



Corso di Laurea in Chimica e Tecnologia Farmaceutiche Anno Accademico 2016/17

Chimica generale ed inorganica I Corso (M-Z) 8 CFU

Docente titolare dell'insegnamento: Prof. Giuseppe M. Lombardo

Edificio/Indirizzo: Edificio 1 corpo B 1° piano, Viale Andrea Doria, 6 Catania

Telefono 095 738 5058, email: glombard@unict.it

Orario ricevimento: Martedì e Giovedì dalle ore 10.00 alle ore 13.00

OBIETTIVI FORMATIVI Scopo del corso è quello di fornire allo studente le basi generali della chimica nonché la comprensione di tematiche ad essa connesse e sviluppati in altri corsi del Corso di Laurea.

PREREQUISITI RICHIESTI Conoscenze di base di aritmetica e algebra, quali operazioni con i numeri razionali (reali) e soluzione di equazioni di 1° e 2° grado.

FREQUENZA LEZIONI obbligatoria

TESTI DI RIFERIMENTO Chimica Generale e Inorganica

1. A. M. Manotti Lanfredi & A. Tiripicchio, **FONDAMENTI DI CHIMICA**, CEA
2. Fusi et al., **-CHIMICA GENERALE ED INORGANICA** - Idelson-Gnocchi
3. Petrucci et al., **-CHIMICA GENERALE-** Piccin
4. Speranza et al. **-CHIMICA GENERALE ED INORGANICA-** Edi-Ermes
5. M. Schiavello, L. Palmisano - **FONDAMENTI DI CHIMICA** - EdiSES
6. J.C. Kotz et al. - **CHIMICA** - EdiSES
7. P.W. Atkins, L. Jones - **CHIMICA GENERALE** - Zanichelli
8. R. Chang - **FONDAMENTI DI CHIMICA GENERALE** - Mc Graw Hill
9. Nivaldo J. Tro - **CHIMICA** – EdiSES

Chimica Inorganica

10. D.H. Bandinelli - **CHIMICA INORGANICA** – Piccin
11. I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani - **CHIMICA INORGANICA** - Ambrosiana, (distribuzione Zanichelli)

Stechiometria

12. P. M. Lausarot, G.A. Vaglio - **STECCHIOMETRIA PER LA CHIMICA GENERALE-** Piccin
13. P. Giannoccaro, S. Doronzo **-ELEMENTI DI STECHIOMETRIA-** Edises

N.B.: Anche se le lezioni si basano su 1 o 2 testi per ogni sezione, si fa presente che tutti i testi sopra elencati sono ugualmente validi e lo studente è libero di scegliere quello che ritiene più adatto alla propria formazione. Eventuali testi non elencati, possono essere sottoposti al vaglio del docente.

**PROVA
D'ESAME**

Prove in itinere durante il corso

Non previste

Eventuali prove di fine corso

Non previste

Date d'esame

<http://www.dsf.unict.it/>



PROGRAMMA DEL CORSO

La materia - Elementi e composti*. Fenomeni chimici e fisici. Teoria atomica di Dalton. Le particelle subatomiche. Numero atomico e numero di massa*. Isotopi. Il modello atomico di Rutherford. Peso atomico e peso molecolare*. Il numero di Avogadro* e il concetto di mole*: grammoatomo e grammomolecola. Calcoli stechiometrici*.

Struttura atomica e sistema periodico degli elementi - Classificazione periodica degli elementi*. Modello atomico di Bohr e spettro dell'atomo d'idrogeno. Ipotesi di De Broglie. Principio d'indeterminazione di Heisenberg. Descrizione dell'atomo con la meccanica ondulatoria ed equazione di Schrödinger. Orbitali atomici*. Numeri quantici*. Principio di Pauli* e regola di Hund*. Distribuzione degli elettroni negli atomi (principio di "aufbau")*. Raggi atomici, potenziale di ionizzazione ed affinità elettronica. Proprietà chimiche e fisiche degli elementi in relazione alla loro posizione nel sistema periodico*.

