

Ch.R2 : Cinétique des réactions d'oxydo-réduction. Courbes intensité-potentiel

INTRODUCTION

I. CINETIQUE ELECTROCHIMIQUE ET COURBES INTENSITE-POTENTIEL

- I.1. REACTIONS ELECTROCHIMIQUES (RAPPEL)
- I.2. ETUDE PHENOMENOLOGIQUE : FACTEURS CINETIQUES D'UNE REACTION ELECTROCHIMIQUE
- I.3. L'INTENSITE, MESURE DE LA VITESSE D'UNE REACTION ELECTROCHIMIQUE
- I.4. COURBES INTENSITE-POTENTIEL : CONVENTIONS ET MONTAGE

II. ALLURE DES COURBES INTENSITE-POTENTIEL

- II.1. MECANISME D'UNE REACTION ELECTROCHIMIQUE
- II.2. TRANSFERT ELECTRONIQUE LIMITANT : SYSTEMES RAPIDES, SYSTEMES LENTS
- II.3. TRANSFERT DE MATIERE LIMITANT : EXISTENCE DE PALIERS DE DIFFUSION
- II.4. DOMAINE D'ELECTRO-ACTIVITE DU SOLVANT
- II.5. CAS D'UN MELANGE D'ESPECES ELECTRO-ACTIVES

III. ETUDE CINETIQUE DES TRANSFORMATIONS ELECTROCHIMIQUES SPONTANEEES

- III.1. POSITION DU PROBLEME
- III.2. POTENTIEL MIXTE
- III.3. ETUDE GENERALE DES TRANSFORMATIONS REDOX SPONTANEEES
- III.4. APPLICATION A L'ETUDE DE LA CORROSION METALLIQUE : VOIR AD

IV. APPLICATION AUX TITRAGES POTENTIOMETRIQUES A INTENSITE NULLE (VOIR TP G8)

CONCEPTS-CLES

Réaction électrochimique, oxydation anodique, réduction cathodique, courbe intensité-potentiel, densité de courant, surtension cinétique, montage à trois électrodes, transfert électronique, transfert de matière, système redox rapide/lent, palier de diffusion, loi de Fick, domaine d'électro-activité du solvant, potentiel mixte.

COMPETENCES ESSENTIELLES DEVELOPPEES

- R21 : Relier vitesse de réaction électrochimique et intensité du courant [I]
- R22 : Reconnaître le caractère lent ou rapide d'un système à partir de courbes intensité-potentiel [II]
- R23 : Identifier les espèces électro-actives pouvant donner lieu à une limitation du courant par la diffusion [II]
- R24 : Relier qualitativement/quantitativement, à partir des courbes intensité-potentiel, l'intensité du courant limite de diffusion à la concentration du réactif, au nombre d'électrons échangés à la surface immergée de l'électrode [II]
- R25 : Tracer l'allure de courbes intensité-potentiel à partir de données de potentiel standard, concentrations et surtensions « seuil » [II]
- R26 : Identifier les paramètres d'influence du domaine d'inertie électrochimique du solvant [II]
- R27 : Positionner un potentiel mixte sur un tracé de courbes intensité-potentiel [III]

INTRODUCTION

Les phénomènes redox ont une place importante dans l'industrie et dans la vie quotidienne. En voici quelques exemples :

- ❖ **dans l'industrie pyrométallurgique** : ils sont à la base de l'élaboration de matériaux métalliques et alliages par traitement et réduction à haute température des minerais disponibles, qui sont souvent des oxydes, des sulfures, des carbonates (cf. hauts fourneaux)... les aspects thermodynamiques des *procédés pyrométallurgiques* peuvent être étudiés de façon satisfaisante à l'aide des outils classiques de thermochimie ; **l'aspect cinétique est peu limitant à ces températures**, sauf pour les réactions entre deux phases solides ;
- ❖ en ce qui concerne les **procédés hydrométallurgiques** (élaboration des métaux par réduction de sels métalliques en solution aqueuse), il s'avère en revanche que **la cinétique des réactions redox tient une place centrale** (ch. R3) ;
- ❖ **piles et accumulateurs** (ch. R3) : les études thermodynamiques du chapitre R1 rendent-elles bien compte de la réalité, ou bien la cinétique a-t-elle encore un rôle prépondérant ?
- ❖ **phénomènes de corrosion des matériaux métalliques** (TP-AD 5) sont également des domaines où la cinétique joue un rôle central : pourquoi le fer, le zinc... et autres métaux plutôt réducteurs peuvent-ils être utilisés comme matériaux au quotidien, alors qu'ils devraient s'oxyder spontanément à l'air ?

