



A.D. MDLXII

Università degli Studi di Sassari

CORSO DI LAUREA IN VITICOLTURA ED ENOLOGIA

Facoltà di Agraria
Sede di Oristano



Anno Accademico 2007/2008

Chimica Generale ed Inorganica – 7 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 7)** – 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 1)** – 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. K_a e K_b . 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 (K_{ps}).

Esercitazioni

- 1. Calcoli relativi al concetto di mole (ore 2).**
- 2. Calcolo ed espressione della concentrazione delle soluzioni, applicazioni delle proprietà colligative (ore 4).**
- 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

email: mavi@uniss.it

Ricevimento

Da concordare con il docente