



## SCHEDA DELL'INSEGNAMENTO (SI)

### "CHIMICA GENERALE ED INORGANICA"

SSD CHIM/03

DENOMINAZIONE DEL CORSO DI STUDIO:  
CHIMICA GENERALE ED INORGANICA (I-Z)  
ANNO ACCADEMICO 2021-22

#### INFORMAZIONI GENERALI - DOCENTE

DOCENTE: ANNARITA FALANGA  
TELEFONO: 0812534503  
EMAIL: ANNARITA.FALANGA@UNINA.IT

#### INFORMAZIONI GENERALI - ATTIVITÀ

ANNO DI CORSO: I  
SEMESTRE: I  
CFU: 6  
CORSO SDOPPIATO A-H/I-Z

## INSEGNAMENTI PROPEDEUTICI (se previsti dall'Ordinamento del CdS)

Superamento test debiti formativi Fisica, Matematica e Logica

## EVENTUALI PREREQUISITI

Nessuno

## OBIETTIVI FORMATIVI

*L'insegnamento si propone di far acquisire agli studenti le conoscenze di base della chimica generale (teoria atomica della materia, delle proprietà degli elementi e delle sostanze chimiche), della capacità delle sostanze chimiche di subire trasformazioni in altre specie, la capacità di comprendere e valutare i rapporti stechiometrici, le reazioni ed equilibri che avvengono in sistemi acquosi.*

## RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI (DESCRITTORI DI DUBLINO)

*Il corso si propone di far acquisire agli studenti le conoscenze di base rispetto alla teoria atomica della materia, alle proprietà degli elementi e delle sostanze chimiche, alla capacità delle sostanze chimiche di subire trasformazioni in altre specie.*

### Conoscenza e capacità di comprensione

*Lo studente deve dimostrare di conoscere e saper comprendere le problematiche relative alle trasformazioni delle sostanze chimiche, la stechiometria, le reazioni ed equilibri che avvengono in sistemi acquosi. Lo studente deve essere in grado di illustrare esempi relativi alla trasformazione di sostanze chimiche ed all'instaurarsi di equilibri principalmente in soluzioni acquose.*

### Capacità di applicare conoscenza e comprensione

*Lo studente acquisirà le abilità di interpretare le proprietà, la stechiometria, e le trasformazioni delle specie chimiche. Lo studente, sulla base della comprensione della struttura degli atomi e delle diverse entità chimiche (molecole, composti ionici) e delle proprietà periodiche, sarà in grado di comprendere e risolvere problemi inseriti in contesti più ampi connessi al proprio campo di studio. Sarà capace di analizzare gli effetti degli equilibri acido-base su sistemi acquosi semplici per poi discriminare e risolvere problemi connessi a sistemi più complessi.*

*La trattazione teorica di molti argomenti è seguita da calcoli stechiometrici che facilitano la comprensione e l'approfondimento dei fenomeni connessi a sistemi reali.*

## PROGRAMMA-SYLLABUS

**Argomenti introduttivi.** Oggetto della chimica. Proprietà chimiche e fisiche. Fenomeni chimici e fisici. Materia ed energia. Calore e temperatura. Natura della materia. Legge della conservazione della massa. Legge delle proporzioni definite. Legge delle proporzioni multiple. Teoria atomica di Dalton. Atomi e molecole. Massa atomica relativa. Concetto di mole. Numero di Avogadro.

**L'atomo.** Atomo: Nucleo, Protoni Elettroni e Neutroni. Numero atomico e numero di massa. Isotopi. Accenno ai modelli atomici che si sono susseguiti fino ad arrivare alla visione quantomeccanico dell'atomo. Modello di Schrodinger. Numeri quantici. Orbitali atomici. Principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund. Configurazioni elettroniche.

**Tavola periodica.** Sistema periodico degli elementi e struttura elettronica. Raggio atomico e ionico. Energia di ionizzazione. Affinità elettronica. L'elettronegatività. Proprietà dei metalli e dei non metalli.

**Legame chimico.** Legame ionico. Modello di Lewis del legame covalente. Energia di legame. Lunghezza di legame. Angolo di legame. Polarità delle molecole: momento dipolare. Formule di Lewis. Strutture limite di Risonanza. Geometria molecolare secondo la teoria VSEPR. Teoria del legame di valenza. Il legame sigma ed il legame pi greco nella formazione dei legami. Cenni sull'ibridazione Legame metallico: teoria delle bande

**Nomenclatura.** Numeri d'ossidazione. Cationi ed anioni mono- e poli-atomici. Ossidi basici. Ossidi acidi (anidridi). Idrossidi. Idracidi. Ossoacidi e ossoanioni. Sali.

**Reazioni chimiche.** Aspetti qualitativi e quantitativi. Classificazione delle reazioni chimiche. Reazioni di ossidoriduzione. Bilanciamento delle reazioni chimiche. Le basi del calcolo chimico (Stechiometria).

