Anno Accademico 2009/2010

Chimica Generale ed Inorganica – 8 CFU

Prof.ssa Alessandra Premoli

Obiettivi del corso

Il corso ha lo scopo di consentire allo studente l'acquisizione degli strumenti e dei principi fondamentali della Chimica, indispensabili per la comprensione delle interazioni tra ioni e/o molecole sia negli organismi animali e vegetali che nell'ambiente. In considerazione della vastità della disciplina, la scelta degli argomenti è stata concepita sulla base delle reali esigenze degli studenti del corso di laurea in oggetto, per i quali la Chimica è materia propedeutica ad altre discipline. E' stata perciò limitata la trattazione di argomenti di non immediato valore formativo o applicativo.

Contenuti del corso

1. **La materia** – Composti e miscele. Unità di misura. Proprietà fisiche e chimiche. Densità e solubilità.

2. **Atomi e teoria atomica** – Elettroni, protoni e neutroni. Numero di massa atomica. Isotopi stabili e instabili. Tavola periodica: periodi e gruppi. Metalli e non metalli. Molecole e ioni. Composti ionici. Cationi e anioni con strutture di gas nobili. Cationi dei metalli di transizione e di post-transizione. Ioni poliatomici. Nomenclatura dei composti ionici, molecolari e acidi.

3. **Stechiometria** – Masse atomiche. Abbondanza isotopica. Il numero di Avogadro. La mole. Le relazioni di massa nelle formule chimiche. Composizione percentuale. Le relazioni di massa nelle reazioni. Equazioni chimiche bilanciate. Le relazioni di massa dalle equazioni.

4. **Reazioni in soluzione acquosa** – Concentrazione dei soluti: molarità. Reazioni di precipitazione. Equazioni ioniche nette. Stechiometria. Reazioni acido-base. Acidi forti e deboli. Equazioni per le reazioni acido-base. Titolazioni acido-base. Reazioni di ossido riduzione. Numero di ossidazione. Bilanciamento delle semi-equazioni di ossidazione e di riduzione. Potenziale di riduzione, ossidazione e di ossido-riduzione. Potenziale standard (pag. 528). Forza degli agenti ossidanti e riducenti (pag. 532). Spontaneità delle reazioni di ossidoriduzione (pag. 534).

5. **Capitolo 6 Struttura elettronica e tavola periodica** – Il modello di Bohr. Modello quanto-meccanico. Numeri quantici, livelli energetici e orbitali. Configurazioni elettroniche e diagrammi orbitatici. Disposizione elettronica negli ioni monoatomici. Ioni con strutture dei gas nobili. Andamenti periodici nelle proprietà degli atomi. Raggio atomico, ionico e covalente. Energia di ionizzazione. Affinità elettronica (Petrucci). Elettronegatività.

6. **Capitolo 7 Il legame covalente** – Strutture di Lewis. Regola dell'ottetto. Forme di risonanza. Effetto delle coppie elettroniche non condivise sulla geometria molecolare. Legami multipli. Polarità delle

molecole. Legami covalenti polari e apolari. Molecole polari e apolari. Orbitali atomici. Ibridizzazione. Orbitali ibridi sp, sp2 e sp3. Legami Sigma e Pi greco.

7. **Capitolo 9 Liquidi e solidi** – Equilibrio liquido-vapore. Tensione di vapore. Sostanze molecolari. Forze intermolecolari. Forze di dispersione. Forze dipolari. Legami a idrogeno.

8. **Capitolo 10 Le soluzioni** – Unità di concentrazione. Frazione molare. Massa percentuale. Molalità. Principi di solubilità. Interazioni soluto-solvente. Effetto della temperatura sulla solubilità. Effetto della pressione sulla solubilità. Proprietà colligative. Abbassamento della tensione di vapore (non elettroliti). Pressione osmotica (non elettroliti). Proprietà colligative degli elettroliti: tensione di vapore e pressione osmotica.

9. **Capitolo 12 Il sistema in equilibrio N2O4-NO2** – Espressione della costante di equilibrio. Effetto delle variazioni delle condizioni su un sistema in equilibrio. Aggiunta o rimozione di una specie gassosa.

10. **Capitolo 13 Acidi e basi** – Il modello acido-base di Bronsted-Lowry. Il prodotto ionico dell'acqua. pH di acidi forti e basi forti. Acidi deboli e loro costanti di equilibrio. Acidi deboli poliprotici. Basi deboli e loro costanti di equilibrio. La costante di equilibrio di una base debole. Relazione tra Ka e Kb. Proprietà acido-base delle soluzioni saline. Cationi. Anioni.

11. **Capitolo 14 Equilibri nelle soluzioni acido-base** – I tamponi. Determinazione di [H+] in un sistema tampone. Scelta di un sistema tampone. Effetto dell'aggiunta di [H+] [OH-] sui sistemi tampone. Indicatori acido-base. Titolazioni acido-base. Acido forte-base forte.

12. **Capitolo 16 Equilibri di precipitazione** – Costante del prodotto di solubilità. Prodotto di solubilità e formazione di precipitati.

Esercitazioni

Esercitazioni di laboratorio e di stechiometria.

Testi consigliati

1. Masterton W.L. e Hurley C.N. "Chimica: Principi e Reazioni". Ed. Piccin. (Disponibile presso la Biblioteca).

2. Petrucci R.H., Harwood W.S., Herring F.G. "Chimica generale". Ed. Piccin. (Disponibile presso la Biblioteca).

Propedeuticità consigliate

-

Modalità d'esame

L'esame finale consiste in un'unica prova orale

Docente

Prof.ssa Alessandra Premoli

Dipartimento di Scienze Ambientali Agrarie e Biotecnologie Agro-Alimentari

tel: 079 229210

e-mail: sadeiana@uniss.it

Ricevimento

Da concordare con il docente