

LC05 : Oxydants et réducteurs

Dihya SADI et Elio THELLIER

L'Oxydant au VI^{ème} siècle



Table des matières

1	Objectifs pédagogiques de la LC	2
2	Introduction générale de la leçon	2
3	Partie 1 : Oxydants et réducteurs	2
3.1	Couple oxydoréducteur	2
3.2	Réaction d'oxydoréduction	3
4	Partie 2 : Potentiel d'oxydoréduction	6
4.1	Demi-piles	6
4.2	Potentiel d'oxydoréduction	8
4.3	Lien avec la constante d'équilibre	9
5	Partie 3 : Application au dosage	10
5.1	La bétadine	10
5.2	Dosage du diode contenu dans la bétadine	11
6	Ouvertures possibles, prolongements, et conclusion de la leçon	13
7	Questions et commentaires des examinateurs	14
8	Bibliographie pour construire la leçon	15

1 Objectifs pédagogiques de la LC

- Savoir identifier un couple oxydoréducteur et écrire sa demi équation
- Savoir écrire une réaction d'oxydoréduction
- Définir un nouvel outil de quantification du pouvoir oxydant d'un couple
- Etre capable de déterminer si une réaction est thermodynamiquement favorisée ou non \rightarrow apposer des critères
- Appliquer ce qu'on a appris sur un dosage pour contrôle de qualité

2 Introduction générale de la leçon

Si à l'origine le terme d'oxydoréduction a été introduit par Lavoisier (1772), après la découverte de l'électron (Thomson 1897, Bohr 1913) au XXème siècle, les réactions chimiques sont réexaminés et avec l'observation de similitudes on élargit la définition au transfert d'électron. Aujourd'hui ce type de réaction est essentiel en chimie car il englobe un grand nombre de domaines divers et variés :

- Maîtrise de la métallurgie par purification des minéraux extraits de la Terre
- Compréhension du phénomène de rouille et application pour protéger les bateaux et voitures
- A la base de la création de piles et batteries
- Dans le domaine de la santé à la base du fonctionnement des antiseptiques et désinfectants

3 Partie 1 : Oxydants et réducteurs

3.1 Couple oxydoréducteur

En chimie des solutions on définit toujours 1 espèce échangée, par exemple quand on a vu les réactions acido-basique l'espèce échangée était le proton H^+ . Ici il s'agit d'électrons ! Or le fait est qu'un électron n'existe pas en solution. Une espèce ne libérera donc un proton que si une autre espèce veut bien l'accepter. On définit ainsi :

Réducteur : espèce susceptible de céder 1 électron

Oxydant : espèce susceptible de capter cet électron

On observe ainsi que ces deux définitions sont complémentaires : à tout oxydant correspond un réducteur conjugué (cf acide/base). On définit ainsi ce qu'on appelle un couple oxydoréducteur, ou RedOx, caractérisé formellement par ce qu'on appelle une demi-équation qui décrit l'échange d'électron effectué :

Couple oxydoréducteur : Red/Ox

1/2 équation : $Ox + ne^- = Red$

Pour illustrer cela prenons tout de suite des exemples (ici expliquer la méthode pour équilibrer des demi-équations au fur et à mesure qu'on le fait, étape par étape, et ensuite

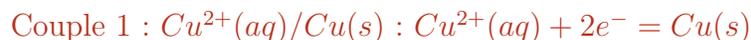
bien identifier en l'entourant lequel est celui qui capte les électrons, donc est l'oxydant et lequel est le réducteur.)



3.2 Réaction d'oxydoréduction

Maintenant qu'on a pu caractériser les espèces mises en jeu on va pouvoir définir ce qu'est une réaction d'oxydoréduction à proprement parler.

Réaction d'oxydoréduction : Réaction de transfert d'électrons qui fait intervenir 2 couples RedOx : l'oxydant de l'un capte l'électron que cède le réducteur de l'autre. Il y a à la fois oxydation et réduction.



On met en présence le réducteur de l'un avec le réducteur de l'autre. Ici on a deux choix possibles. Bien expliquer dans les deux cas la méthode d'écriture d'une équation bilan, en insistant sur le fait que le point important est de ne pas faire apparaître les électrons dedans donc l'idée est de s'arranger pour que les électrons se simplifient de part et d'autre.

