

# FISICA (LB23)

(Lecce - Università degli Studi - Università degli Studi)

## Insegnamento CHIMICA

GenCod A002183

**Insegnamento** CHIMICA

**Anno di corso** 2

**Insegnamento in inglese** CHEMISTRY

**Lingua**

**Settore disciplinare** CHIM/03

**Percorso** PERCORSO COMUNE

**Corso di studi di riferimento** FISICA

**Docente** Antonella CICCARESE

**Tipo corso di studi** Laurea

**Sede** Lecce - Università degli Studi

**Crediti** 8.0

**Periodo** Secondo Semestre

**Ripartizione oraria** Ore Attività frontale: 64.0

**Tipo esame** Orale

**Per immatricolati nel** 2014/2015

**Valutazione** Voto Finale

**Erogato nel** 2015/2016

**Orario dell'insegnamento**

<https://easyroom.unisalento.it/Orario>

## BREVE DESCRIZIONE DEL CORSO

Il corso si propone di fornire una solida conoscenza dei principi fondamentali della Chimica necessari per la descrizione della struttura della materia (a livello atomico e molecolare), delle proprietà degli elementi e dei loro composti inorganici, e delle trasformazioni della materia, approfondendo aspetti particolari di interesse nello studio delle Scienze Fisiche. I principi generali della Chimica sono sempre accompagnati da esercizi, svolti in modo che lo studente comprenda rapidamente il concetto teorico.

## PREREQUISITI

**Concetti di base di matematica e fisica previsti per i test di ingresso ai corsi di laurea scientifici.**

## OBIETTIVI FORMATIVI

### Presentazione e obiettivi del corso

**Il corso si propone di:** 1) Fornire le conoscenze fondamentali della Chimica necessarie per la comprensione delle proprietà e delle trasformazioni macroscopiche della materia in relazione alla struttura dei suoi componenti microscopici (atomi e molecole). Linee essenziali di sistematica chimica, con particolare attenzione agli andamenti di reattività, struttura e proprietà degli elementi e dei loro composti, sono arricchite da descrizioni di loro moderne applicazioni. 2) Fornire gli strumenti necessari per creare una coscienza chimica, che consenta di adottare strategie efficaci per la risoluzione di problemi emergenti per la conservazione della vita e, quindi, per la salvaguardia dell'ambiente.

### Risultati di Apprendimento previsti:

**Acquisizione delle conoscenze fondamentali della Chimica;**

**Comprendere la ragione della classificazione degli elementi nella tavola periodica e la natura delle proprietà periodiche; le proprietà macroscopiche della materia in relazione alla struttura dei suoi componenti microscopici (atomi e molecole);**

**Acquisire abilità nel risolvere i problemi chimici, fondamentale per poter fronteggiare le serie sfide scientifiche e tecnologiche del mondo che ci circonda.**

---

## METODI DIDATTICI

### **Modalità didattiche:**

Lezioni frontali (8 CFU).

---

## MODALITA' D'ESAME

**L'esame di Chimica Generale ed Inorganica consiste in una prova scritta ed una prova finale orale**, basate sia sulla risoluzione di esercizi numerici di stechiometria che su domande teoriche. La prova orale è obbligatoria nel caso in cui il voto conseguito nella prova scritta sia inferiore a 18 (minimo 15), facoltativa nel caso sia uguale o superiore a 18..

### **Modalità di prenotazione dell'esame**

**Gli studenti devono prenotarsi sia per la prova scritta che per la prova finale esclusivamente utilizzando le modalità previste dal sistema VOL.**

Introduzione: la chimica ed il suo ruolo, il metodo scientifico. Fenomeni fisici e fenomeni chimici. Proprietà estensive ed intensive, Unità fondamentali del SI. Unità derivate. Incertezza nella misura, cifre significative e calcoli con i numeri che derivano da misurazioni. Accuratezza e precisione, errore sperimentale e deviazione standard. Classificazione della materia: Stati di aggregazione della materia e la teoria cinetica molecolare. La materia a livello macroscopico e particellare. Sostanza. Sistemi omogenei ed eterogenei, fasi. Tecniche di separazione. Elementi e composti. Le particelle fondamentali della materia e le quattro forze che regolano le interazioni. Diagramma dell'energia potenziale per l'interazione nucleo-protone. Numero atomico, numero di massa, isotopi ed abbondanza isotopica, massa atomica relativa media di un elemento presente in natura sotto forma di una miscela isotopica; isotoni, isobari, unità di massa chimica e mole. Materia ed energia, difetto di massa. Tipi di decadimento radioattivo. Nomi e simboli degli elementi. Le formule chimiche: aspetti qualitativi e quantitativi. Molecole discrete ed insiemi continui. Struttura di NaCl, reticolo cristallino e cella elementare. Unità formula. Composizione percentuale e formule chimiche: formula minima o empirica, formula bruta o molecolare, formula di struttura, formula sterica. Allotropia. Numero di ossidazione. La nomenclatura dei composti chimici binari e ternari. Tipi di reazione chimica. Reazioni acido-base. Dissociazione ionica. Reazioni di Precipitazione. Reazioni ossidoriduttive. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Rapporti quantitativi, reagente limitante, resa di una reazione.