**Stato gassoso.** Le proprietà dei gas. Leggi di Boyle, Charles, Gay-Lussac, Dalton. Legge di Avogadro. Equazione di stato dei gas ideali. Gas reali: deviazioni dei gas dal comportamento ideale. Equazione di Van der Waals.

**Stato liquido.** Forze intermolecolari: ione-dipolo, dipolo-dipolo, legami ad idrogeno, forze di dispersione. Proprietà dei liquidi. Tensione superficiale. Punto di ebollizione normale. Capillarità. Tensione di vapore.

**Stato solido.** Proprietà dei solidi. Tipi di solido: molecolare, ionico, covalente, metallico. Transizioni di fase e diagrammi di stato.

**Soluzioni.** Sistemi dispersi. Solvente, soluto. Calore molare di solubilizzazione. Modi di esprimere la concentrazione: percentuale (m/m, m/v, v/v) di soluto, frazione molare, molarità, molalità. Cenni sulle proprietà colligative.

**Cenni di termodinamica e cinetica chimica.** 1° principio della termodinamica. 2° principio della termodinamica. Velocità di reazione.

**Equilibrio chimico.** Equilibrio chimico. Costante d'equilibrio e suo significato. Quoziente di reazione. Alterazione di un sistema all'equilibrio. Principio di Le Chatelier. Equilibri in fase gassosa.

**Equilibri ionici in soluzione.** Acidi e basi. Autoionizzazione dell'acqua. Prodotto ionico dell'acqua (KW). Teoria di Arrhenius, di Bronsted (acido e base coniugati). Scale del pH e del pOH. Equilibri acido-base. Acidi e basi deboli. Relazione tra  $K_a$  e  $K_b$  di un acido e della sua base coniugata. Teoria di Lewis. Acidi poliprotici.

**Equilibri di idrolisi:** sali di basi forti e acidi forti, sali di basi forti e acidi deboli, sali di basi deboli e acidi forti. Effetto dello ione in comune. Soluzioni tampone: preparazione delle soluzioni tampone, azione tamponante. Indicatori. Equilibri di solubilità: prodotto di solubilità ( $K_{ps}$ ).

## MATERIALE DIDATTICO

- CHIMICA Un approccio molecolare Nivaldo. J. Tro – ed. Edises
- CHIMICA La scienza della vita P. Kelter, M. Mosher, A. Scott – ed. Edises nona edizione
- CHIMICA GENERALE K.W. Whitten, R.E. Davis, M.L. Peck, G.G. Stanley (decima edizione) ed. Piccin Chimica – Kotz, Treichel, Townsend – Edises Chimica - Silberberg - McGraw-Hill
- Diapositive delle lezioni reperibili sul sito web del docente
- 

## MODALITÀ DI SVOLGIMENTO DELL'INSEGNAMENTO

Il docente utilizzerà:

- lezioni frontali per circa il 60% delle ore totali,
- esercitazioni per approfondire praticamente aspetti teorici per circa il 30% delle ore totali,
- esercitazione pratica di laboratorio per l'utilizzo di attrezzature più comunemente usate in laboratorio per circa il 10% delle ore totali,
- seminari interdisciplinari per circa 6 ore totali.

**Lo studente avrà a disposizione le slides delle lezioni e il materiale didattico fornito on line durante il corso e reperibile sul sito web del docente**

## VERIFICA DI APPRENDIMENTO E CRITERI DI VALUTAZIONE

a) Modalità di esame:

| L'esame si articola in prova         |   |
|--------------------------------------|---|
| scritta e orale                      | * |
| solo scritta                         |   |
| solo orale                           |   |
| discussione di elaborato progettuale |   |
| altro                                |   |

|                                             |                     |   |
|---------------------------------------------|---------------------|---|
| In caso di prova scritta i quesiti sono (*) | A risposta multipla |   |
|                                             | A risposta libera   |   |
|                                             | Esercizi numerici   | * |

L'accertamento viene effettuato mediante una prova scritta, consistente nella risoluzione di esercizi numerici di stechiometria, ed un colloquio orale sugli argomenti trattati nel corso. La prova scritta verte, in particolare, sui seguenti argomenti: nomenclatura, strutture di Lewis e geometria, calcoli stechiometrici generali, bilanciamento di ossidoriduzioni, unità di concentrazione, equilibri chimici, equilibri acido-base e prodotto di solubilità, sistemi tampone. La prova orale è volta ad accertare il grado di assimilazione dei concetti teorici illustrati nel corso. Lo studente viene tipicamente invitato a scrivere la formula di struttura di un semplice composto inorganico e a discuterne le proprietà chimiche e fisiche. Viene inoltre generalmente verificato il grado di conoscenza

del modello atomico, del modello di legame chimico, delle proprietà delle soluzioni, dell'equilibrio chimico e degli equilibri acido-base. Si richiede inoltre la conoscenza dei principi generali della termodinamica e della cinetica delle reazioni

**b) Modalità di valutazione:**

La prova scritta è vincolante ai fini dell'accesso alla prova orale