Il legame chimico - La valenza*. Energia di legame. Legame ionico*. Legame covalente*. Legame di coordinazione. Formule di struttura dei composti chimici*. Geometria molecolare e teoria VSEPR. Teoria del legame di valenza (VB)*. Orbitali ibridi*. Teoria dell'orbitale molecolare e sua applicazione ad alcune molecole semplici. Legame ad idrogeno* e van der Waals *. Forze intermolecolari. Legame metallico.

Nomenclatura e reazioni chimiche* - Numeri di ossidazione. Classificazione dei composti inorganici e sistematica: Idruri, ossidi, acidi, basi e sali. Significato delle equazioni chimiche. Reazioni acido-base, di scambio e di ossido-riduzione. Bilanciamento.

Lo stato gassoso - Generalità. Gas ideali e reali. Relazioni fondamentali sui parametri che caratterizzano lo stato gassoso. Equazione di stato dei gas ideali*.

Gli stati condensati - Stato solido e stato liquido: caratteristiche generali. Regola delle fasi e grado di varianza. Diagramma di stato dell'acqua e dell'anidride carbonica*. Diagramma di stato dello zolfo. Soluzioni: vari modi di esprimere la concentrazione delle soluzioni*. Le proprietà colligative*.

Equilibrio chimico - Equilibrio nei sistemi omogenei*. Grado di avanzamento, quoziente di reazione. Costante di equilibrio*. Legge di azione di massa*. Espressione della costante di equilibrio per diversi tipi di reazione. Reazioni omogenee in fase liquida e gassosa*. Equilibri eterogenei*. Spostamento dall'equilibrio e principio di Le Chatelier*. Variazioni di concentrazione, pressione e temperatura.

Equilibri ionici in soluzione acquosa* - Dissociazione elettrolitica. Acidi e basi secondo Arrhenius e Bronsted. Forza degli acidi e delle basi. Dissociazione dell'acqua, pH e pOH. Calcolo del pH di acidi e basi forti e deboli. Idrolisi. Soluzioni tampone. Elettroliti anfoteri. Solubilità.

Chimica Inorganica - Elementi dei blocchi s, p (Na, Mg, Ca, C, N, P, O, S, Cl)*. Proprietà generali di ciascun gruppo, principali metodi di preparazione degli elementi e loro chimismo, composti principali e metodi di preparazione.

Con asterisco*, sono indicati gli argomenti minimi irrinunciabili per il superamento dell'esame

Argomenti	Rif. Testo
1. Presentazione del corso. - Notazione scientifica dei numeri. - Unità di misura e sistema internazionale. - Proprietà e classificazione della materia. - Leggi della combinazione chimica. - Equazioni Chimiche	Testo 1: cap 1
2. Teoria Atomica di Dalton. - Principio di Avogadro. - Regola di Cannizzaro. - Costituzione degli atomi. - Cenni sulle radiazioni elettromagnetiche. - Modello atomo di Rutherford.	Testo 1: cap. 1 - cap 2



