0,06 \text{ pH}$



b) étude cathode

Z_n est dans deux domaines distincts due à la présence des deux formes hydrolytiques.

Sur l'eau claire, couple de Vassut H^+/Z_n : $E^{\circ}(\text{H}^+/Z_n) = -0,48 \text{ V}$

→ couple du zinc: $E^{\circ}(Z_n^{+1}/Z_n) = 0,94 \text{ V}$ (pas de magnétisme).

Conclusion: lorsque le pH passe

-14 → 0,48 V → 0,94 V

III/ Comptoir différentielle

2 pôles: anode et cathode → circulation d' e^- dans le circuit entre les deux pôles

1) circuit aux 2 pôles

hors circuit: plus une électrode fonctionne dans un des 2 milieux que présente sur

court circuit entre les électrodes. Elles jouent alors une telle fonction

Chap 4 : Génération et stockage d'énergie

I / Généra d'énergie chimique en orgie électrique

1) Pile thermodynamique

fonctionnement à pile → réaction spontanée (regle du sens)

o anode : oxydation : $\beta_1 \text{ Red} \rightarrow \alpha_1 \text{ Ox}_1 + \text{e}^-$

o cathode : réduction : $\alpha_2 \text{ Ox}_2 + \text{e}^- \rightarrow \beta_2 \text{ Red}$

$$\text{Pile} : E_{\text{Th}} = E_{\text{Ox}} - E_{\text{Red}} = E_{\alpha_2} - E_{\beta_1} = \Delta E_{\text{Th}}$$

2) Cycle cinétique

Génération : réactions de deux types : faire le plus facile anode

l. réaction de croûte : anode $\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$; $\text{c}_1 = \text{c}_0 \text{ e}^{-\delta t}$

2. réaction de fer : $\text{O}_2(\text{g})/2 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; $\text{c}_2 = \text{c}_0 \text{ e}^{-\frac{\delta t}{2}}$

taux de fer : $\text{r}_0 (\text{g}/\text{m}^2 \cdot \text{s}) = 0.6 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$, $\text{p}_0 = 101325 \text{ Pa}$, $\text{pH} = 7$



taux réduction : $\text{r}_1 = \text{c}_0 \text{ k}_1 \text{ H}_2\text{O} = 0.8 \text{ g/L}$

taux suivi réaction de fer : $\text{r}_2 = \text{c}_0 \text{ k}_2 \text{ Fe} = 0.8 \text{ g/L}$



taux suivi réaction de croûte : $\text{r}_3 = \text{c}_0 \text{ k}_3 \text{ O}_2 = 0.8 \text{ g/L}$



taux suivi réaction de croûte : $\text{r}_4 = \text{c}_0 \text{ k}_4 \text{ O}_2 = 0.8 \text{ g/L}$



taux suivi réaction de fer : $\text{r}_5 = \text{c}_0 \text{ k}_5 \text{ Fe} = 0.8 \text{ g/L}$



taux suivi réaction de croûte : $\text{r}_6 = \text{c}_0 \text{ k}_6 \text{ O}_2 = 0.8 \text{ g/L}$



taux suivi réaction de fer : $\text{r}_7 = \text{c}_0 \text{ k}_7 \text{ Fe} = 0.8 \text{ g/L}$



taux suivi réaction de croûte : $\text{r}_8 = \text{c}_0 \text{ k}_8 \text{ O}_2 = 0.8 \text{ g/L}$



3) Conclusion

Capacité d'une pile : qualité d'électrode dépendant E_{Th} et E_{F} ($\eta = 0.5$) (A)

Caractéristiques d'une bonne pile :寿命 long, U normale, a une forte densité d'oxydation/bére d'électrodes (choc des surfaces), résistance interne minimale

système régulé : minimisation des impuretés (choc des électrodes)

