Anno Accademico 2008/2009

Chimica Generale ed Inorganica - 8 CFU

Dr.ssa Maria Vittoria Pinna

Obiettivi del corso

Il corso prevede lo studio della chimica generale sia da un punto di vista teorico che pratico e ha come obiettivo l'apprendimento delle conoscenze chimiche di base necessarie per il proseguimento del percorso formativo dello studente.

Contenuti del corso

1. **La materia, gli atomi e le molecole (ore 12)** – Materia ed energia. L'atomo. Le particelle subatomiche. Il numero atomico ed il numero di massa: i nuclidi. Gli elementi. Gli isotopi. Modelli atomici. I numeri quantici. Gli orbitali. Il principio di esclusione di Pauli. L'Aufbau. Configurazioni elettroniche degli elementi.

2. **La Tavola Periodica (ore 2)** – Proprietà periodiche degli elementi: raggio atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. La regola dell'ottetto.

3. **Il legame chimico (ore 6)** – Le molecole. Peso atomico e peso molecolare. La mole. Il legame chimico: le teorie Valence Bond e degli Orbitali Molecolari. Il legame covalente (omo- ed eteropolare). Legami semplici e multipli. Formule di Lewis. Il legame ionico. Il legame dativo. Il legame metallico. Il legame idrogeno. L'ibridazione degli orbitali. Risonanza.

4. **Le soluzioni (ore 3)** – Soluzioni acquose di solidi ionici e molecolari. Espressione della concentrazione: % in peso ed in volume, Molarità, molalità, Normalità e frazione molare. Dissociazione elettrolitica. Proprietà colligative.

5. **Le trasformazioni fisiche della materia (ore 2)** – Gli stati di aggregazione della materia: gassoso, liquido e solido. Passaggi di stato. Il diagramma di stato dell'acqua. Lo stato gassoso: il gas ideale, l'equazione di stato. I gas reali: l'equazione di Van der Waals. Le miscele di gas: la legge di Dalton.

6. **Le reazioni chimiche (ore 6)** – Concetti e criteri generali; bilanciamento. Reazioni senza trasferimento di elettroni. Reazioni di ossido-riduzione. Cenni di Termodinamica chimica: definizione di ΔH, ΔS, ΔG. Cenni di Cinetica chimica. Velocità di reazione. Energia di attivazione. Catalisi e catalizzatori. Enzimi.

7. **L'equilibrio chimico (ore 3)** – Reazioni all'equilibrio. Legge di azione di massa. Principio dell'equilibrio mobile. Equilibri chimici omogenei ed eterogenei.

8. **Equilibri in soluzione acquosa (ore 8)** – L'acqua. Elettroliti forti e deboli. Dissociazione dell'acqua e pH. Acidi e basi secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis. Forza degli acidi e delle basi. Ka e Kb. Acidi e basi poliprotici. Calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi. Idrolisi. Soluzioni tampone. Curve di titolazione. Indicatori di pH.

9. **Equilibri di precipitazione (ore 1)** – Formazione di un precipitato. Solubilità e prodotto di solubilità (Kps).

Esercitazioni

1. **Calcoli relativi al concetto di mole (ore 3).**

2. **Calcolo ed espressione della concentrazione delle soluzioni, applicazioni delle proprietà colligative (ore 5).**

3. **Stechiometria, bilanciamento delle reazioni redox (ore 4).**

4. **Calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi (forti e deboli) e delle soluzioni tampone (ore 5).**

5. **Determinazione della solubilità e del prodotto di solubilità (ore 1).**

6. **Esercitazioni di laboratorio (ore 3)** – Curve di titolazione, determinazione del titolo di soluzioni acquose di acidi.

Testi consigliati

1. Qualunque testo di Chimica Generale Inorganica a livello universitario.

2. Materiale didattico distribuito dalla docente a fine corso.

Propedeuticità consigliate

Nessuna

Modalità d'esame

Orale

Docente

Dr.ssa Maria Vittoria Pinna

Dipartimento di Scienze Ambientali Agrarie e Biotecnologie Agro-Alimentari

tel: 079 229374

e-mail: mavi@uniss.it

Ricevimento

Da concordare