

## LU2CI012 : Chimie inorganique

### Responsable

P1 et P2

Dr Laure Bonhomme

LCMCP (UMR 7574)

Tour 43/44, 4<sup>e</sup> étage, bureau 406

☎ 01 44 27 61 48

laure.bonhomme@sorbonne-universite.fr

### 1. Descriptif

Volumes horaires : CM 24 h, CM / TD 2 h, TD 18 h, auto-apprentissage 2 h, tutorat 2 h, TP 12 h

Nombre de crédits : 6 ECTS

Barème / 100 : examen écrit / 50, contrôle continu / 25, TP / 25

Parcours : mono-disciplinaire / bi-disciplinaires / mineure

Période d'enseignement : P1 et P2

Cours magistral proposé en anglais pour les étudiant(e)s volontaires en P2.

### 2. Présentation pédagogique

#### a. Objectifs

À la suite des cours d'introduction à la chimie de L1 à la Faculté des Sciences et Ingénierie de Sorbonne Université, le cours de LU2CI012 se focalise plus particulièrement sur une introduction aux principes généraux de la chimie inorganique. Les notions (concepts et savoir-faire) vues en première année devront être réinvesties pour acquérir plus d'autonomie dans les différents domaines abordés. Les techniques de laboratoire de base acquises en L1 devront être réutilisées et appliquées en travaux pratiques, sur des thèmes illustrant le cours de L2.

#### b. Thèmes abordés

Généralités en chimie inorganique (panorama de la liaison, propriétés intrinsèques du tableau périodique, etc.).

Propriétés et réactivité dans les blocs *s* et *p*.

Introduction à la chimie des éléments de transition (bloc *d*) et à la chimie de coordination.

Introduction à la chimie structurale et à la chimie du solide (métaux, composés covalents et ioniques)

### 3. Prérequis

Programme des UE de chimie de L1 de la Faculté des Sciences et Ingénierie de Sorbonne Université :

Atomistique : atome hydrogénoïde et polyélectronique ; fonctions d'ondes, fonctions radiale et angulaire ; orbitales atomiques ; construction des configurations électroniques.

Évolution des propriétés dans le tableau périodique (rayons atomiques, énergie d'ionisation, affinité électronique, électronégativité, etc.).

Liaison chimique : modèle de Lewis ; forme des molécules par la méthode VSEPR.

Modèle des orbitales moléculaires (pour les molécules diatomiques homo/hétéro-nucléaires.

Liaisons non covalentes : dipôle–dipôle, van der Waals, liaisons hydrogène.

Notion de degré d'oxydation.

Thermochimie : grandeurs thermodynamiques de réaction, équilibre chimique, constante d'équilibre, loi de Le Châtelier, etc.

Équilibres chimiques en solution (équilibres acido-basiques, d'oxydo-réduction, de précipitation et de complexation).