La Struttura dell'atomo. Natura ondulatoria della luce. Dualismo onda-particella: preludio alla meccanica quantistica. La visione moderna della struttura elettronica: meccanica ondulatoria o quantistica. I numeri quantici e gli orbitali atomici; livelli energetici idrogenoidi; gusci (o strati), sottogusci e orbitali; le forme degli orbitali atomici e le rispettive rappresentazioni grafiche, grafici delle funzioni d'onda degli orbitali idrogenoidi 1s, 2s e 2p, segni delle funzioni d'onda; nodi radiali, piani nodali; lo spin elettronico; diamagnetismo e paramagnetismo.

Atomi polielettronici: approssimazione orbitalica, carica del nocciolo, penetrazione, schermatura e carica nucleare effettiva. Principio di esclusione di Pauli. Principio della massima molteplicità di Hund. Il principio del riempimento progressivo (Aufbau). Configurazioni elettroniche di stato fondamentale degli atomi, eccezioni (per gli elementi con un sottoguscio d incompleto), configurazioni elettroniche degli ioni. Il sistema periodico degli elementi: lo sviluppo della tavola periodica, le caratteristiche della tavola periodica e gli elementi chimici, proprietà atomiche ed andamenti periodici (raggi atomici e ionici, energie di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività, polarizzabilità). Legame chimico. Teoria del legame di valenza. Teoria degli orbitali molecolari LCAO-MO. Molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Diagramma dei livelli energetici degli orbitali molecolari del CO a partire da ibridi digonali sul carbonio e sull'ossigeno. Il legame del CO al centro metallico dell'emoglobina, orbitali di frontiera HOMO e LUMO. Strutture di Lewis, carica formale, mesomeria o risonanza. Orbitali ibridi. Eccezioni alla regola dell'ottetto: composti elettron-deficienti; composti ipervalenti; molecole con numero dispari di elettroni. La Teoria VSEPR. Geometrie molecolari. Struttura e proprietà dei legami: lunghezza di equilibrio di un legame; forza di legame, entalpia di dissociazione ed entalpie medie di legame. Dissociazione omolitica, dissociazione eterolitica, reazioni radicaliche a catena. Polarità dei legami, polarità delle molecole. Complessi di coordinazione. Il legame nei metalli e nei semiconduttori.

Stato aeriforme. Proprietà generali dello stato aeriforme: pressione, volume, temperatura. Leggi dei gas: legge di Boyle, legge di Charles e Gay-Lussac, seconda legge di Gay-Lussac, legge di Avogadro, equazione di stato dei gas ideali. Scala delle temperature assolute. Miscugli gassosi, pressione parziale e legge di Dalton. Legge di Amagat. Teoria cinetico-molecolare dei gas. Diffusione ed Effusione gassosa (legge di Graham). Gas reali, equazione di van der Waals, dipoli indotti, forze di van der Waals. Fattore di compressibilità dei gas reali.

Compressione adiabatica con lavoro svolto dall'esterno sul sistema (gas ideale o gas reale); espansione adiabatica con lavoro svolto dal sistema (gas) contro l'ambiente esterno; espansione adiabatica senza lavoro di gas ideali e di gas reali, temperatura di inversione.

