Programme de colle S9
du 23/11 au 27/11

Chapitre THERMO4 : Thermodynamique de l'oxydoréduction

I. Rappels d'oxydoréduction et l'électrochimie

1) Définitions et rappels d'oxydoréduction
2) Rappels d'électrochimie

II. Thermodynamique chimique appliquée aux réactions redox

1) Potentiels rédox et tension à vide d'une pile
2) Relation entre DrG et potentiels de Nernst pour une réaction redox
3) Prévision du sens d'évolution d'une réaction redox
4) Constante d'équilibre K° d'une réaction rédox

III. Un outil précieux : l'enthalpie libre standard de demi-réaction

1) Définitions
2) Expression d'un potentiel standard E° en fonction d'autres grandeurs thermodynamiques

Chapitre QUANT1 : Orbitales Atomiques

I. Les fondements de la chimie quantique

1) L'avènement de la mécanique quantique
2) Fonction d'onde et probabilité de présence
3) L'équation de Schrödinger

II. Description quantique de l'atome d'hydrogène et des ions hydrogénoïdes

1) Les orbitales atomique (OA)
2) Les nombres quantiques
3) Représentation spatiale des OA et
4) Taille et énergie des OA

III. Description des édifices polyélectroniques

1) Un problème insoluble
2) Approximation orbitalaire (ou monoélectronique)
3) Énergie associée aux OA dans l'atome polyélectronique

IV. Configuration électronique des atomes et ions monoatomiques

1) Règles d'élaboration de la C.E.F. d'un atome
2) Électrons de cœur/électrons de valence
3) Caractère magnétique d'un atome
4) Configurations électroniques des ions monoatomiques

V. Tableau périodique des éléments

1) Architecture du tableau périodique
2) Evolution des propriétés atomiques dans la classification périodique

Questions de cours

QUANT1, cf document Apprentissage joint à ce programme de colle (non exhaustif)

Exos révision de sup : Diagrammes E-pH

Exercices seulement

Vus : Ex1 et 2 TD Inorga Sup (Diagramme E-pH du magnésium)

Exos révision de sup : Cristallographie

Exercices seulement

Vus : Ex 3 et 4 du TD Inorga Sup

THERMO4

Notions et contenus	Capacités exigibles
Relation entre enthalpie libre de réaction et potentiels de Nernst des couples mis en jeu dans une réaction d'oxydo-réduction.	Citer et exploiter la relation entre l'enthalpie libre de réaction et les potentiels de Nernst des couples mis en jeu dans une réaction d'oxydoréduction.
Relation entre enthalpie libre standard de réaction et potentiels standard des couples impliqués.	Déterminer l'enthalpie libre standard d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples mis en jeu. Déterminer la valeur du potentiel standard d'un couple d'oxydo-réduction à partir de données thermodynamiques (constantes d'équilibre, potentiels standard).
Approche thermodynamique du fonctionnement d'une pile électrochimique.	Relier tension à vide d'une pile et enthalpie libre de réaction. Décrire et expliquer le fonctionnement d'une pile électrochimique à partir de données sur sa constitution et de tables de potentiels standard.

QUANT1

Notions et contenus	Capacités exigibles
Fonctions d'onde électronique de l'atome d'hydrogène. Nombres quantiques n, l, m_l, m_s. Énergie et rayon associés à une fonction d'onde.	Interpréter $\|\Psi\|^2$ comme la densité de probabilité de présence d'un électron en un point et la relier à la densité de charge. Prévoir qualitativement, pour l'atome d'hydrogène et les ions hydrogénoïdes, l'évolution du rayon et de l'énergie associés à une fonction d'onde en fonction du nombre quantique principal.
Orbitales des atomes polyélectroniques, représentation schématique. Configuration électronique d'un atome et d'un ion monoatomique. Électrons de cœur et de valence.	Dessiner l'allure des orbitales atomiques s et p. Établir la configuration électronique d'un atome ou d'un ion à l'état fondamental. Déterminer le nombre d'électrons non appariés d'un atome dans son état fondamental.
Notion qualitative de charge effective. Électronégativité. Rayon d'une orbitale atomique, polarisabilité.	Relier qualitativement le rayon associé à une orbitale atomique à la charge effective. Relier qualitativement l'énergie associée à une orbitale atomique à l'électronégativité de l'atome. Relier qualitativement le rayon associé aux orbitales de valence d'un atome à sa polarisabilité.
Architecture du tableau périodique des éléments. Organisation par blocs.	Relier la position d'un élément dans le tableau périodique à la configuration électronique de l'atome associé dans son état fondamental.
	Situer dans le tableau les familles suivantes : métaux alcalins et alcalino-terreux, halogènes et gaz nobles.

