



## Corso di Laurea in Chimica e Tecnologia Farmaceutiche Anno Accademico 2015/16

### Chimica generale ed inorganica (A-L) 8 CFU

**Docente titolare dell'insegnamento: Prof. Antonio Grassi**

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

Telefono 095 738 5057, email: agrassi@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 - **STECHEMETRIA 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/Calendari\\_ESAMI](http://www.dsf.unict.it/Calendari_ESAMI)



## PROGRAMMA DEL CORSO

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

**La materia** - Elementi e composti\*. Fenomeni chimici e fisici. Teoria atomica di Dalton. Le particelle sub-atomiche. 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. Scala elettrochimica degli elementi.

**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 significativi 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.

## Descrittore di Dublino

*Capacità di applicare conoscenza e comprensione (applying knowledge and understanding)*



### 1° Modulo: Principi di Base.

Scrittura dei principali composti chimici inorganici e loro classificazione in base alla struttura binaria e ternaria. Calcolo delle percentuali di elementi nei composti chimici. Determinazione della formula minima e molecolare. Bilanciamento delle principali reazioni chimiche e calcoli stechiometrici con i reagenti limitanti.

### 2° Modulo: Struttura della materia

Rappresentazione di nuclidi. Scrittura della configurazione elettronica degli elementi.

Individuare la posizione di un elemento nella tavola in base al numero atomico e previsioni sulle sue proprietà fondamentali. Discutere le relazioni tra le varie proprietà chimiche e fisiche di un elemento con la sua struttura elettronica. Utilizzare la simbologia di Lewis per scrivere le formule di struttura dei composti.

Riprodurre i modelli geometrici di alcune semplici molecole.

Applicazione del metodo MO alle molecole biatomiche omonucleari del primo e secondo periodo. Correlazione tra legami deboli (idrogeno e van der Waals) e stati di aggregazione di elementi e composti.

### 3° Modulo: Stati di aggregazione della materia

Descrivere le proprietà generali dei tre stati di aggregazione.

Applicare le leggi fondamentali dei gas perfetti alla risoluzione di semplici esercizi.

Discutere i diagrammi di stato di sistemi ad un componente (acqua, anidride carbonica e zolfo). Discutere i diagrammi liquido vapore di sistemi a due componenti (distillazione frazionata). Discutere i diagrammi con miscela azetropica e i diagrammi con punto eutettico.

Risolvere problemi di calcolo delle concentrazioni delle soluzioni. Descrivere le proprietà colligative, la loro influenza sulle caratteristiche chimico-fisiche delle soluzioni e la loro applicazione alla risoluzione di esercizi. Definire elettroliti deboli, forti e grado di dissociazione.

### 4° Modulo: Equilibrio chimico

Utilizzare il concetto di equilibrio per rappresentare reazioni reversibili. Calcolare la costante di equilibrio dai valori delle pressioni e delle concentrazioni. Prevedere l'andamento di una reazione reversibile in seguito alle variazioni di concentrazione, temperatura e pressione. Saper definire un acido e una base secondo Arrhenius, Bronsted e Lewis. Prevedere la forza di un acido in base alla sua struttura molecolare. Dal concetto di pH, valutare l'acidità di soluzioni di acidi basi e sali. Descrivere le proprietà generali di un anfolita. Riconoscere una soluzione tampone e calcolarne il pH. Individuare la variazione cromatica di un indicatore in seguito ad una variazione di pH. Calcolare la solubilità di un composto a partire dal valore del  $K_{ps}$  o calcolare il valore del  $K_{ps}$  nota la sua solubilità. Descrivere i fattori principali che influenzano la solubilità di un composto (pH, ione comune).

### 5° Modulo: Chimica Inorganica

Descrivere le principali proprietà degli elementi rappresentativi dei gruppi sp, illustrarne i principali metodi di preparazione, elencare i principali composti illustrandone i metodi di preparazione.

**N.B.: ad ogni argomento sotto elencato corrispondono 2 ore di lezione frontale**

Argomenti	Rif. Testo
1. Introduzione al corso - Elementi e composti. Fenomeni chimici e fisici. Gli elementi e la tavola periodica	Testo 7: I fondamentali
2. Sistematica Chimica: ossidi, idrossidi, acidi, sali	Testo 5: Cap. 6 / Testo 12: cap 2
3. Sistematica Chimica: <u>Elementi significativi dei blocchi s, p (Na, Mg, Ca, C, N, P, O, S, Cl).</u>	Testo 10: cap 1-2-4-5-6-7
4. Leggi ponderali - Pesì atomici e molecolari - La mole	Testo 5: cap 1
5. Esercitazioni	
6. Struttura della materia: l'atomo	Testo 5: cap 2
7. Struttura della materia: l'atomo	Testo 5: cap 3
8. Struttura della materia: il legame chimico e le molecole (teoria del VB, OM e modello VSEPR)	Testo 5: cap 4
9. Struttura della materia: il legame chimico e	Testo 5: cap 5



le molecole formule di struttura	
10. Concentrazioni delle soluzioni e pesi equivalenti –Formula Minima-Esercitazioni	Testo 7: F49-F62
11. Numero di Ossidazione e Reazioni redox	Testo 5: cap 6
Esercitazioni	Testo 12: cap 4
12. Lo stato liquido: Le proprietà colligative	Testo 5: cap 12 / Testo 7: cap 5
Esercitazioni	Testo 12: cap 8
13. Cenni sullo stato solido	Testo 5: cap 10 / Testo 7: cap 5
14. Teoria dei gas	Testo 5: cap 7
Esercitazioni	Testo 12: cap 6
15. Equilibrio chimico: Legge di azione di massa e costante di equilibrio	Testo 5: cap 10
16. Proprietà della costante di equilibrio - Equilibrio di Le Chatelier	Testo 5: cap 10
17. Esercitazioni	Testo 12: cap. 10,11
18. Equilibrio ionico in soluzione: definizione di acidi e basi - relazione struttura-proprietà acido-base	Testo 5: cap 15 / Testo 7: cap 11
19. Equilibrio ionico in soluzione: definizione di acidi e basi - relazione struttura-proprietà acido-base	Testo 5: cap 15 / Testo 7: cap 11
20. Scala del pH: pH di acidi e basi forti	Testo 5: cap 16 / Testo 7: cap 11
21. Scala del pH: pH di acidi e basi deboli	Testo 5: cap 16 / Testo 7: cap 11
22. Anfoliti e pH di soluzioni contenenti anfoliti	Testo 5: cap 16 / Testo 7: cap 11
23. Idrolisi salina	Testo 5: cap 16 / Testo 7: cap 11
24. Idrolisi salina	Testo 5: cap 16 / Testo 7: cap 11
25. Soluzioni Tampone	Testo 5: cap 16 / Testo 7: cap 12
26. Solubilità	Testo 5: cap 16 / Testo 7: cap 12
27. Esercitazioni	Testo 12: cap. 12,13,14,15,16,17
28. Esercitazioni	Testo 12: cap. 12,13,14,15,16,17
29. Esercitazioni	Testo 12: cap. 12,13,14,15,16,17
30. Diagrammi di stato	Testo 5: cap 11
31. Diagrammi di stato	Testo 5: cap 11

### 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*