I. CINÉTIQUE ELECTROCHIMIQUE ET COURBES INTENSITE-POTENTIEL

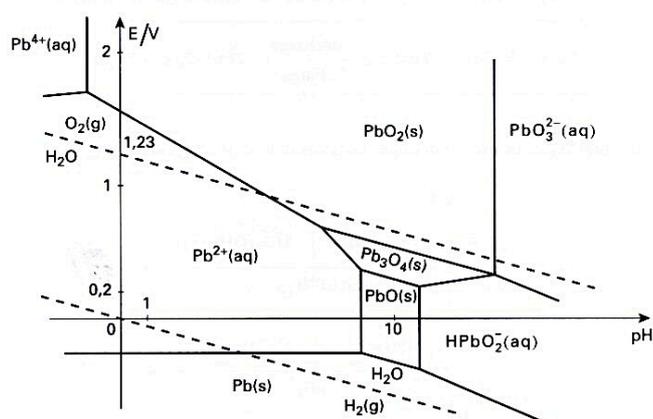
I.1. REACTIONS ELECTROCHIMIQUES

Les réactions d'oxydo-réduction sont des **réactions de transfert d'un ou de plusieurs électron(s)**, entre une **espèce donneuse**, le « **réducteur** » et une **espèce acceptrice**, l'« **oxydant** ». En solution aqueuse, elles sont de deux types :

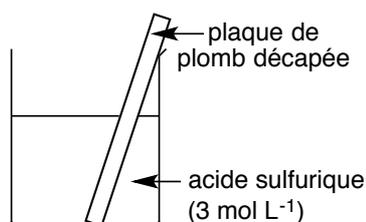
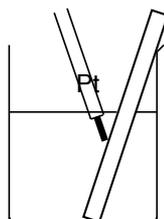
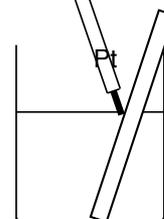
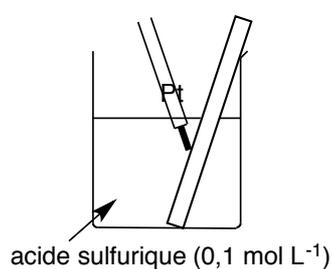
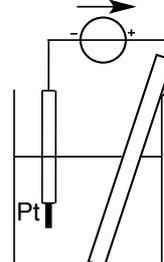
- les réactions entre espèces en solution (exemple de la réaction entre les ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$, oxydants, et les ions $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$, réducteurs) : le transfert d'électrons se fait par contact direct (par « sphère interne ») ou indirect (par « sphère externe ») entre oxydant et réducteur.
- les **réactions électrochimiques**, qui mettent en jeu des **transferts d'électrons à l'interface entre la solution et une phase condensée** (solide ou liquide).

I.2. ETUDE PHENOMENOLOGIQUE : FACTEURS CINÉTIQUES D'UNE REACTION ELECTROCHIMIQUE

+ Le plomb est un métal réducteur dont la thermodynamique prévoit qu'il est attaqué en milieu acide sulfurique ($\text{pH} = 0$) :



Réalisons diverses expériences permettant de dégager les facteurs influençant la cinétique de cette réaction électrochimique.

Exp. 1Exp. 2Exp. 3Exp. 4Exp. 5

Facteurs cinétiques d'une réaction électrochimique :

La cinétique d'une réaction électrochimique dépend :

→ comme pour toute réaction chimique mettant en jeu une solution liquide, de la **température** et des **concentrations** des espèces en solution (dont le *pH*) [expériences 2/4] ;

→ [expériences 1/2]

→ [expériences 2/3]

→ [expérience 5]

+ Phénomène de polarisation d'électrode

On considère une électrode associée au couple Ox/Red (exemples : électrode de platine plongeant dans une solution d'ions Fe³⁺ et Fe²⁺ : couple Fe³⁺/Fe²⁺ ; électrode de zinc plongeant dans une solution d'ions Zn²⁺ : couple Zn²⁺/Zn(s)...). Elle est siège de la réaction :

♠ ATTENTION ! Le sens de la réaction électrochimique permettant la définition d'une vitesse de réaction positive est exactement l'inverse de celui pris en thermodynamique !

- Situation d'équilibre : Si $E = E_{\text{eq}} = E_{\text{Nernst}} =$

- Cas hors équilibre :



On parle alors d'**électrode polarisée** (cf. expérience n°5), sur laquelle il se déroule une **réaction « effective » d'oxydation OU BIEN de réduction** : dès lors, $v_{\text{S,ox}} \neq v_{\text{S,red}}$.

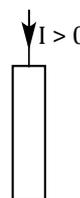
I.3. L'INTENSITE, MESURE DE LA VITESSE D'UNE REACTION ELECTROCHIMIQUE

Considérons encore une fois la réaction électrochimique suivante, menée sur une électrode de surface immergée S :



La vitesse surfacique de réaction s'écrit :

Une vitesse non-nulle implique que des électrons sont consommés ou produits à l'électrode, donc une intensité I non nulle. **Par convention, l'intensité est comptée positivement si elle arrive effectivement à l'électrode** (cas d'une oxydation effective, puisque cela correspond au départ d'électrons à partir de l'électrode), d'où :



R21

Relation entre I (ou j) et vitesse de réaction électrochimique :

Une électrode de surface S , siège d'une réaction électrochimique : $\beta \text{Red} = \alpha \text{Ox} + n e^-$, est traversée par une intensité I (resp. une densité de courant j) proportionnelle à la vitesse de réaction (resp. à la vitesse surfacique de réaction) :

- si I (ou j) > 0 :