Si on met en présence le réducteur du couple du cuivre, soit $Cu(s)$, avec l'oxydant du couple du fer, soit $Fe^{2+}(aq)$ on obtient :

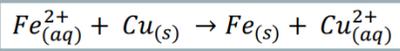


Si on met en présence le réducteur du couple du fer, soit $Fe(s)$, avec le réducteur du couple du cuivre, soit $Cu^{2+}(aq)$ on obtient :

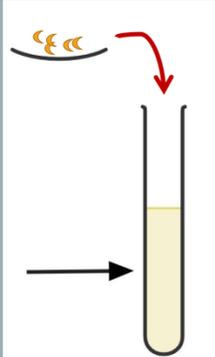


Tout cela étant bien théorique voyons ce qu'il en est de ces réactions en pratique. On va tenter de réaliser chacune d'entre elles dans une éprouvette :

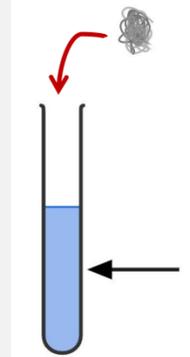
Manipulation 1



Copeaux de cuivre solide : $Cu_{(s)}$

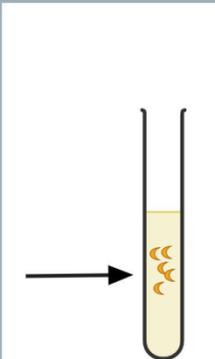
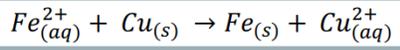


Solution de sel de Mohr : $Fe^{2+}_{(aq)}$

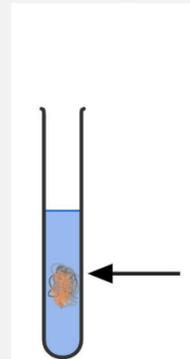
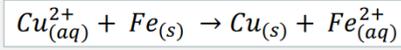


Paille de fer : $Fe_{(s)}$

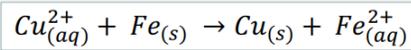
Solution de sulfate de cuivre : $Cu^{2+}_{(aq)}$



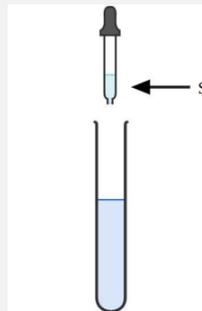
Rien ne se passe



Dépôt de cuivre sur la paille de fer

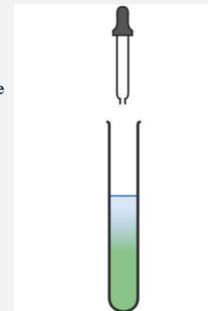


Filtrage



Soude

Test révélateur à la soude



Formation d'un précipité vert
→ Présence de Fe^{2+}

Matériel :

- 5 éprouvettes
- paille de fer
- copeaux de cuivres
- soude à 1M (avec des gants !!)
- solution de Fe (II) et de Cu(II) à 0,1 M
- entonnoir et papier filtre
- pipette pasteur (pour verser la soude) et bâton en verre (ça peut être pratique pour la paille de fer)

Protocole :

- on prépare 4 éprouvettes et on laisse la 5ème vide : deux avec du Fe (II) et deux avec du Cu (II).
- on verse dans la solution de fer des copeaux de cuivre et dans la solution de cuivre de la paille de fer
- on agite un peu pour optimiser le contact du solide avec la solution...
- on observe apparition d'une couleur cuivrée/rousse sur la paille de fer et rien dans l'autre. on peut donc déjà supposer qu'il y a eu une réaction dans cette éprouvette et pas dans l'autre. maintenant pour vérifier que c'est bien l'équation d'oxydoréduction qu'on a écrite au tableau on veut vérifier qu'on a bien formé du Fe(II)
- on verse quelques gouttes de soude dans les deux solutions de Fe(II) et de Cu(II) qu'on avait laissé de côté pour montrer que quand il y a du Fe(II) ça fait effectivement un précipité vert
- on filtre le contenu l'éprouvette avec la paille de fer et on verse quelques gouttes de soude... on a apparition du précipité vert donc on a bien formé du Fe (II)

Ainsi on observe que dans un sens la réaction peut avoir lieu, mais pas dans l'autre... Pourquoi? Qu'est ce qui caractérise l'aptitude d'un oxydant et d'un réducteur à réagir ensemble de manière spontanée?

