



---

## CHIMICA

CHIM/03 - 6 CFU - 1° semestre

### Docente titolare dell'insegnamento

#### ANTONINO GULINO

**Email:** agulino@unict.it

**Edificio / Indirizzo:** Dipartimento di Scienze Chimiche /Viale Andrea Doria 6, 95125 Catania

**Telefono:** 0957385067

**Orario ricevimento:** Lunedì, Mercoledì e Venerdì ore 9-11, ed alla fine di ogni lezione

---

### OBIETTIVI FORMATIVI

Acquisizione di importanti concetti di chimica generale, inorganica, stechiometria e cenni di organica. Il corso è organizzato in modo da fornire una buona conoscenza della chimica di base (inorganica e stechiometria) ed è suddiviso in una parte teorica ed una parte costituita da esercitazioni volte alla soluzione di problemi di chimica. Il fine del corso è quello di acquisire capacità di ragionamento per affrontare lo studio di fenomeni chimici con metodi analitici e numerici.

### MODALITÀ DI SVOLGIMENTO DELL'INSEGNAMENTO

Lezioni frontali, esercizi ed esercitazioni in aula.

### PREREQUISITI RICHIESTI

Grandezze, dimensioni e unità di misura; I concetti base della chimica, i simboli chimici e la nomenclatura chimica.

---

### FREQUENZA LEZIONI

Gli studenti sono invitati a frequentare tutte le lezioni e tutte le esercitazioni.

---

### CONTENUTI DEL CORSO

Corso "zero" sulla nomenclatura.

1 - STRUTTURA DELL'ATOMO

Le particelle subatomiche: Elettrone, protone, neutrone - Numero atomico, numero di massa - Isotopi - Unità di massa atomica - Modello atomico di Bohr/Rutherford -Descrizione meccanico/ondulatoria dell'atomo - Orbitali atomici - Numeri quantici - Principio di esclusione del Pauli - Principio della massima molteplicità - Il principio di aufbau.

## 2 - SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

Classificazione periodica e configurazione elettronica degli elementi - Proprietà periodiche: raggi atomici e ionici, energia di ionizzazione, affinità elettronica ed elettronegatività.

## 3 - LEGAME CHIMICO

Legame ionico - Legame covalente - Teoria del legame di valenza - Elettronegatività degli atomi e polarità dei legami - Numero di ossidazione - Legame dativo - Teoria V.S.E.P.R. - Orbitali ibridi e geometria molecolare - Risonanza - Legame chimico e formule di struttura dei composti inorganici più comuni. Teoria degli orbitali molecolari. Legame metallico e cenni di teoria delle bande.

## 4 - FORZE INTERMOLECOLARI

Forze di Van der Waals e di London- Legame ad idrogeno.

## 5 - ELEMENTI DI TERMODINAMICA.

## 6 - STATO GASSOSO

Caratteristiche generali dello stato gassoso - Gas ideali o perfetti - Leggi dei gas ideali - Equazione di stato dei gas - Legge delle pressioni e dei volumi parziali - Diffusione dei gas - I Gas reali. Applicazioni numeriche.

## 7 - STECHIOMETRIA

Il concetto di mole - Leggi della stechiometria - Determinazione della formula di un composto - L'equazione chimica ed il suo bilanciamento - Reazioni di ossido-riduzione - Calcoli stechiometrici: rapporti quantitativi nelle reazioni chimiche. Applicazioni numeriche.

## 8 - STATI CONDENSATI E CAMBIAMENTI DI STATO

Caratteristiche dello stato solido in funzione del legame chimico - Caratteristiche dello stato liquido - Cambiamenti di stato. Diagramma di stato dell'acqua e dell'anidride carbonica- Principio dell'equilibrio mobile.

## 9 - SOLUZIONI ACQUOSE

Unità di concentrazione - Solubilità - Legge di Henry - Proprietà colligative delle soluzioni : Tensione di vapore e Legge di Raoult - Crioscopia ed ebullioscopia - Osmosi e pressione osmotica - Soluzioni elettrolitiche. Proprietà colligative di elettroliti - Grado e fattore di dissociazione. Applicazioni numeriche.

## 10 - L' EQUILIBRIO CHIMICO

L'equilibrio nei sistemi omogenei - Legge di azione di massa e costante di equilibrio - Fattori che influenzano l'equilibrio. - Equilibri ionici in soluzione acquosa - Dissociazione dell'acqua e pH -Teoria degli acidi e delle basi: Acidi e Basi di Arrhenius, Bronsted e Lewis - Anfoliti - Idrolisi - Soluzioni tampone - Calcolo di pH in soluzione di acidi, basi, sali e tamponi - Reazioni acido- base e stechiometria delle

soluzioni - Equilibri eterogenei - Prodotto di solubilità. Applicazioni numeriche.

## 11 - ELETTROCHIMICA

Celle galvaniche - Equazione di Nernst - Serie dei potenziali standard e sua importanza - Celle di concentrazione - Elettrolisi - Leggi di Faraday.

## 12 - ELEMENTI DI CINETICA

## 13 - CHIMICA INORGANICA

Metalli e non metalli: generalità sulle proprietà chimiche e fisiche. Caratteristiche generali di ciascun gruppo del sistema periodico. Metalli alcalini e alcalino terrosi. Principali stati di ossidazione e composti di Idrogeno, Ossigeno, Carbonio, Azoto, Fosforo, Zolfo e Cloro. Elementi di transizione: generalità. Composti di coordinazione. Leganti. Numero di coordinazione e geometria. Nomenclatura. Cenni sulle teorie del legame chimico nei composti di coordinazione.

