

I- Révisions Solutions aqueuses : programme de première année

☞ Se limiter cette semaine à : Acides et bases / Précipitation et solubilité
(réactions d'oxydo réduction vraiment à la marge)

Domaines de prédominance et d'existence

composition d'une solution obtenue en mélangeant diverses espèces (acides, bases, composés peu solubles (gaz, solides.....) ; calculs de solubilité

Espèces prépondérantes, minoritaires, majoritaires

Expression d'une constante d'équilibre en fonction des constantes tabulées K_a , K_s , K_e

**mettre en œuvre les compétences « S'approprier, analyser, réaliser, communiquer »
« Modélisation de la solution étudiée »**

II- Structure de la matière - modèle quantique de l'atome**Structure de l'atome - les pre- requis**

■ Composition sommaire de l'atome : noyau + électrons, grandeurs caractéristiques

Symbole d'un élément chimique : A, Z / Isotopes, abondances isotopiques

Transformation nucléaires

■ Spectre d'émission de H

■ Détermination des OA dans le cadre de la mécanique quantique

densité de probabilité de présence

Résultats pour l'atome d'hydrogène, nombres quantiques (n, l, m), expression générale sous la forme

$R_{n,l}(r) \cdot Y_{l,m}(\theta, \varphi)$, expression de l'énergie, $E(n)$ /notions de couches et de sous couches

Résultats pour les espèces hydrogénoïdes

Résultats pour les atomes polyélectroniques : **approximation orbitale** (Z_{eff}), $E(n, l)$

Notion de rayon d'une orbitale, fonction densité radiale de probabilité de présence

Notion de région nodale, de phase, de plans de symétrie et d'antisymétrie.

Représentations conventionnelles des OA s et p

Programme 1^{ère} année

5.1. Réactions acide-base et de précipitation

Ces différentes transformations en solution aqueuse sont abordées en montrant qu'elles constituent des illustrations de l'évolution des systèmes chimiques introduites au premier semestre, les étudiant • es étant amené • es à déterminer l'état final d'un système en transformation chimique modélisée par une seule réaction chimique. On montrera qu'il est ainsi possible d'analyser et de simplifier une situation complexe pour parvenir à la décrire rigoureusement et quantitativement, en l'occurrence dans le cas des solutions aqueuses, par une seule réaction. Il est cependant important de noter qu'on évite tout calcul inutile de concentration, en privilégiant l'utilisation des diagrammes pour valider le choix de la réaction mise en jeu. Dans ce cadre, aucune formule de calcul de pH n'est exigible.

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 hydrogencarbonate, l'ion carbonate, l'ammoniac ; - solutions tampons. Réactions de dissolution ou de précipitation - réaction de dissolution, constante de solubilité K_s ; - solubilité et condition de précipitation ; - domaine d'existence ; - facteurs influençant la solubilité.	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. Prévoir l'état de saturation ou de non saturation d'une solution. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. Retrouver les valeurs de constantes thermodynamiques d'équilibre par lecture de courbes de distribution et de diagrammes de prédominance (et réciproquement). Exploiter des courbes d'évolution de la solubilité d'un solide en fonction d'une variable. 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, ou d'espèces impliquées dans une réaction de précipitation. Mettre en œuvre une réaction acide-base et une réaction de précipitation pour réaliser une analyse qualitative ou quantitative en solution aqueuse. Illustrer un procédé de retraitement ou de recyclage ou de séparation en solution aqueuse.

Programme 1^{ère} année

2.1. Structure des entités chimiques

L'étude de la constitution de la matière s'appuie sur le tableau périodique des éléments, outil essentiel des chimistes, dans l'objectif de développer progressivement les compétences relatives à l'utilisation des informations qu'il contient pour prévoir, dans cette partie, le nombre de liaisons d'un atome et la nature (polaire, ionique) des liaisons chimiques.

En première année, on se limite au modèle de Lewis de la liaison covalente localisée et délocalisée pour rendre compte des structures et propriétés des entités chimiques ; le modèle quantique de la liaison avec les orbitales atomiques et moléculaires est abordé uniquement en seconde année.

Capacités exigibles :

- Déterminer, pour les éléments des blocs s et p, le nombre d'électrons de valence d'un atome à partir de la position de l'élément dans le tableau périodique.

- Citer les éléments des périodes 1 à 3 du tableau périodique (nom, symbole, numéro atomique).
- Comparer les électronégativités de deux atomes à partir de données ou de leurs positions dans le tableau périodique
- Lier la polarisabilité d'un atome à sa position dans le tableau périodique

Programme PC 2^{ème} année :

Notions et contenus	Capacités exigibles
Fonctions d'onde électroniques ψ 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 coeur 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