4 Partie 2 : Potentiel d'oxydoréduction

On va ainsi chercher à évaluer quantitativement chacun des couples RedOx en fonction de leur pouvoir oxydoréducteur. La première chose que l'on remarque c'est que exactement comme pour les couples acido-basiques où plus un acide est fort plus sa base conjuguée est faible, plus un oxydant est fort plus son réducteur conjugué est faible... Ainsi on peut placer chaque couple sur une double échelle qui va nous permettre de prédire la tendance du couple. Tentons déjà de placer les deux couples que l'on vient d'étudier à partir de nos observations :

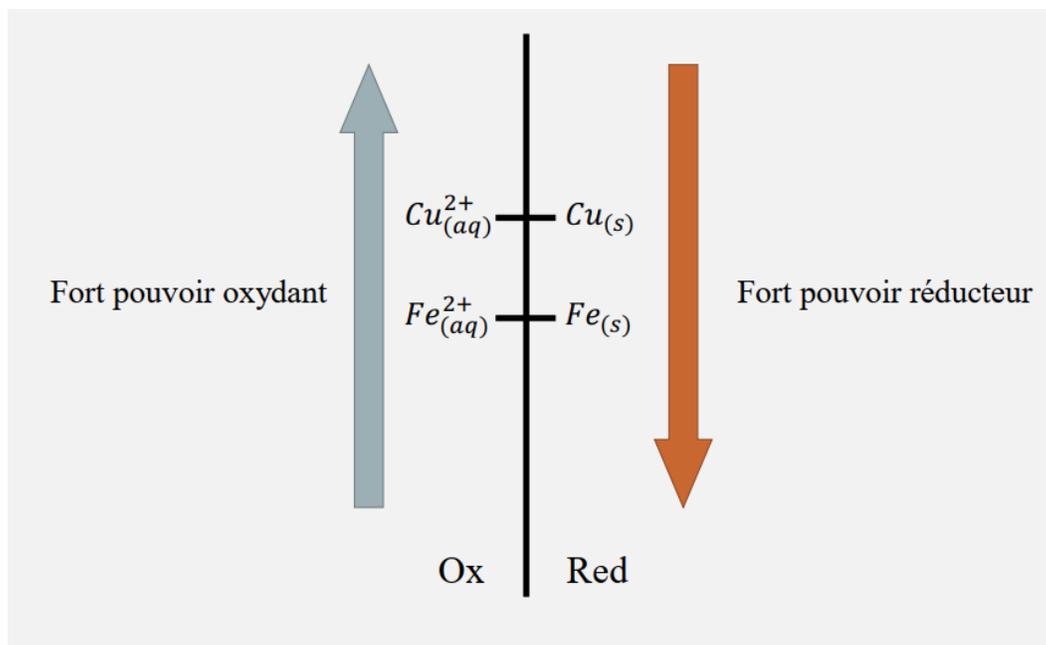


FIGURE 1: Double échelle

En effet, on a vu que la réaction favorisée était celle où le cuivre intervient en tant qu'oxydant, donc le cuivre est meilleur oxydant que le fer !

Cependant telle quelle l'échelle ne suffit pas, elle appelle à être complétée par des valeurs quantitatives, et n'ayant accès qu'à des différences on doit fixer arbitrairement une référence (comme le couple de l'eau pour les couples acide-base)

4.1 Demi-piles

Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, on a 1 échange d'électrons entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre, or on a vu en physique que la circulation d'électrons était associée à 1 courant électrique ! Or en solution, les électrons sont échangés par contact. On ne peut donc quantifier cet échange en utilisant un appareil de mesure. L'astuce va être d'introduire un métal conducteur à la surface duquel les électrons peuvent circuler ! Son rôle sera alors de collecter les électrons et relier tout cela à un circuit dont on peut mesurer les grandeurs caractéristiques avec les outils classiques de l'électronique, ampèremètres, voltmètres...

Définition : Une demi pile est l'ensemble constitué par les 2 espèces Ox et Red d'1

couple et un conducteur (qu'on appelle électrode par extension) qui assure la jonction avec 1 circuit extérieur. Toutes les espèces de la 1/2 équation doivent être en présence.

Exemple 1 : Si on met en présence du Fer III et du Fer II en solution et qu'on plonge une électrode de platine, chacun des composants de la 1/2 équation sont bien en présence : l'Oxydant, le Réducteur, et les électrons qui peuvent circuler à la surface du métal.

Exemple 2 : On a vu que parfois l'un des deux éléments du couple peut être sous forme solide. Par exemple pour le couple que l'on a déjà vu, le métal utilisé peut être le Cu(s) lui même ! Encore une fois, le Cu(s), Cu II aqueux, et les électrons sont bien tous en présence.

