



---

## CHIMICA - canale 4

CHIM/07 - 9 CFU - 1° semestre

### Docente titolare dell'insegnamento

#### GIUSEPPE CONSIGLIO

**Email:** gconsiglio@dii.unict.it

**Edificio / Indirizzo:** Dipartimento di Scienze Chimiche, edificio 10

**Telefono:** 0957382828

**Orario ricevimento:** Lunedì 8-10, mercoledì 8-10. Il docente è disponibile anche a incontri di ricevimento in modalità telematica, previo appuntamento.

---

### OBIETTIVI FORMATIVI

Il corso ha l'obiettivo di fornire gli strumenti e le competenze di chimica di base, indispensabili per affrontare l'interpretazione dei fenomeni chimici, chimico-fisici e dei materiali più comuni in ambito ingegneristico.

### PREREQUISITI RICHIESTI

Conoscenze di chimica di base quali: nomenclatura, struttura dell'atomo, formule chimiche e reazione chimiche, stati fisici della materia, unità di misura. Capacità di calcolo con notazione esponenziale o scientifica, arrotondamento dei valori numerici, operazioni con numeri reali, potenze e logaritmi.

---

### FREQUENZA LEZIONI

Consigliata

---

### CONTENUTI DEL CORSO

Vedi programma dettagliato

---

### TESTI DI RIFERIMENTO

1. Pietro Tagliatesta, CHIMICA GENERALE E INORGANICA, edi-ermes.
2. Maurizio Speranza; CHIMICA GENERALE E INORGANICA, edi-ermes.

## ALTRO MATERIALE DIDATTICO

Tutto il materiale didattico è disponibile su [studium.unict.it](http://studium.unict.it).

---

## PROGRAMMAZIONE DEL CORSO

	<b>* Argomenti</b>	<b>Riferimenti testi</b>
1	1. Natura della materia. La materia e gli stati di aggregazione. Sistemi omogenei ed eterogenei. Fasi e loro separazioni. Elementi e composti chimici. Atomi e molecole. Leggi ponderali (Lavoisier, Proust, Dalton). Leggi volumetriche (Gay-Lussac, Avogadro)	Testo 1 e appunti di lezione
2	* 2. Struttura della materia. Descrizione dell'atomo. Protoni, neutroni ed elettroni. Numero atomico e numero di massa. Unità di massa atomica. Isotopi. Difetto di massa. Esperimento di Thomson. Modello atomico di Thomson. Esperimento di Millikan. Esperimenti	Testo 1 e appunti di lezione
3	* 3. Legame chimico. Condivisione di elettroni. Legame covalente. Regola dell'ottetto. Distanza ed energia di legame. Legame omeopolare ed eteropolare. Legame dativo. Dipoli. Legami pi e sigma. Ibridazione. Angoli di legame. VSEPR. Geometria molecolare. Ris	Testi 1 e 2 e appunti di lezione
4	* 4. Composti chimici e nomenclatura. Valenza e numero di ossidazione. Ossidazione e riduzione. Idruri. Idracidi. Ossidi. Perossidi. Idrossidi. Ossiacidi. Sali. Equazione chimica. Reazioni. Reazioni di ossidoriduzione. Reazioni di dismutazione. Reazioni di	Testo 1 e appunti di lezione
5	5. Termodinamica. Sistema termodinamico. Tipi di sistemi. Variabili estensive ed intensive. Funzioni di stato. Lavoro. Calore. Energia. Capacità termica. Lavoro. Primo principio della termodinamica. Energia interna ed entalpia. Termochimica. Legge di Hess	Testi 1 e 2 e appunti di lezione
6	* 6. Stati di aggregazione della materia. Lo stato gassoso. Gas ideale e gas perfetto. Legge di Boyle. Legge di Gay Lussac. Legge di Charles. Legge di Avogadro. Equazioni di stato dei gas ideali. Determinazione del peso molecolare di un gas. Diffusione gass	Testo 1 e appunti di lezione
7	* 7. Passaggi di stato ed equilibri eterogenei. Passaggi di stato: fusione, evaporazione, sublimazione. Equazione di Clausius-Clapeyron. Varianza. Regola delle fasi. Diagrammi di stato. Sistemi ad un componente: acqua, zolfo, anidride carbonica. Sistemi con	Testo 1 e appunti di lezione

---

8	*	8. Stato di soluzione. Tipi di soluzione. Solubilità di una specie. Concentrazione e modo di esprimerla. Interazione soluto-solvente: soluzioni ideali e reali. Legge di Raoult. Relazioni tra la composizione di una miscela di due liquidi e quella del suo va	Testo 1 e appunti di lezione
9	*	9. Equilibri chimici. Legge dell'equilibrio chimico. Principio di Le Chatelier. Relazione tra energia libera e costante di equilibrio. Costante di equilibrio ( $K_p$ e $K_c$ ). Relazioni tra le costanti di equilibrio. Equilibri omogenei ed eterogenei. Equilibri g	Testo 1 e appunti di lezione
10	*	10. Soluzioni elettrolitiche. Dissociazione elettrolitica. Elettroliti forti e deboli. Grado di dissociazione. Coefficiente di Van't Hoff. Conduttanza. Conduttanza equivalente. Legge della migrazione indipendente degli ioni. Acidi e basi. Teorie di Arrhen	Testo 1 e appunti di lezione
11	*	11. Elettrochimica. Reazioni di ossido-riduzione: metodo ionico elettronico. Potenziali elettrodi. Equazione di Nernst. Potenziale standard e sua misura. Pile galvaniche. Pile a concentrazione. Serie elettrochimica degli elementi. Pile chimiche. Previsi	Testo 1 e appunti di lezione
12	*	12. Elettrolisi. Tensione di decomposizione. Sovratensione. Leggi di Faraday ed esercizi numerici. Legge degli equivalenti elettrochimici. Elettrolisi di sali fusi. Elettrolisi dell'acqua. Elettrolisi di soluzioni acquose. Processi elettrolitici industria	Testi 1 e 2 e appunti di lezione
13	*	13. Cinetica chimica. Velocità di reazione. Legge cinetica. Molecolarità. Ordine di reazione: reazioni del 1° e 2° ordine. Equazione di Arrhenius. Influenza della temperatura. Energia di attivazione. Catalizzatori. Derivazione cinetica della costante di e	Testo 1 e appunti di lezione

\* Conoscenze minime irrinunciabili per il superamento dell'esame.

**N.B.** La conoscenza degli argomenti contrassegnati con l'asterisco è condizione necessaria ma non sufficiente per il superamento dell'esame. Rispondere in maniera sufficiente o anche più che sufficiente alle domande su tali argomenti non assicura, pertanto, il superamento dell'esame.

## VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO

### MODALITÀ DI VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO

Prova scritta (durata 90 minuti). Gli allievi che superano la prova scritta possono sostenere la prova orale (durata 20 minuti circa).

### PROVE IN ITINERE

Non previste

### PROVE DI FINE CORSO

Prova scritta valida come esonero per accedere direttamente alla prova orale della prima sessione.

## **ESEMPI DI DOMANDE E/O ESERCIZI FREQUENTI**

Esempi e modelli sono disponibili sul sito [studium.unict.it](http://studium.unict.it)

---