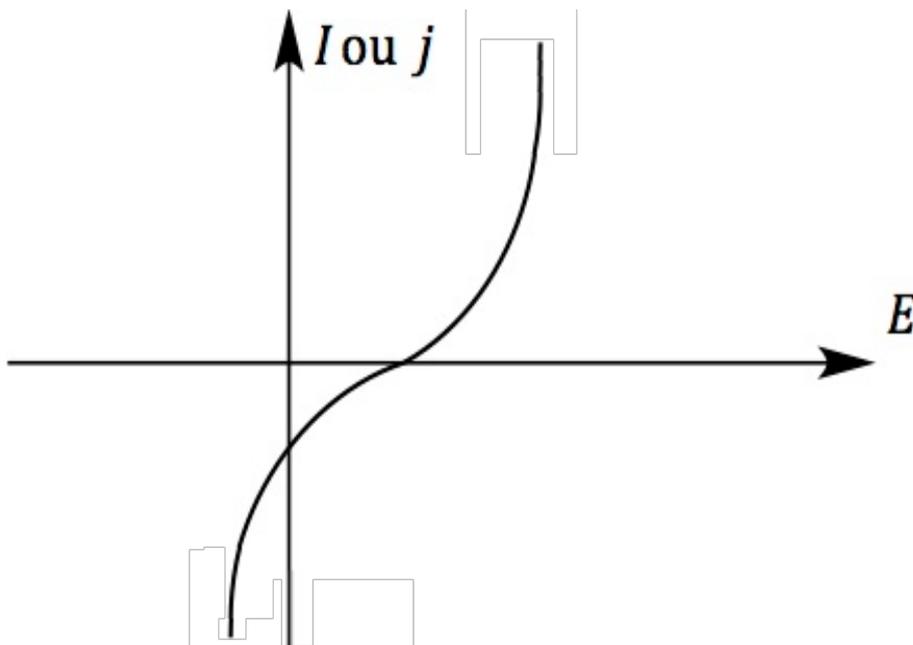
- si I (ou j) < 0 :

I.4. COURBES INTENSITE-POTENTIEL : CONVENTIONS ET MONTAGE

+ Courbe intensité-potentiel :

Elles permettent, pour une électrode donnée, d'étudier l'influence du potentiel d'électrode sur l'intensité I la traversant, et donc sur la vitesse de la réaction d'oxydation ou de réduction pouvant se dérouler à sa surface.

On trace l'intensité I en fonction du potentiel d'électrode E . On doit donc préciser les conditions expérimentales (température, concentrations, et nature de l'électrode), qui sont fixées lors du tracé. On obtient une **courbe « intensité-potentiel »**, ou « **courbe de polarisation** » du système.

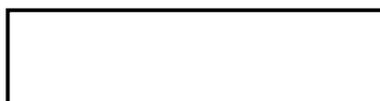


Le tracé de **courbes** densité de courant-potentiel $j = f(E)$ permet de s'affranchir de l'extensivité de la vitesse de réaction par rapport à la surface de l'électrode, et sont quant à elles plus fréquentes dans les utilisations industrielles, mais leur utilisation est moins aisée (voir chapitre R3).

+ Surtension d'électrode :

Surtension d'électrode :

Lorsqu'une électrode est polarisée, le potentiel d'électrode $E(I)$ diffère du potentiel d'équilibre de $E_{\text{eq}} = E_{\text{Nernst}}$. On définit la **surtension de l'électrode** par :

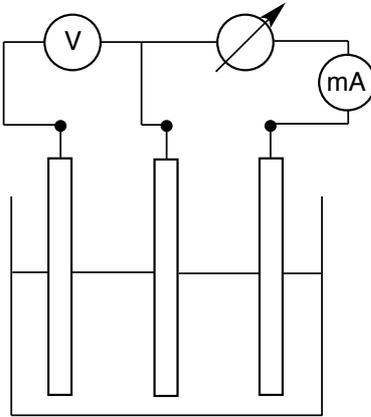


- si $\eta(I) > 0$:

- si $\eta(I) < 0$: $E(I) < E_{\text{eq}}$, il y a réduction effective ($v_{\text{red}} > v_{\text{ox}}$) et on parle de **surtension cathodique** $\eta_c(I) < 0$.

♣ Ces surtensions anodiques ou cathodiques sont bien des grandeurs *cinétiques*, car elles correspondent au potentiel d'électrode qu'il faut imposer pour que la réaction électrochimique ait lieu avec une certaine vitesse v , proportionnelle à l'intensité I .

+ Montage à trois électrodes :



Le montage ci-contre permet de **tracer les courbes intensité-potentiel** en oxydation et en réduction **sur une « électrode de travail »**, qui est l'électrode étudiée. Il permet, grâce à un circuit de contrôle extérieur appelé **potentiostat** :

- de faire varier lentement la différence de potentiel entre l'électrode de travail et une **électrode de référence**, $V_{ET} - V_{ref} = E - V_{ref}$, de façon stable et continue, en **régime quasi-stationnaire** ;

- de mesurer l'intensité du courant I traversant, en réponse, l'électrode de travail qui est alors polarisée : cela nécessite de fermer le circuit avec une **contre-électrode, dont le rôle est passif** (elle est siège d'une oxydation si l'électrode de travail est siège d'une réduction, et inversement, mais seule la réaction sur l'électrode de travail est étudiée) ;

