

## LC 16 : CAPTEURS ÉLECTROCHIMIQUES (L)

### Idées directrices à faire passer

- présenter la théorie et la spécificité de ces capteurs
- montrer l'intérêt en dosage
- insister sur le "comment faire". Ce montage se doit d'être pratique, et d'expliquer clairement chaque étape de l'utilisation de ces capteurs

### Bibliographie

- [1] Chimie PCSI, Grecias, Tec & Doc
- [2] Des expériences de la famille Red/Ox, Cachau, De Boeck
- [3] Physique chimie Terminale S, Hachette

**Introduction** : définir l'électrochimie (couplage entre phénomènes électriques et chimiques) et ce qu'est un capteur électrochimique (utiliser ce couplage pour remonter à une grandeur chimique à partir d'une grandeur électrique).

Les mesures de conductance en sont exclues. En effet, en conductimétrie, ce n'est pas les propriétés électriques de la solution mais simplement sa capacité à conduire le courant.

## I Principe du capteur potentiométrique

### 1 Rappels : demi-pile, potentiel d'électrode et pile [1] et [3]

- rappeler électrode, solution électrolytique...
- rappeler les définitions, traiter le cas simple de la pile Daniell en présentant les couples en présence, les demi-équations, et la réaction globale redox
- manipulation : montrer la construction de la pile en direct (permet de présenter en situation tous les éléments)
- on branche un voltmètre et on met en évidence l'existence d'une ddp
- par conséquent, les deux demi-piles ne sont pas au même potentiel

### 2 Relation de Nernst [1]

- l'introduction de cette formule est délicate au niveau TS mais nécessaire
- la formule est au programme de STL en cas de question du jury
- existence d'un potentiel caractéristique d'une demi pile
- ce potentiel dépend du couple mis en jeu via le potentiel standard mais aussi de la température et des concentrations des espèces
- donner la formule de Nernst et la commenter (dépendance aux espèces, et définition du potentiel standard)
- noter la ressemblance avec la formule liant pH et pKa

### 3 Nécessité d'un potentiel de référence : l'ESH [1]

- un potentiel est défini à une constante près
- il faut donc fixer une convention en particulier pour définir une table de potentiels standard
- choix d'une électrode bien définie : l'ESH
- donner alors une définition d'un potentiel standard quelconque par rapport à celui de l'ESH
- cette électrode est non réalisable en pratique, en fait on réalisera une électrode normale à hydrogène (même électrode mais on tient compte de l'activité de solutions concentrées)

## II Réalisation pratique des électrodes

### 1 Classification des électrodes [1]

- reprendre les définitions du Grecias
- donner pour chacun un exemple

## 2 Electrodes de référence : présentation de l'ECS [2]

- 2.B.1 p96 du Cachau
- dans les réalisations expérimentales, on utilise souvent l'ECS comme référence
- cette électrode plonge directement dans la solution à analyser pour assurer le contact électrique avec la solution
- en fait c'est l'équivalent d'une demi pile de potentiel fixé dont le tampon fritté est l'équivalent du pont salin habituel
- schéma de l'électrode, formule de Nernst et potentiel de l'électrode
- expliquer comment elle peut maintenir un potentiel indépendant de la solution extérieure

## 3 Exemples de choix d'électrodes de mesures [2]

- 2.B.1 p96 du Cachau
- expliquer comment choisir les électrodes selon ce que l'on souhaite mesurer
- manipulation : observer le potentiel obtenu pour respectivement : 1) solution de Fe(II) avec électrode Fe, 2) solution de Fe(III) avec électrode Fe, 3) solution Fe(II) et Fe(III) avec électrode inerte platine, 4) solution Fe(II) et Fe(III) avec électrode Fe (montrer qu'alors on ne mesure pas le potentiel "attendu")
- dans chaque cas, on expliquera le choix et la demi-pile formée effectivement

## 4 le pH-mètre : un cas particulier de potentiométrie [1]

- présenter le principe de fonctionnement et l'allure de l'électrode
- nécessité d'un étalonnage

# III Application des capteurs électrochimiques

## 1 Dosage suivi par potentiométrie : dosage des ions Fe(II) par les ions Ce(IV) [2]

- suivre le protocole du Cachau p435 "titrage des ions Fe(II) dans un antimousse de jardin"
- faire directement le dosage sur sel de Mohr même si c'est plus artificiel -> ça a le mérite de mieux marcher !
- présenter la manipulation et la faire
- ne pas utiliser d'indicateurs colorés, ils marchent plutôt mal et puis on fait le suivi, il n'y en a pas besoin !
- déterminer la concentration de la "solution inconnue" (attention le cérium est cher et adapter la dilution pour en avoir une consommation raisonnée)
- on ne cherchera pas à en faire une interprétation complète. Remarquer simplement qu'à l'équivalence, on passe d'un potentiel imposé par les ions Fe à un potentiel imposé par les ions cérium -> l'équivalence est donc repérée par un saut de potentiel
- tracer la dérivée pour plus de précision mais dans ce cas, prendre beaucoup de points à l'équivalence

## 2 Etalonnage et mesure à l'aide d'un pH-mètre [2]

- étalonner le pH-mètre
- mesurer le pH de plusieurs produits de consommation courante (Coca, vinaigre, eau de source, vin, eau de javel...)
- pour montrer l'intérêt, on pourra comparer la précision à celle obtenue avec le papier pH

**Conclusion** : bilan et ouverture sur les dosages par suivi conductimétriques qui ne mettent pas directement en jeu les propriétés électriques de la solution mais sa capacité à conduire.