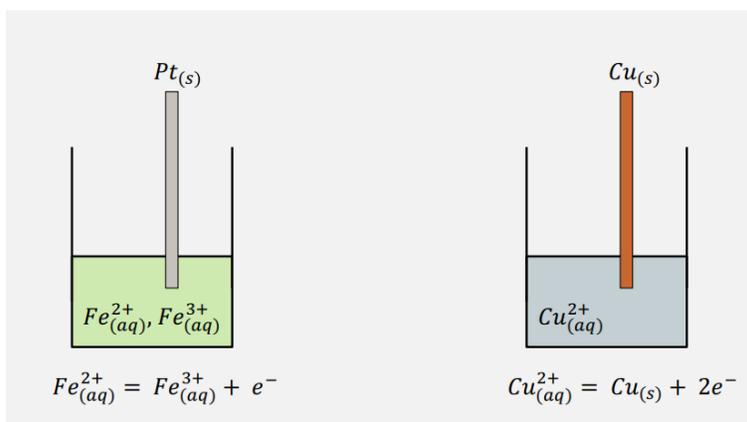
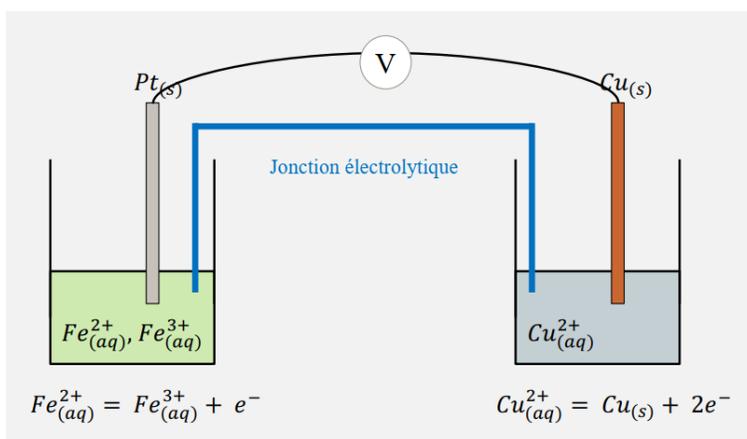


FIGURE 2: Exemples de demi-piles

ATTENTION je fais un petit point ici au cas où, souvent on parle d'électrode en désignant la plaque de métal simplement, mais en fait le terme "électrode" désigne la demi pile dans son ensemble. Tout le monde fait l'abus de langage donc ce n'est pas grave mais savoir au moins qu'on le fait si jamais on nous pose la question.



Maintenant si on relie 2 1/2 piles via une jonction électrolytique pour former ce qu'on appelle une pile on a apparition d'une tension. (*ici j'aurais bien aimé faire une*

petite manip pour montrer l'apparition de cette tension mais y a déjà beaucoup de manip et c'est déjà super short donc à voir si vous vous sentez suffisamment rapides mais ça me paraît limite limite).

Or de ce qu'on a vu en physique, on sait si on mesure une tension entre 2 points, ça veut dire que ces 2 points ont un potentiel différents... Donc que chacune des 1/2 piles possède un potentiel qui lui est propre !

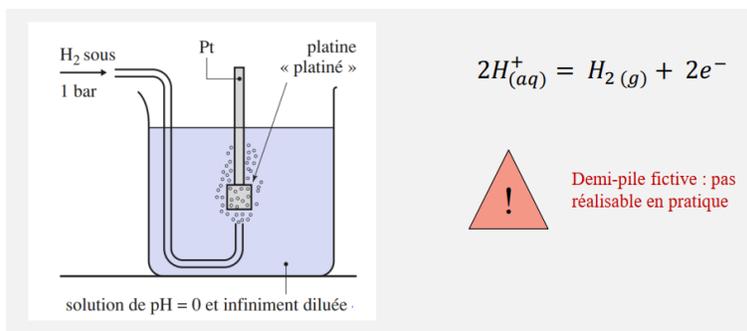
Observation : Entre deux demi-piles on mesure une tension → Chaque demi-pile possède un potentiel propre au couple RedOx concerné !

4.2 Potentiel d'oxydoréduction

Pour définir proprement ce potentiel on commence par choisir une demi pile de référence pour laquelle on va fixer le potentiel à 0.

Electrode Standard à hydrogène

Définition (sur diapo) : Electrode de platine plongée dans une solution de $\text{pH}=0$ se comportant comme une solution infiniment diluée entourée de H_2 gazeux à 1 bar.



