



A.D. MDLXII

Università degli Studi di Sassari

CORSO DI LAUREA IN TECNOLOGIE VITICOLE, ENOLOGICHE, ALIMENTARI

Curriculum in Viticoltura ed Enologia
Curriculum in Tecnologie Alimentari
Sede di Oristano - Dipartimento di Agraria

VITICOLTURA
ED ENOLOGIA

TECNOLOGIE
ALIMENTARI

TVEA

Anno Accademico 2014/2015

Chimica Generale e Inorganica – 8 CFU

Dr. Salvatore Camiolo

Obiettivi del corso

Lo studente che supera con successo il corso di Chimica generale ed inorganica sarà in grado di prevedere le proprietà chimico-fisiche dei principali composti inorganici presenti in un moderno laboratorio chimico. Sarà inoltre in possesso delle fondamentali conoscenze di stechiometria che gli permetteranno di affrontare con facilità le principali esigenze calcolistiche relative alla preparazione di soluzioni, determinazioni di diluizioni, regolazione del pH, calcolo della resa.

Contenuti del corso

- 1. Struttura elettronica degli atomi** – L'atomo. Il modello di Bohr e sue limitazioni. Dualismo onda/particella dell'elettrone. Meccanica quantistica e orbitali atomici. Orbitali e numeri quantici. Lo spin elettronico ed il principio di esclusione di Pauli. La configurazione elettronica. La regola di Hund.
- 2. La tavola periodica degli elementi** – Gruppi e periodi. Effetto di schermatura degli elettroni interni. Proprietà periodiche. Raggio ionico. Energia di ionizzazione. Affinità elettronica.
- 3. Dagli atomi alle molecole** – Il peso atomico. Cos'è una molecola. Sostanze pure e miscugli. La massa molecolare. La formula bruta. Il concetto di mole.
- 4. Legame chimico** – Legame covalente e sovrapposizione di orbitali. Polarità di legame ed elettronegatività. Legame ionico. Altri legami elettrostatici, forze intermolecolari. Legame ad idrogeno. Simboli di Lewis e regola dell'ottetto. Strutture di Lewis. Valenza e carica formale. Strutture di risonanza. La risonanza nel benzene. Eccezioni alla regola dell'ottetto. Elettroni dispari. Ibridizzazione degli orbitali. Il modello VSEPR. Angoli di legame. Forma e polarità delle molecole. Orbitali liberi.
- 5. Le reazioni chimiche** – Le equazioni chimiche. Equazioni bilanciate e rapporti ponderali. Reagente limitante. Resa delle reazioni. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Reazioni di ossidoriduzione (REDOX). Stechiometria delle soluzioni: Concentrazione delle soluzioni: molarità, molalità, normalità. Frazione molare, parti per milione. Diluizione delle soluzioni.
- 6. Classificazione delle molecole** – Ossidi ed anidridi: nomenclatura. Acidi e basi: definizioni. Acidi poliprotici. I sali: nomenclatura.

7. Gli stati della materia – Le leggi dei gas. Legge di Boyle. Legge di Charles. Legge di Avogadro. Legge di Dalton. Equazione di stato dei gas. Densità dei gas. Volumi dei gas nelle reazioni chimiche. Tensione di vapore. Passaggi di stato. Pressioni di vapore e punto di ebollizione. Stato liquido. Processo di evaporazione. Tensione di vapore. Stato solido. Solidi ionici, covalenti, molecolari. Metalli. Semiconduttori. Cambiamenti di stato. Sistemi eterogenei ad un componente. Regola delle fasi. Diagramma di stato dell'acqua.

8. Le soluzioni acquose – Interazioni soluto-solvente. Effetto della pressione. Effetto della temperatura. Proprietà elettrolitiche. Composti ionici in acqua. Composti molecolari in acqua. Elettroliti forti e deboli. Costante di equilibrio. Direzione dell'equazione chimica e valore di K . Calcolo delle concentrazioni all'equilibrio. Principio di Le Chatelier. Reazioni di precipitazione. Reazioni di doppio scambio. Equazioni ioniche. Reazioni acido base. Prodotto ionico dell'acqua. pH. Acidi e basi forti e deboli. Reazioni di neutralizzazione e sali. Reazioni di idrolisi. Soluzioni tampone. Calcolo del pH di un tampone. Proprietà colligative: abbassamento della tensione di vapore, innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, pressione osmotica.

9. Termodinamica – Il primo principio della termodinamica. Energia interna ed entalpia. Termochimica. Legge di Hess. Il secondo principio della termodinamica. Conversione di calore in lavoro. Entropia. Energia libera. Equazione di Clausius-Clayperon. Spontaneità delle reazioni chimiche.

10. Cinetica chimica – Velocità di reazione. Variabili che influenzano la velocità di reazione. Energia di attivazione. Processi catalitici e fotochimici.

Esercitazioni

1. **Calcolo della configurazione elettronica di un elemento.**
2. **Previsione della struttura orbitalica di una molecola.**
3. **Calcolo di concentrazione e diluizione delle soluzioni.**
4. **Calcolo di pH (soluzioni tamponi e neutralizzazione acido-base).**
5. **Reazioni di ossido-riduzione.**

Testi consigliati

1. Elementi di chimica Leonardo Palmisano, Mario Schiavello. Edizioni Edises.
2. Chimica – John Kotz, Paul jr. Treichel, Gabriela C. Weaver. Edizioni Edises.
3. Ulteriore materiale didattico ad hoc verrà fornito tramite la piattaforma moodle.

Propedeuticità consigliate

-

Modalità d'esame

Test scritto più prova orale

Docente

Dr. Salvatore Camiolo

Dipartimento di Agraria

Tel: 079.229384

email: s.camiolo@uniss.it

skype: [chimica_tvea_or](#)

Ricevimento

Il venerdì dalle 11,00 alle 13,00 per gli studenti iscritti al 2°, 3° anno e fuori corso, e dalle 15,00 alle 17,00 per gli studenti iscritti al 1° anno. Per ulteriori appuntamenti rivolgersi al docente.