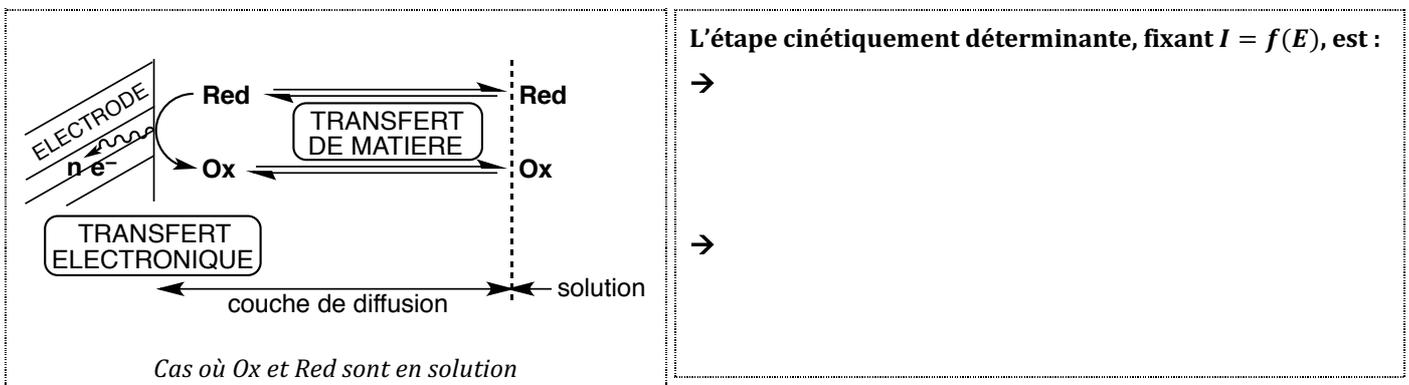
La présence de la contre-électrode et l'importante impédance d'entrée du potentiostat a pour conséquence qu'**aucun courant ne traverse l'électrode de référence, qui n'est donc pas polarisée** : $V_{ref} = V_{eq, Nernst} = cte$ (propriété des électrodes de référence à température fixée). La différence de potentiel imposée entre l'électrode de référence et l'électrode de travail permet donc d'imposer E , potentiel de l'électrode de travail.

II. ALLURE DES COURBES INTENSITE-POTENTIEL

II.1. MECANISME D'UNE REACTION ELECTROCHIMIQUE

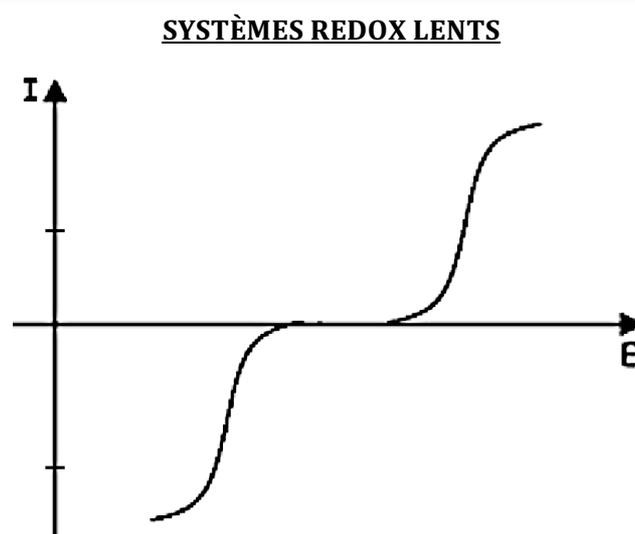
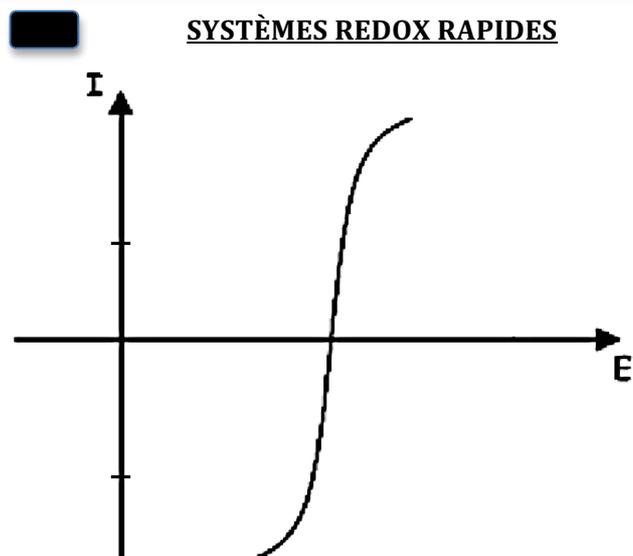
La réaction d'oxydo-réduction se déroulant à la surface de l'électrode de travail a deux caractéristiques essentielles :

- elle s'accompagne d'un **transfert d'électrons à l'interface**, qui permet d'interconvertir oxydant et réducteur ;
- des espèces étant consommées à l'électrode, elle nécessite également l'**échange de matière entre la surface de l'électrode et la solution homogène**.