Remarque : il s'agit d'une électrode fictive qui ne peut être réalisée en pratique. Pourquoi ? Parce qu'ici en supposant qu'on a une activité de 1, on suppose que la solution est infiniment diluée, tout en étant à un $\text{pH}=0$ c'est à dire avec une concentration de 1 M... Ce qui est incompatible. De même on considère le H_2 comme étant un GP mais on ne peut assimiler un gaz à un GP qu'à basse pression or 1 bar n'est pas une basse pression. Mais attention à ne pas en parler dans la leçon car l'activité n'est pas au programme du lycée

Potentiel d'oxydoréduction d'un couple RedOx : Tension mesurée entre la 1/2 pile associée au couple RedOx et l'ESH. On le note E et il s'exprime en V. Ainsi $E_{ESH} = 0V$

Il peut toutefois dépendre de T, C, P... Donc on définit une grandeur de référence :

Potentiel standard d'un couple RedOx : Potentiel d'oxydoréduction dans les conditions standards :

- Pour toutes les espèces en solution $C_i = 0\text{ mol/L}$
- Pour toutes les espèces gazeuses $P_i = 1\text{ bar}$
- $T = 25$ degrés

On l'écrit E^0 et il s'exprime en V.

On peut relier ces grandeurs comme suit :

Formule de Nernst : Pour un couple Ox/Red $Ox + ne^- \rightarrow Red$

$$E(Ox/Red) = E^0(Ox/Red) + \frac{RT}{nF} \ln(10) \log\left(\frac{[Ox]}{[Red]}\right)$$

A 25 degrés : $\frac{RT}{F} \ln(10) = 0,06$

Manipulation : Vérification de la loi de Nernst

$E(Fe^{2+}/Fe^{3+}) = E^0(Fe^{2+}/Fe^{3+}) + 0,06 \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$

$Fe^{3+}_{(aq)}$
 V volume versé
 $C_3 = 0,08 \text{ mol/L}$

$Fe^{2+}_{(aq)}$
 $V_0 = 40 \text{ mL}$
 $C_2 = 0,001 \text{ mol/L}$

Matériel :

- Acide sulfurique à 1 mol/L
- Sel de Mohr (solide)
- Alun ferrique ammoniacal (solide)

Protocole : Préparer soi même les solutions de fer (II) et (III) diluées à partir des solides correspondant. Lors des dilutions il faut rajouter au moins 20 mL d'acide sulfurique jusqu'à être à pH très faible (environ à 1) pour être sûr d'être dans les domaines de prédominance du Fe^{2+} et du Fe^{3+} et surtout hors du domaine d'existence des précipités/complexes $Fe(OH)_3(s)$, Fe_2O_3 (cf diagramme E-pH du fer) et compléter avec de l'eau distillée jusqu'à atteindre les concentrations que j'ai indiquées ci-dessus. Attention il faut bien suivre ces concentrations au delà la solution de Fer (III) est saturée, et en deçà on a pas un assez gros rapport pour avoir une forte variation. Les valeurs du Cachau sont bof on a testé plusieurs concentrations avant de choisir celles-là.

4.3 Lien avec la constante d'équilibre

Maintenant qu'on s'est donné un nouvel outil pour caractériser les différents couples RedOx on va voir comment cet outil va nous permettre de répondre à la question qu'on s'était posés, à savoir, comment prédire si une réaction d'oxydoréduction peut avoir lieu

spontanément. Pour cela on va relier ces potentiels RedOx à la constante d'équilibre d'une équation d'oxydoréduction.

Ici il y a plusieurs points de vue possible :

- On peut faire la démonstration au tableau en prenant les deux couples du Fer et du Cuivre que l'on a utilisé dans la manip qualitative... Mais c'est assez long à écrire
- On peut aussi faire la démo en utilisant les diapos, c'est ce que j'ai fait, mais alors ça va vraiment trop vite et finalement sans le faire en expliquant étape par étape la démo a pas d'intérêt... Mais si quelqu'un fait ce choix, le calcul est dans mon diapo étape par étape.
- Ce que j'aurais fait si je devais refaire la leçon maintenant, ça aurait été plutôt de donner le résultat général, et ensuite l'appliquer aux couples du Fer du Cuivre pour enfin expliquer la manip de transition. C'est ce que je vais écrire dans ce rapport.