3. Introduzione alla tabelle periodica. - Modello dell'atomo di Idrogeno di Bohr. - Meccanica quantistica. - Equazione di Schrodinger. - Esercizi	Testo 1: cap 2
4. Struttura elettronica degli elementi. - Proprietà periodiche: - raggi atomici; - potenziale di ionizzazione; - affinità elettronica	Testo 1: cap 2
5. Regola dell'ottetto. - Simboli di Lewis. - Legame metallico e legame ionico. - Legame covalente: Omeopolare, eteropolare e dativo. - Esercizi	Testo 1: cap 3
6. Eccezioni alla regola dell'ottetto; - Energia nel legame covalente; - Legame covalente-polare; - Elettronegatività	Testo 1: cap 3
7. Geometria molecolare VSEPR; - Introduzione al legame di valenza (VB). - Descrizione di N ₂ , H ₂ O; CH ₄ , C ₂ H ₂ e C ₂ H ₄ con la teoria VB; Limiti della teoria VB; - Teoria Orbitale Molecolare (MO).	Testo 1: cap 3
8. Diagrammi di correlazione molecole biatomiche omonucleari. - Legame dipolo-dipolo e dipolo indotto. - Legame idrogeno. - Numero di ossidazione (n.o.), - calcolo n.o. dalla formula di struttura	Testo 1: cap 3
9. Regole per la determinazione dei n.o. nei vari composti. - Nomenclatura composti binari (IUPAC e non). -Nomenclatura composti ternari - idrossidi ed acidi. Nomenclatura dei Sali e degli ioni. Sistematica Chimica	Testo 1: cap 4
10. Formule di struttura di vari composti inorganici. - Reazioni chimiche senza variazione del n.o. - Acido-base; Acido-ossido; Base-ossido; - Sale-sale - Reazioni chimiche con variazione del n.o. (redox). - Bilanciamento delle reazioni redox: - Metodo diretto - Esempi	Testo 1: cap 4
11. Bilanciamento delle reazioni redox: Metodo semi-reazioni in ambiente acido; - Metodo semi-reazioni in ambiente basico; - esercizi	Testo 1: cap 4
12. Stati di aggregazione della materia - Stato Solido: Amorfi e cristalli e proprietà. - Reticoli cristallini e celle elementari. - Stato gassoso: proprietà; - Equazione dei gas ideali. - Miscele gassose	Testo 1: cap 5-6-7.
13. Gas reali; equazione di van der Waals; Applicazione della legge dei gas perfetti; - Stato Liquido: Proprietà, evaporazione e tensione di vapore. Ebollizione, - sublimazione, fusione e solidificazione. - Diagrammi di stato di H ₂ O e CO ₂	Testo 1: cap 5-6-7
14. Soluzioni - Natura, entalpia di soluzione. -Definizioni delle concentrazioni: frazione molare, molarità, molalità e Normalità	Testo 1: cap 8
15. Tensione di vapore delle soluzioni: - soluzioni a comportamento ideale - Legge di Raoult. - Proprietà Colligative: - Abbassamento tensione di vapore; Innalzamento ebulloscopico; - Abbassamento crioscopico; - Pressione osmotica. - Anomalie	Testo 1: cap 8
16. Esercitazioni	
17. Equilibrio Chimico: Omogeneo ed eterogeneo. - Costante di Equilibrio. - Principio dell'equilibrio mobile. - Dipendenza della costante di equilibrio dalla Temperatura. - Equilibri di solubilità dei Sali poco solubili.	Testo 1: cap 10. Testo 3: cap 15
18. Autoprotolisi dell'acqua. - Concentrazione idrogenionica - Acidità e basicità delle soluzioni. - Definizione di acido e base di Arrhenius. - Esercitazioni.	Testo 1: cap 12



-
- | | |
|---|-----------------|
| 19. Equilibri di solubilità dei Sali poco solubili. -
Definizioni di acido e base di Bronsted-Lowry. -
Forza degli Acidi e delle Basi. - Acidi e Basi
poliprotiche | Testo 1: cap 12 |
| 20. Correlazione forza - struttura acidi e basi. - Acidi e
basi di Lewis. - Idrolisi salina. - Esercizi | Testo 1: cap 12 |
| 21. Composti Anfoteri. - Soluzioni Tampone: Definizione
e meccanismi di funzionamento. Costituzione limiti e
capacità. Esempi. | Testo 1: cap 12 |
| 22. Esercitazioni | |
| 23. Equilibri Eterogenei: Sistemi ad uno e a due
componenti: Distillazione frazionata; Miscela
azeotropica | Testo 1: cap 11 |
| 24. Esercitazioni | |
-

Esempi di domande e/o esercizi frequenti

Configurazione elettronica degli elementi

Formule di struttura dei composti inorganici

Autoprotolisi dell'acqua e pH delle soluzioni

Equilibri in soluzione (acido, base, soluzioni tampone)

Proprietà colligative

Reazioni di ossido riduzione

Calcoli stechiometrici

Proprietà dei vari gruppi degli elementi significativi