II.2. TRANSFERT ELECTRONIQUE LIMITANT : SYSTEMES RAPIDES, SYSTEMES LENTS

Le transfert de matière est supposé non limitant (faibles surtensions) → **transfert électronique ou de charge = ECD**. On étudie un couple Ox/Red sur une électrode donnée ; deux types de courbes de polarisation peuvent être obtenues :



Un système rapide est un système électrochimique pour lequel

Un système lent est un système électrochimique pour lequel

	SYSTEMES REDOX RAPIDES	SYSTEMES REDOX LENTS
Potentiel d'électrode à courant nul		
Vitesse de réaction électrochimique		

+ **NB** : Habituellement, pour les systèmes lents, la vitesse de réaction augmente très rapidement au voisinage d'une certaine valeur de potentiel (en oxydation et en réduction). On appelle « **surtensions à vide** » **anodique** ($\eta_{a,0} > 0$) et **cathodique** ($\eta_{c,0} < 0$) les **surtensions seuils** correspondantes, à l'appréciation de l'expérimentateur (voir ci-dessus) ! On utilisera par la suite ce vocabulaire, explicitement au programme, même s'il n'a rien de scientifiquement rigoureux...

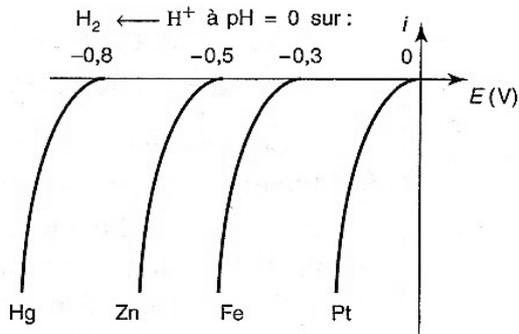
+ **Systemes concernés** :

- les couples redox pour lesquels on passe de l'oxydant au réducteur sans grande modification structurale seront généralement rapides (ex : $Zn^{2+}/Zn(s)$ sur le zinc, Fe^{3+}/Fe^{2+} sur platine, en milieu acide) ;
- en revanche, si le passage de l'oxydant au réducteur induit une modification importante de la structure, le couple sera plutôt lent (ex : MnO_4^-/Mn^{2+} sur graphite, $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ sur platine...)

+ **Influence de différents facteurs sur la rapidité du système** :

- **influence du pH et de la complexation** : le système Cd^{II}/Cd^0 sera rapide en milieu acide (couple $Cd^{2+}/Cd(s)$), mais lent en milieu basique (couple $Cd(OH)_2(s)/Cd(s)$). Le potentiel d'équilibre est alors bien évidemment modifié...

- **influence de la nature du conducteur de l'électrode** : un couple peut être lent sur un métal et rapide sur un autre. Prenons l'exemple du couple $H^+/H_2(g)$ à $pH = 0$ ($E^\circ = 0 V$) :



← SURTENSIONS CATHODIQUES « A VIDE » $\eta_{c,0}$
(pour $j = 0,1 \text{ A m}^{-2}$, très faible)

Conclusion :

+ NB : électrode de référence :

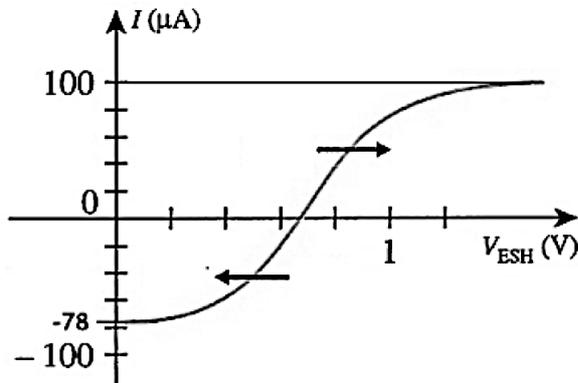
Une bonne électrode de référence est constituée d'un système rapide. En effet, son potentiel d'électrode est alors :

- stable ($E = E_{Nernst}$ dans toutes les conditions de manipulation envisagées)
- peu sensible à la polarisation (si l'électrode est accidentellement parcourue par un courant résiduel, les surtensions sont faibles de sorte que E reste voisin de E_{Nernst})

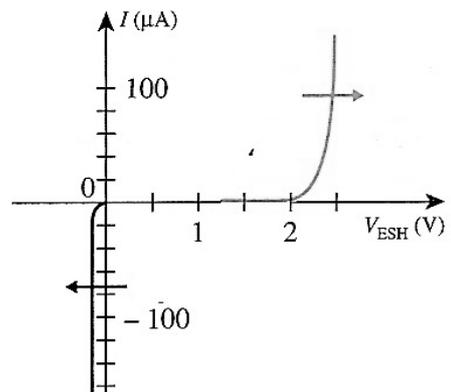
Exercice de cours : Tracer la courbe densité de courant-potentiel en réduction du couple $H^+/H_2(g)$, pour une électrode de carbone graphite plongeant dans une solution d'acide chlorhydrique à $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$, surmontée d'une atmosphère ayant une pression partielle en dihydrogène de $P = 0,10 \text{ bar}$. On précise que la surtension cathodique seuil sur carbone graphite est de $-0,50 \text{ V}$.