$Ox_1 + n_1e^- \rightarrow Red_1$, E_{OX}^0 couple intervenant en tant qu'oxydant
 $Red_2 \rightarrow Ox_2 + n_2e^-$, E_{RED}^0 , couple intervenant en tant que réducteur

$$K^0 = 10^{\frac{ppcm(n_1, n_2)}{0,06}(E_{OX}^0 - E_{RED}^0)}$$

Il y a réaction $\Leftrightarrow K^0 > 1 \Leftrightarrow E_{OX}^0 - E_{RED}^0$

Appliquons ce résultat aux couples qu'on a étudié en partie 1 :

$$E^0(Fe^{2+}(aq)/Fe(s)) = -0,440V \\ = 0,337V$$

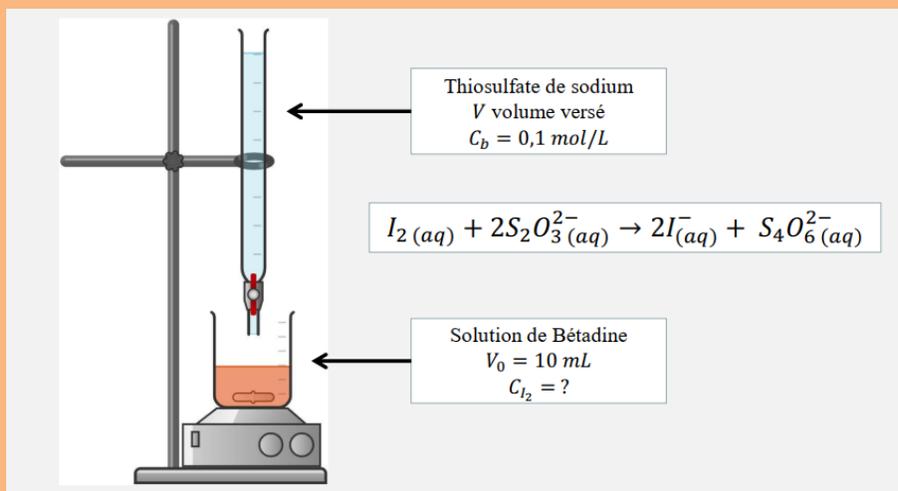
On a $E^0(Cu^{2+}/Cu(s)) > E^0(Fe^{2+}(aq)/Fe(s))$ donc le couple du fer intervient bien par son réducteur et le couple du cuivre par son oxydant. On voit bien que pour l'autre réaction ça nous fait une constante d'équilibre trop faible pour que la réaction puisse avoir lieu spontanément.

5 Partie 3 : Application au dosage

5.1 La bétadine

Un antiseptique est un produit permettant, par réaction d'oxydoréduction au niveau des tissus vivants, d'éliminer les micro-organismes ou inactiver les virus. Ainsi les antiseptiques contiennent un oxydant qu'on appelle principe actif. La bétadine que l'on connaît bien est constituée à 10 pourcents de polyvidone iodée qui est un complexe constitué d'un polymère sur lequel se greffe des molécules de diiode I_2 . On a vu en première partie que le diiode intervenait dans un couple Red/Ox en tant qu'oxydant ! Le principe actif de la bétadine est donc le diiode. Au fur et à mesure de son utilisation la polyvidone libère les molécules de I_2 ...

Schémas de la manipulation :



Matériel :

- flacon de bétadine dermatique commerciale à 10 pourcents
- solution de thiosulfate de sodium à 0,1 mol/L
- un peu de thiodène

Protocole : Prélever 10 mL de bétadine et les titrer par la solution de thiosulfate à 0,1 mol/L. Attention à bien prendre ces valeurs là de concentration plutôt que celles du Cachau. Attention aussi au pipetage des 10mL de bétadine à ne pas introduire d'air car elle fait facilement plein de grosses bulles vraiment galères pour visualiser le ménisque. Faire un passage rapide en préparation pour repérer l'équivalence. Elle est autour de 9 mL avec ces valeurs là de concentrations. Une fois que la solution est jaune pâle l'idée de base était d'ajouter une petite pointe de thiodène car il forme un complexe stable avec une toute petite partie du diiode qui colore la solution en bleu nuit. Donc en fait tant que la solution reste bleu nuit, c'est qu'on est en train de consommer le peu de diiode qui restait dans la solution, jusqu'à juste avant l'équivalence! Une fois qu'on a consommé tout le diiode libre (ce qui était jaune tout à l'heure) alors en dernier on attaque les restes infimes de diiode qui sont dans le complexe avec le thiodène. Le problème ici c'est que le diiode est déjà enfermé dans un complexe avec la polyvidone donc il y a probablement un genre de compétition selon Laure-Lise... A voir... Dans tous les cas surtout ne pas en mettre trop tôt parce que sinon ça ne sert à rien, et n'en mettre qu'une toute petite pointe. Si ça ne devient pas bleu nuit immédiatement, ce n'est pas le moment. Par peur de rater l'équivalence on pourrait privilégier l'utilisation d'une feuille blanche sous le bécher. A tester en tout cas.

