

LC 05 : Oxydants et réducteurs

Armel JOUAN, Géraud DUPUY

May 22, 2021

Niveau : Lycée

Prérequis :

- Constante d'équilibre d'une réaction chimique
- Principe d'un titrage
- Notion de réaction quantitative
- Fonction logarithme décimal
- Réactions acide base

Introduction

- Problème de la rouille : 20 % de l'acier produit ne sert qu'à remplacer les installations rouillées.
- *A contrario*, l'or, qui est aussi un métal, ne semble pas affecté par une forme de "rouille"
- Dans cette leçon, on fera donc le lien entre ces phénomènes et les réactions d'oxydoréduction, et on expliquera ces observations expérimentales.

Contents

1	L'oxydoréduction	2
1.1	Couple oxydoréducteur	2
1.2	Réaction d'oxydoréduction	2
2	Potentiel d'oxydoréduction	3
2.1	Demi pile	3
2.2	Notion de potentiel	3
2.3	Constante d'équilibre	3
3	Application aux dosages	4

1 L'oxydoréduction

1.1 Couple oxydoréducteur

- Dans cete leçon, on étudiera les réactions qui se font par échange d'électron, par analogie avec les acides-bases pour le proton
- l'e⁻ n'existe pas en solution, donc il faut une espèce qui le relâche, et une qui le capture
- Définition oxydant et réducteur, définition couple (illustrer sur l'exemple du cuivre)
- Définition 1/2 équation (idem)
- Faire une slide méthodologie pour équilibrer une 1/2 réaction: Exemple du permanganate

1.2 Réaction d'oxydoréduction

- Réaction, entre le réducteur d'un premier couple qui cède un e⁻ l'oxydant d'un second couple
- On prend l'exemple du Fe et du Cu, on les fait réagir dans les deux sens, avec l'un en réducteur et l'autre en oxydant, et inversement (1)

Transition didactique: Manip des copeaux de cuivre dans le sel de ses Mohr et de la paille fer dans le sulfate de cuivre, on remarque que le premier ne réagit pas, alors que le deuxième entraine un dépôt de cuivre sur la paille. On peut faire un test à la soude sur la solution filtrée pour voir une coloration verte typique de $Fe(OH)_2$. (1) On montre que la réaction ne se fait que dans un sens, on peut dire que le cuivre est meilleur oxydant que le fer. Quantifions ça.

2 Potentiel d'oxydoréduction

2.1 Demi pile

- Échange d'électrons \Rightarrow courant. On peut vouloir le mesurer, mais vu que les échanges sont locaux, c'est compliqué. On place donc un conducteur à la surface de laquelle les e- peuvent circuler.
- Définition demi pile: Ox et Red du même couple et conducteur.
- Exemple de la demi pile: Cu^{2+} et électrode de cuivre solide. Fe^{3+} et Fe^{2+} avec électrode de platine.
- Observer que si on joint par un pont salin, on voit apparaître une ddp mesurable au volt mètre (à faire devant le jury)
- CCl: Chaque demi-pile possède un potentiel propre au couple.

2.2 Notion de potentiel

- On va avoir besoin d'une électrode qu'on va fixer à 0, et calculer tous les autres potentiel à partir de celle là.
- Définition ESH sur slide. (Pas possible en pratique car on considère H_2 GP (ce qui n'est vrai qu'à basse pression, mais c'est défini à 1bar), et H^+ infiniment dilué (mais à $pH = 0$), mais on ne parle pas de toutes ces considérations dans l'exposé)
- Définition potentiel: Tension mesurée entre la demi pile associée au couple RedOx et l'ESH. On le note E et il s'exprime en V. Ainsi $E_{ESH} = 0 V$
- Tout ça peut dépendre de beaucoup de chose: T, P, C
- Définition potentiel standard: potentiel dans les conditions standards: P = 1bar, C = 0 mol/L, T = 25°C. On l'écrit E° et l'exprime en V
- Pour un couple redox, on donne l'évolution de E avec les concentrations par la relation de Nernst
- Poser $\epsilon = \frac{RT}{F} \ln(10) = 0.06 V$

2.3 Constante d'équilibre

- Lien avec la constante d'équilibre.
- Démo au tableau sur l'exemple du fer et du cuivre. Pas hésiter à poser la notation E_{Cu} et E_{Fe} plutôt que le potentiel sur les couples. Conclure sur la manip qualitative (1).

- Une fois fini, on généralise à un cas quelconque avec la formule générale.
- Conclusion: La réactivité se fait toujours de telle sorte que l'oxydant de plus fort potentiel standard réagit avec le réducteur de plus faible potentiel standard.
- Slide avec les différents potentiels standard: Zinc, Cuivre, Fer, Or, permanganate, oxygène
- Conclure sur le fait que O_2 ne peut pas oxyder l'or, mais peut oxyder le fer, d'où la rouille

3 Application aux dosages

- Présenter le protocole sur diapo
- Beaucoup d'antiseptiques utilisent des oxydants puissants pour détruire les bactéries.
- C'est le cas de la bétadine qui est un composé qui contient du diiode
- On peut doser ce diiode à partir d'un réducteur comme le thiosulfate. Calculer le K° à partir des E°
- On cherche à vérifier qu'on a bien une solution à 10 % en masse
- On fait le dosage en live
- On conclue en utilisant $M = 2363 \text{ g/mol}$
- On retrouve à peu près le 10 % en masse

Conclusion de la leçon

Ouverture vers d'autres phénomènes impliquant des réactions d'oxydoréduction :

- Métallurgie : purification des minéraux extraits
- Compréhension du phénomène de rouille et application pour protéger les bateaux et les voitures
- Piles, batteries, accumulateurs
- Domaine de la santé : antiseptiques et désinfectants

Manipulations, Ressources

- (1) Comparaison copeaux de cuivre dans solution de Fer II / Paille de fer dans le sulfate de cuivre : on constate que le fer est oxydé, vérification avec le test à la soude.
- (2) Mise en évidence d'une ddp entre les deux demi-piles (Cu^{2+}/Cu) et (Fe^{3+}/Fe^{2+} avec lame de platine).
- (3) Titrage

Remarques

- Donner des exemples à chaque définition !
- Penser que le terme électrode qualifie en toute rigueur toute la demi pile, pas juste le conducteur.
- Se refaire une petite culture sur les différents types d'électrodes (1ere, 2e, 3e espèce), la corrosion, les notions de métallurgie.

Bibliographie

- CR LC05 Dihya pour le détail des manips.

Extraits du BO

- Programme de **Sciences physiques et chimiques en laboratoire de terminale STL** : relation de Nernst, notion de blocage cinétique d'une réaction redox, nombre d'oxydation
- Programme de **Physique-chimie de 1ere générale** : couples redox, demi-équations, réaction d'oxydoréduction, titrage redox
- Programme de **Physique-chimie de terminale générale** : Pile, demi-piles, pont salin ou membrane, tension à vide, fonctionnement d'une pile ; réactions électrochimiques aux électrodes, usure d'une pile, capacité électrique d'une pile ; oxydants et réducteurs usuels.