Cristallographie

Notions et contenus	Capacités exigibles
Modèle du cristal parfait Solides amorphes, cristallins, semi-cristallins, polycristallins ; variétés allotropiques. Description du modèle du cristal parfait ; population, coordinence, compacité, masse volumique.	**Illustrer l'influence des conditions expérimentales sur la formation de solides et de solides cristallins.** Décrire un cristal parfait comme un assemblage de mailles parallélépipédiques. Déterminer la population, la coordinence et la compacité pour une structure fournie. Déterminer la valeur de la masse volumique d'un matériau cristallisé selon une structure cristalline fournie.
Rayons métallique, covalent, de van der Waals ou ionique et évolution dans le tableau périodique.	Relier le rayon métallique, covalent, de van der Waals ou ionique, selon le cas, aux paramètres d'une maille donnée. Citer l'ordre de grandeur de ces rayons.
Modèles d'empilement compact de sphères identiques. Maille conventionnelle CFC et ses sites interstitiels.	**Utiliser un logiciel ou des modèles cristallins pour visualiser des mailles et des sites interstitiels et pour déterminer des paramètres géométriques.** Localiser les interstices tétraédriques et octaédriques entre les plans d'empilement. Localiser et dénombrer les sites tétraédriques et octaédriques d'une maille CFC et déterminer leur habitabilité.
Limites du modèle du cristal parfait.	Confronter des données expérimentales aux prévisions du modèle.
Métaux Cohésion et propriétés physiques des métaux.	Positionner dans le tableau périodique et reconnaître métaux et non métaux. Relier les caractéristiques de la liaison métallique (ordre de grandeur énergétique, non directionalité) aux propriétés macroscopiques des métaux.
Solides covalents et moléculaires Cohésion et propriétés physiques des solides covalents et moléculaires.	Relier les caractéristiques des liaisons covalentes, des interactions de van der Waals et des liaisons hydrogène (directionalité ou non, ordre de grandeur des énergies mises en jeu) et les propriétés macroscopiques des solides correspondants.
Solides ioniques Cohésion et propriétés physiques des solides ioniques.	Relier les caractéristiques de l'interaction ionique dans le cadre du modèle du solide ionique parfait (ordre de grandeur de l'énergie d'interaction, non directionalité, charge localisée) avec les propriétés macroscopiques des solides ioniques.

Apprentissage du chapitre QUANT1

1. Présenter les trois nombres quantiques permettant de décrire une orbitale atomique (nom, valeurs possibles, signification).

2. Donner les représentations conventionnelles des orbitales atomiques de type s et p. Comment représenter des OA 1s, 2s et 3s d'un même atome ? Comparer les OA 2s du carbone, de l'oxygène et de l'azote.

3. Énoncer l'approximation orbitalaire.

4. Définir la charge effective Z_i^* ressentie par un électron i.

5. Donner l'expression, en eV, de l'énergie d'un électron décrit par une OA de nombres quantiques (n, l) d'un ion hydrogénoïde

6. Énoncer les 3 règles d'élaboration des configurations électroniques.

7. Écrire la configuration électronique à l'état fondamental du Néodyme ($_{60}$Nd). Identifier ses électrons de valence. Est-il para ou diamagnétique ?

8. Donner la configuration électronique à l'état fondamental de l'ion Fe^{3+} ($_{26}$Fe). Pourquoi est-il particulièrement stable ?

9. Donner, en les justifiant, les évolutions du rayon atomique et de l'électronégativité dans la classification périodique.

10. Rappeler la définition de la polarisabilité d'un atome. Comment évolue-t-elle dans la classification périodique.