Remarque importante : pour les dosages la plus grosse sources d'incertitude c'est toujours la concentration de la solution titrante. Donc pour cette manip si vous pouvez, préparez vous même la solution de thiosulfate de sodium à partir du solide en le diluant pour avoir une meilleure précision.

6 Ouvertures possibles, prolongements, et conclusion de la leçon

Alors on vient d'effectuer un dosage dont la réaction doit être unique, rapide, et quantitative. Ici vous avez du me faire confiance sur le fait qu'elle était rapide, car les outils que nous venons de développer ne sont pas suffisants pour l'affirmer. En effet :

Manipulation : Blocage cinétique

Matériel :

- Bêcher contenant une solution de HCl à 1 M
- 1 plaque de plomb
- 1 plaque/clou/fil de platine (on peut dévisser l'électrode de platine utilisée avec le pH-mètre)

Protocole :

- On plonge l'électrode de plomb dans la solution de Hcl. Rien ne se passes.....
- puis on met en contact le fil de platine : ça bulle ! signe que la réaction se fait (dégagement de H_2)

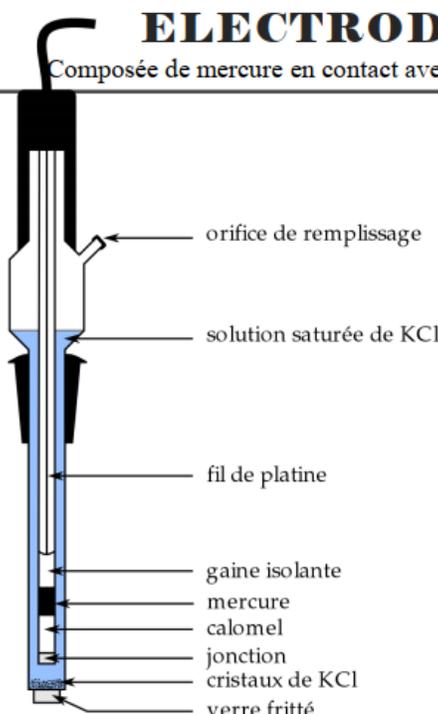
Conclusions : si on utilise les critères qu'on vient de poser, on a une constante d'équilibre très élevée entre le plomb et l'hydrogène (10^{50} il me semble) donc la réaction devrait être possible, mais rien ne se passes... Jusqu'à ce qu'on mette le platine en contact. C'est ce qu'on appelle le blocage cinétique. On voit donc que si on veut réaliser des réactions d'oxydoréduction que ce soit pour fabriquer des piles, ou préparer des antiseptiques, il va falloir prendre en compte d'autres facteurs et développer d'autres outils.

7 Questions et commentaires des examinateurs

— Qu'est ce que l'ECS ? Comment on fixe le potentiel ?

ELECTRODE AU CALOMEL SATURÉ

Composée de mercure en contact avec du calomel lui-même en équilibre avec une solution saturée de KCl



orifice de remplissage

solution saturée de KCl

fil de platine

gaine isolante

mercure

calomel

jonction

cristaux de KCl

verre fritté

Demi-pile qui met en jeu le couple $Hg_2^{2+}(aq)/Hg(l)$ avec une électrode de platine : $Hg_2^{2+} + 2e^- = 2Hg$

Or ions Hg_2^{2+} proviennent de la dissolution du calomel Hg_2Cl_2 : $Hg_2^{2+} + 2Cl^- = 2Hg_2Cl_2$

Equation bilan : $Hg_2Cl_2(s) + 2e^- = 2Hg(l) + 2Cl^-_{(aq)}$

Et d'après la formule de Nernst le potentiel s'écrit :