II.3. TRANSFERT DE MATIERE LIMITANT : EXISTENCE DE PALIERS DE DIFFUSION

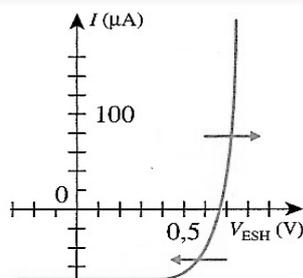
+ Etude phénoménologique :



Solution acidifiée d'ions $Fe(+III)$ (1,0 mmol/L) et $Fe(+II)$ (1,3 mmol/L)



Solution d'acide sulfurique à 1 mol/L
(électrode de platine)



Solution de nitrate d'argent à 2,5 mmol/L
(électrode d'argent)

Existence de paliers de diffusion :

En régime de transfert de matière limitant, le transfert électronique à l'électrode est suffisamment rapide pour qu'on observe un **palier de diffusion** : la vitesse de réaction électrochimique correspond à la **vitesse limite maximale de diffusion du réactif vers l'électrode**.

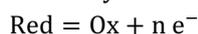
Exceptions :

- l'espèce électroactive est le solvant
- l'espèce électroactive est le matériau d'électrode

+ Couche limite de diffusion :

On se place au voisinage de l'électrode, supposée de dimensions suffisantes pour qu'on étudie le transport des espèces électro-actives selon un modèle unidimensionnel entre l'électrode ($x = 0$) et la solution électrolytique ($x > 0$).

Pour fixer les idées, on prend l'exemple d'une réaction d'oxydation d'un réducteur Red dissout à l'électrode ($I > 0$) :



La concentration du réducteur obéit aux **lois de FICK** unidimensionnelles :

$$\begin{cases} j_{\text{Red}}(x) = -D_{\text{Red}} \cdot \frac{\partial[\text{Red}]}{\partial x} \\ \frac{\partial[\text{Red}]}{\partial t} = D_{\text{Red}} \cdot \frac{\partial^2[\text{Red}]}{\partial x^2} \end{cases} \text{ qui deviennent en régime quasi-stationnaire :}$$

où j_{Red} est la

et où D_{Red} est le

de l'espèce Red en solution électrolytique (en $\text{m}^2 \text{s}^{-1}$).

Sous agitation constante, il apparait, en régime quasi-stationnaire, une **couche limite de diffusion** (cf. mécanique des fluides), dont l'épaisseur caractéristique δ dépend du mode et de la vitesse d'agitation, de la courbure de la surface, etc... Les conditions aux limites sont alors, en régime de diffusion limitante :

→ A l'électrode :

→ En $x = \delta$:

On met ainsi en évidence une **densité de courant particulière limite proportionnel à $[\text{Red}]_{\text{solution}}$** .

+ Courant limite de diffusion : A cette densité de courant particulière limite de l'espèce Red, oxydée à l'électrode, correspond une densité de courant d'oxydation anodique limite $j_{\text{lim,a}}$:

Courant limite de diffusion anodique et cathodique :

On retient que si la diffusion de l'espèce oxydée à l'anode (resp. réduite à la cathode) est limitante, on atteint, à agitation constante, un courant limite de diffusion proportionnel à :

- la concentration de l'espèce électroactive correspondante en solution, loin de l'électrode
- la surface de l'électrode
- le nombre d'électrons échangés
- le coefficient de diffusion de l'espèce électroactive

On saura rétablir les expressions correspondantes des courants limites de diffusion.

Exercice maison : à partir de la courbe de polarisation de la page 8, déterminer, de Fe^{2+} ou Fe^{3+} , celle qui est l'espèce de coefficient de diffusion le plus grand.

II.4. DOMAINE D'ÉLECTRO-ACTIVITÉ DU SOLVANT

Dès que le potentiel d'électrode atteint une valeur où l'oxydation ou la réduction de l'eau peut avoir lieu avec une vitesse appréciable, le courant peut facilement atteindre des valeurs très importantes, du fait de l'absence de palier de diffusion. Ces deux valeurs de potentiel d'oxydation et de réduction de l'eau apparaissent comme des « limites qu'on ne peut dépasser » : on parle de « **front du solvant** ». Elles définissent le **domaine d'électro-activité dans l'eau**. Ce domaine d'électro-activité **dépend** :

- **du pH**, via le potentiel d'équilibre de Nernst des deux couples de l'eau

$$E_{\text{eq}}(\text{H}^+/\text{H}_2(\text{g})) = \frac{RT}{\ln 10 \cdot \mathcal{F}} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{P^\circ} - \frac{RT}{\ln 10 \cdot \mathcal{F}} \text{pH} \quad \text{et}$$

$$E_{\text{eq}}(\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = E^\circ + \frac{RT}{\ln 10 \cdot \mathcal{F}} \log \frac{P_{\text{O}_2}}{P^\circ} - \frac{RT}{\ln 10 \cdot \mathcal{F}} \text{pH}$$

- **du matériau d'électrode** : le domaine d'électro-activité de l'eau est d'autant plus étendu que les surtensions seuils anodique et cathodiques sont importantes.