---

## TESTI DI RIFERIMENTO

I testi 1-4 sono equivalenti e lo studente è libero di sceglierne altri non presenti nella lista.

I testi di esercizi 5-7 sono equivalenti e lo studente è libero di sceglierne altri non presenti nella lista.

1. KOTZ, TREICHEL, TOWNSEND Chimica V edizione - EdiSES
2. ATKINS, JONES, Principi di Chimica - Zanichelli
3. PETRUCCI, HERRING, MADURA, BISSONNETTE, Chimica Generale - Piccin
4. EBBING, Chimica Generale - Editoriale Grasso
5. NOBILE, MASTRORILLI, Vol.1 e 2, Esercizi di Chimica - Ambrosiana
6. GIOMINI, BALESTRIERI, GIUSTINI, Fondamenti di Stechiometria - EdiSES
7. P.MICHELIN LAUSAROT, G.A. VAGLIO, Fondamenti di Stechiometria - Piccin

## ALTRO MATERIALE DIDATTICO

<http://studium.unict.it/dokeos/2019/>

---

## PROGRAMMAZIONE DEL CORSO

	<b>Argomenti</b>	<b>Riferimenti testi</b>
1	1.STRUTTURA DELL'ATOMO	Testo 1: cap. 2,6; Testo 2: cap. 1; Testo 3: cap. 2,9; Testo 4: cap. 2,7.
2	2. SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI	Testo 1: cap. 2,7; Testo 2: cap. 1; Testo 3: cap. 10; Testo 4: cap.8.
3	3. LEGAME CHIMICO	Testo 1: cap. 8,9; Testo 2: cap. 2,3; Testo 3: cap. 11,12; Testo 4: cap. 9,10.

---

4	4. FORZE INTERMOLECOLARI	Testo 1: cap. 12; Testo 2: cap. 5; Testo 3: cap. 13; Testo 4: cap. 11.
5	5. ELEMENTI DI TERMODINAMICA	Testo 1: cap. 5,19; Testo 2: cap. 7,8; Testo 3: cap. 7,20; Testo 4: cap. 6,18.
6	6. STATO GASSOSO	Testo 1: cap. 11; Testo 2: cap. 4; Testo 3: cap. 6,8; Testo 4: cap. 5.
7	7. STECHIOMETRIA	Testo 1: cap. 3,4; Testo 2: I Fondamenti; Testo 3: cap. 3,4,5; Testo 4: cap. 1,3,4; Testo 5: Vol 1 cap. 2-9, Vol 2 cap. 4-6.
8	8. STATI CONDENSATI E CAMBIAMENTI DI STATO	Testo 1: cap. 13; Testo 2: cap. 9; Testo 3: cap. 13; Testo 4: cap. 11.
9	9. SOLUZIONI ACQUOSE	Testo 1: cap 14; Testo 2: cap. 9; Testo 3: cap. 14; Testo 4: cap. 12,13.
10	10. L' EQUILIBRIO CHIMICO	Testo 1: cap 16-18; Testo 2: cap.10,11,12; Testo 3: cap. 16,17,18; Testo 4: cap. 15,16.
11	11. ELETTROCHIMICA	Testo 1: cap. 20; Testo 2: cap. 13; Testo 3: cap.21; Testo 4: cap. 19.
12	12. ELEMENTI DI CINETICA	Testo 1: cap. 15; Testo 2: cap. 14; Testo 3: cap. 15; Testo 4: cap. 14.
13	13. CHIMICA INORGANICA	Testo 1: cap. 10,21,22; Testo 2: cap. 15,16; Testo 3: cap. 22,23,24,25; Testo 4: cap. 21,22,23.

## VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO

### MODALITÀ DI VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO

**L'esame consiste in una prova scritta ed un esame orale entrambe le quali concorrono alla determinazione del voto finale. La prova scritta consiste nella risoluzione di problemi tramite calcoli stechiometrici inerenti la nomenclatura, le reazioni chimiche, le trasformazioni dei gas e lo studio dei fenomeni chimici in soluzione acquosa. Non ci sono prove in itinere né prove di fine corso.**

### ESEMPI DI DOMANDE E/O ESERCIZI FREQUENTI

Formule di composti.

Modello atomico di Bohr/Rutherford.

Orbitali atomici. Numeri quantici.

Classificazione periodica degli elementi.

Configurazione elettronica degli elementi.

Proprietà periodiche.

Legame ionico.

Legame covalente.

Teoria V.S.E.P.R.

Orbitali ibridi e geometria molecolare.  
Teoria degli orbitali molecolari.  
Gas ideali.  
Leggi dei gas ideali.  
Diagramma di stato.  
Unità di concentrazione.  
Proprietà colligative.  
Pressione osmotica.  
Legge di azione di massa.  
Fattori che influenzano l'equilibrio chimico.  
pH.  
Teorie acido-base.  
Anfoliti. Idrolisi. Soluzioni tampone.  
Celle galvaniche.  
Equazione di Nernst.  
Serie dei potenziali standard.  
Elettrolisi.  
Leggi di Faraday.

---