

Programme de colle S21 du 16/03 au 21/03

Pour les 2 options

Chapitre 9 : Oxydoréduction

I. Equilibres d'oxydo-réduction

- 1) Couple oxydant-réducteur
- 2) Nombre d'oxydation
- 3) Réaction rédox

II. Potentiel d'oxydoréduction

- 1) Définition
- 2) Relation de Nernst
- 3) Réaction spontanée
- 4) Constante d'équilibre
- 5) Détermination de potentiel standard

III. Piles électrochimiques – cas de la pile Daniell

- 1) Demi-pile et électrode
- 2) Représentation conventionnelle
- 3) Propriétés

Chapitre 10 : Réactions acido-basiques

(cours et applications directes seulement)

I. Equilibres acido-basiques

- 1) Couples acide/base
- 2) Échelle d'acidité
- 3) Diagramme de prédominance

II. Détermination du pH d'une solution

Cas d'un acide (ou base) fort ou faible dans l'eau ; cas d'un mélange ; cas d'un ampholyte

III. Aspect expérimental

- 1) Fixer le pH : solution tampon
- 2) Dosage acido-basique

Questions de cours

- Définition du pH en milieu acide et basique
- Définitions K_a et pK_a
- Diagramme de prédominance
- pH lors de l'ajout d'un acide fort et base forte dans l'eau

Chapitre 10

Notions et contenus	Capacités exigibles
Réactions acide-base - constante d'acidité K_a ; constante d'acidité des deux couples de l'eau à 298 K. - diagramme de prédominance, de distribution ; - exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et caractère – faible ou fort – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, du dioxyde de carbone aqueux, de la soude, la potasse, l'ion hydrogénocarbonate, l'ion carbonate, l'ammoniac ; - solutions tampons.	Reconnaître une réaction acide-base à partir de son équation. Écrire l'équation de la réaction modélisant une transformation en solution aqueuse en tenant compte des caractéristiques du milieu réactionnel (nature des espèces chimiques en présence, pH) et des observations expérimentales. Utiliser des tables pour extraire les données thermodynamiques pertinentes pour étudier un système en solution aqueuse. Déterminer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues. Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Capacité numérique : tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un ou plusieurs couple(s) acide-base

Chapitre 9 : Oxydoreduction

Notions et contenus	Capacités exigibles
Oxydants et réducteurs, réactions d'oxydo-réduction Nombre d'oxydation. Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du dichlore, du peroxyde d'hydrogène, du dioxygène, du dihydrogène, des métaux. Pile, tension à vide, potentiel d'électrode, potentiel standard, formule de Nernst, électrodes de référence. Diagrammes de prédominance ou d'existence. Aspect thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction. Dismutation et médiatmutation.	Lier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant. Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique. Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple. Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode. Déterminer la capacité électrique d'une pile. Réaliser une pile et étudier son fonctionnement. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples. Mettre en œuvre une réaction d'oxydo-réduction pour réaliser une analyse quantitative en solution aqueuse.