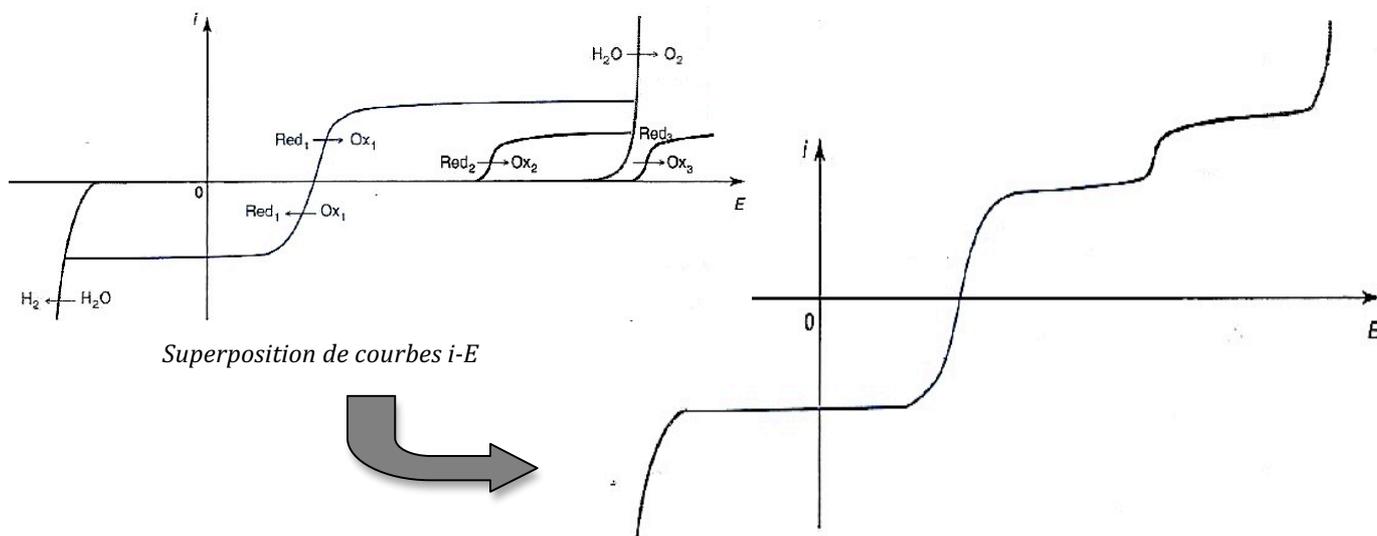
+ Conséquence :

Les seuls processus redox impliquant des espèces électro-actives autres que l'eau ne sont observables qu'à l'intérieur du domaine d'électro-activité de l'eau. Au-delà, leur contribution à l'intensité est « noyée » dans celle due au solvant.

NB : le domaine d'électro-activité cinétique de l'eau est plus étendu que le domaine thermodynamique de stabilité (rencontré sur les diagrammes E - pH). On observe ainsi une métastabilité de solutions d'espèces qui, bien que thermodynamiquement instables, se décomposent très lentement dans l'eau (exemple de l'ion permanganate).

II.5. CAS D'UN MELANGE D'ESPECES ELECTRO-ACTIVES

On considère le cas où plusieurs espèces électro-actives sont présentes à l'électrode. Alors, **l'intensité mesurée à un potentiel donné est la somme des contributions dues à toutes les réactions rédox possibles** à ce potentiel d'électrode. Les deux représentations restent cependant utilisées pour une raison de commodité.



Courbe de polarisation expérimentale

III. ETUDE CINETIQUE DES TRANSFORMATIONS ELECTROCHIMIQUES SPONTANES

III.1. POSITION DU PROBLEME

On considère une **réaction électrochimique**, qui se fait donc en présence d'une phase solide, qui sert soit de réactif (métal, oxyde...), soit de catalyseur. Dans tous les cas, il y a **transfert électronique via un conducteur solide**.

Les **réactions** considérées sont supposées être **thermodynamiquement favorables** (voir chapitre R1). **Ces réactions peuvent être soit rapides, soit lentes, soient cinétiquement bloquées**. Les courbes $I-E$ sont un outil utile pour déterminer le cas de figure rencontré.

Exemple : corrosion d'un métal en milieu humide \rightarrow oxydant = O_2 dissout (couple O_2/H_2O) ou H_2O (couple H_2O/H_2).

III.2. POTENTIEL MIXTE

On considère un système contenant plusieurs espèces électro-actives au contact d'un conducteur métallique. On cherche à prévoir si une réaction redox suffisamment rapide pour être perceptible, peut se dérouler au contact de ce conducteur.

+ **Exemple** : Si on plonge une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre (+II) à 1 mol L^{-1} dans l'acide sulfurique ($pH = 0$). On constate alors qu'immédiatement, la lame de zinc se recouvre de cuivre, puis la couleur de la solution s'estompe, de plus en plus lentement. Aucun dégagement gazeux notable n'est observé, ce qui exclue toute intervention des couples redox de l'eau.

Données : $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}(s)) = 0,34 \text{ V}$

$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}(s)) = -0,76 \text{ V}$ (couple rapide sur Zn)

Surtension cathodique « à vide » du couple $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}(s)$ sur zinc : $\eta_{c,0} = -0,1 \text{ V}$

Représentons les courbes intensité-potentiel de ces couples pour interpréter ces observations.