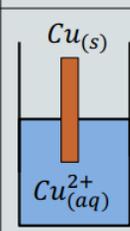
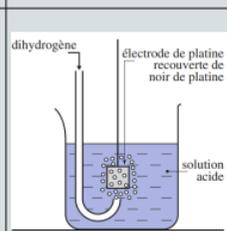
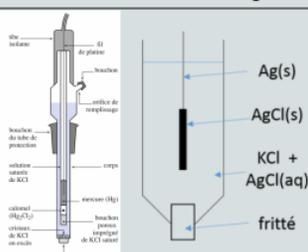
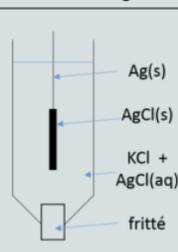
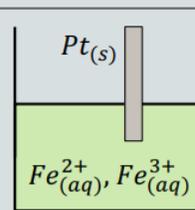
$$E(Hg_2Cl_2/Hg) = E^0(Hg_2Cl_2/Hg) + 0,03 \ln \frac{C^{0,2}}{[Cl^-]^2}$$

Or les ions chlorures eux-mêmes proviennent de la solution de KCl saturée : $KCl(s) = K^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Or la solution étant saturée on a : $K_s(KCl) = \gamma = \frac{[Cl^-]^2}{C^{0,2}}$

Ce qui fixe la concentration en Cl- et par la même, le potentiel de la demi pile : $E(Hg_2Cl_2/Hg) = E^0(Hg_2Cl_2/Hg) - 0,03 \ln K_s(KCl) = 0,24 V$

— Quels sont les différents types d'électrodes ?

Electrode de première espèce		Electrode de deuxième espèce		Electrode de troisième espèce
Métal M plongeant dans une solution de ses cations M^{n+}	Lame de Pt platiné dans une solution contenant soit Ox soit Red, le conjugué étant un gaz barbotant dans la solution	Métal M en contact avec un composé ionique peu soluble contenant l'un de ses ions formant ainsi la demi-pile $MxAy(s)/M$ - Electrode au calomel saturé - Electrode de chlorure d'argent		Métal inerte plongé dans une solution contenant les espèces Ox et Red du couple
				

— Autres exemples de désinfectants et antiseptiques, et leurs principes actifs ?

Couple	Désinfectants ou antiseptiques	Demi-équation d'oxydoréduction
I_2/I^-	Bétadine	$I_{2(aq)} + 2e^- = 2I_{(aq)}^-$
H_2O_2/H_2O	Eau oxygénée	$H_2O_{2(aq)} + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- = 2H_2O_{(l)}$
O_2/H_2O_2	Eau oxygénée	$O_{2(aq)} + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- = H_2O_{2(aq)}$
ClO^-/Cl^-	Eau de Javel et Dakin	$ClO_{(aq)}^- + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- = Cl_{(aq)}^- + H_2O_{(l)}$
MnO_4^-/Mn^{2+}	Dakin	$MnO_{4(aq)}^- + 8H_{(aq)}^+ + 5e^- = Mn_{(aq)}^{2+} + 4H_2O_{(l)}$

- Alors déjà je sais pas si j'y ai bien pris garde dans mon compte rendu mais il est important ici de préciser la phase des espèces quand j'écris un potentiel redox. En effet celui ci n'a pas la même valeur en fonction des phases des espèces du couple. Quand on écrit des 1/2 équations c'est moins important, mais les indiquer aussi pour des équations bilans... En fait dans le doute il vaut mieux toujours toujours indiquer les phases.
- Pour écrire le potentiel de Nernst il faut toujours équilibrer avec H^+ et pas avec HO^- même si on est en milieu basique car les potentiels standards sont donnés à pH nul.
- Pourquoi l'eau de javel est pas stable dans le temps ? Les ions ClO^- agissent en tant que oxydant $E^0(ClO^-/Cl^-) = 1,63V$ vont être réduits par l'eau H_2O qui, dans le couple où elle est reductrice, est à $E^0(O_2/H_2O) = 1,23V$. Pour le Dakin par exemple on utilise du permanganate qui a un $E^0(MnO_4^-/MnO_2) = 1,70V$ (qui colore l'eau en rose) et étant meilleur oxydant que les ions hypochlorites c'est eux qui vont être réduits en premier par l'eau...
- Problème ici, si on veut aborder la notion de potentiel d'oxydoréduction telle que je l'ai faite, il faut introduire les demi-piles donc ça prends un peu de temps. Il y a donc des choix à faire dans cette leçon. Peut être choisir seulement 2 parties sur les 3. A voir. Moi j'ai fini short mais je suis assez lente par moment, je pense que ça peut se faire.

8 Bibliographie pour construire la leçon

- H Prépa
- Cours de Marie Masson !!!
- Des expériences de la famille Red-Ox, Cachau