On recherche ensuite le point de fonctionnement du système :

- **Potentiel « mixte » :**

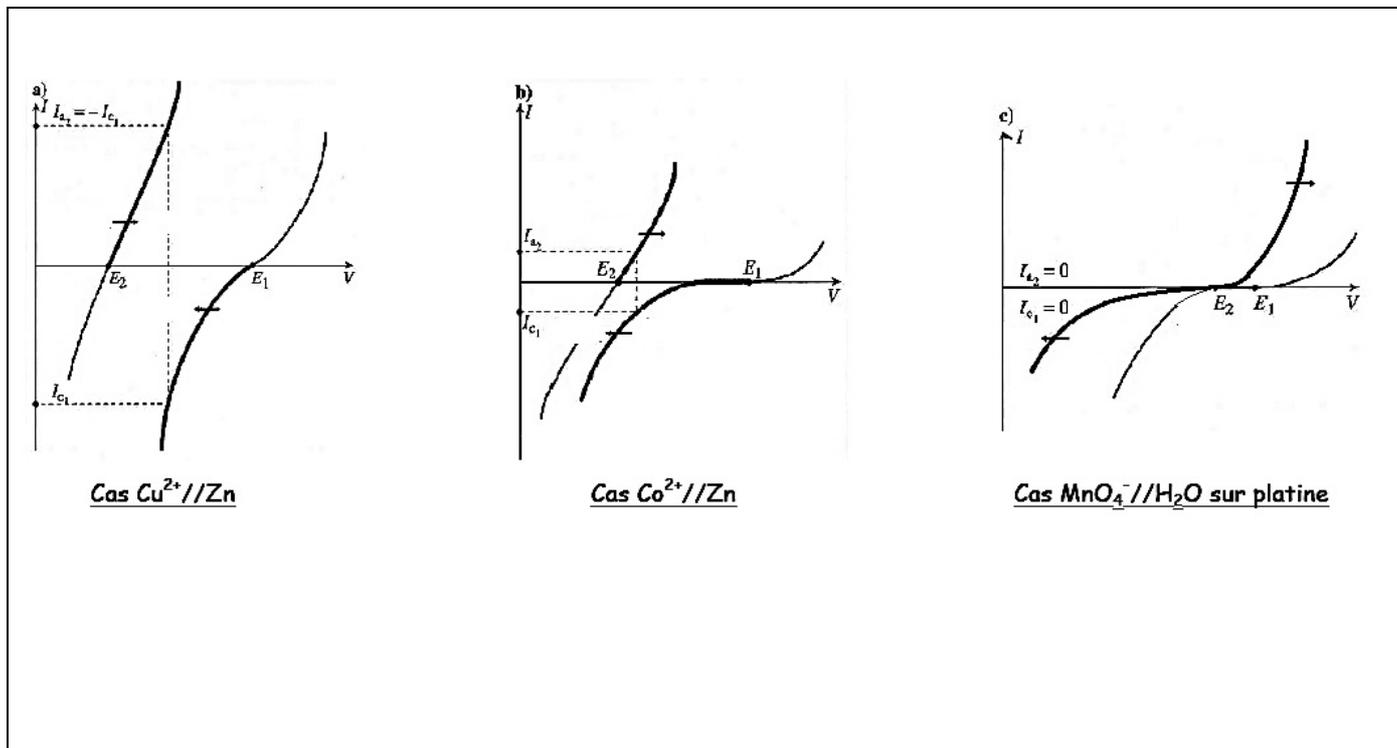
- **Intensité du courant anodique et du courant cathodique :**

Interprétation des observations :

III.3. ÉTUDE GÉNÉRALE DE TRANSFORMATIONS REDOX SPONTANÉES

On suppose qu'on met en contact avec un conducteur deux espèces électro-actives : Ox_2 et Red_1 , avec $E_{2,Nernst} > E_{1,Nernst}$.

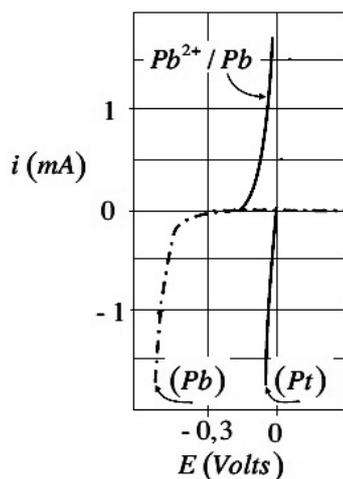
- *Aspect thermodynamique* : réaction spontanée (l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort)
- *Aspect cinétique* : différents cas de figure envisageables sont présentés ci-dessous



HP : Le dernier cas est intéressant et explique :

- la métastabilité des solutions aqueuses de permanganate de potassium dans les conditions usuelles, du fait de la lenteur du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.
- que, lors du titrage des ions Fe^{2+} par les ions MnO_4^- ($\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$) par potentiométrie, dans la seconde partie du titrage où les ions permanganate sont en excès, le potentiel mesuré à l'électrode de platine ne soit pas un potentiel de Nernst, mais un potentiel mixte. La courbe potentiométrique dépend donc de l'état de l'électrode, des conditions d'agitation... ou de tout autre paramètre cinétique !

+ Retour sur l'expérience de cours du I/ :



III.4. APPLICATION : CORROSION METALLIQUE (VOIR AD)

IV. APPLICATION AUX TITRAGES POTENTIOMETRIQUES A INTENSITE NULLE (VOIR TP)