Stati condensati e transizioni di fase. Forze interioniche ed intermolecolari: interazioni ione-ione,

ione-dipolo, ione-dipolo indotto; forze di van der Waals. Punti di ebollizione degli idruri dei gruppi IV,V,VI, VII. Il legame idrogeno e le proprietà dell'acqua. Diagrammi di fase. Definizione di "soluzione ideale". Soluzioni di elettroliti, grado di dissociazione di elettroliti forti in soluzioni non diluite, attività e coefficiente di attività. Attività nei gas, nei liquidi e nei solidi puri. Soluzioni e modalità di misura della concentrazione. Solubilità. Relazione tra solubilità e struttura molecolare del solvente e del soluto. Proprietà colligative delle soluzioni. Coefficiente di van't Hoff di un elettrolita forte, coefficiente di van't Hoff di un elettrolita debole. Legge di Raoult, deviazioni positive e negative. Osmosi, pressione osmotica. Distillazione frazionata e cristallizzazione frazionata. Azeotropo di massimo, azeotropo di minimo. Innalzamento ebullioscopico. Abbassamento crioscopico.

Equilibrio chimico. Legge dell'azione di massa. Equazione generale per le costanti di equilibrio,  $K_c$ ,  $K_p$ ,  $K_x$ ,  $K_n$ . Costante termodinamica di equilibrio espressa in funzione delle pressioni parziali. Costante termodinamica di equilibrio espressa in funzione delle concentrazioni. Relazioni tra le costanti di equilibrio. Principio dell'equilibrio mobile e sue applicazioni. Impiego del concetto di attività negli equilibri chimici. Equilibri omogenei. Sintesi dell'ammoniaca (di Haber-Bosch). Equilibri eterogenei: decomposizione termica di  $\text{CaCO}_3$ .

Equilibri ionici in soluzione: acidi e basi. Definizioni di acido e base secondo Arrhenius, secondo Brønsted e Lowry, e secondo Lewis. Andamento generale del carattere acido degli ossidi degli elementi della tavola periodica. Forza degli acidi e delle basi. Fattori strutturali che influenzano la forza di un acido. Scala di acidità in composti organici contenenti i gruppi C-H,N-H,O-H e negli acidi alogenidrici HX. Elettroliti anfoteri. Costante di equilibrio di autodissociazione e prodotto ionico dell'acqua a 25 °C ed a temperature diverse. Grado di acidità di soluzioni acquose. Equilibri di idrolisi.

Soluzioni tampone: requisiti, composizione e tamponi acidi, tamponi basici, calcoli di pH di soluzioni tampone, equazione di Henderson-Hasselbach, condizione di massima efficienza di un tampone, capacità tamponante, intervallo tampone, criteri di scelta di una coppia acido-base per la preparazione di una soluzione tampone ad uno specifico pH, tamponi inorganici e di natura proteica presenti nel sangue, struttura dell'emoglobina e modifiche strutturali dell'eme conseguenti al legame con ossigeno, trasporto dei gas respiratori nel sangue e regolazione del pH. Teoria degli Indicatori. Titolazioni acido-base. Titolazioni redox. Permanganometria. Iodometria.

Scopi e metodi della Termodinamica chimica. Stato termodinamico di un sistema (isolato, chiuso, aperto); variabili di stato (estensive ed intensive). Il Lavoro e il Calore, calore specifico, capacità termica molare. Energia interna di un sistema. Il primo principio della Termodinamica. La misura della variazione di energia interna in una trasformazione chimica a volume costante o a pressione costante. Funzioni di stato. L'Entalpia. Reazioni esotermiche ed endotermiche. Legge di Hess. Entalpia standard di formazione. Processi reversibili e irreversibili. L'Entropia ed il secondo principio della termodinamica. Il terzo principio della termodinamica. Variazioni di entropia nei sistemi isolati. Energia libera di Helmholtz. Energia libera o funzione di Gibbs. Potenziale chimico. Equilibrio di fasi ed equazione di Clausius e Clapeyron. Criteri di spontaneità di una reazione. L'Energia libera in condizioni standard e la Costante di equilibrio. Le variazioni di Energia libera in condizioni sperimentali diverse dalle condizioni standard. La dipendenza degli equilibri dalla temperatura. Isocora di van't Hoff.

Equilibri di solubilità. Costante del prodotto di solubilità. Quoziente di reazione e  $K_{ps}$ . Effetto delle variazioni di temperatura su processi di solubilizzazione esotermici o endotermici. Aspetti energetici del legame ionico: entalpia reticolare e ciclo di Born-Haber. L'equazione di Born-Mayer, costante di Madelung. Conseguenze delle entalpie reticolari e delle entalpie di idratazione sulla solubilità dei sali in acqua. Linee guida per predire la solubilità dei composti ionici. Effetto dello ione a comune. Dipendenza della solubilità da equilibri acido-base: precipitazione controllata degli idrossidi di

biodisponibilità del  $\text{Fe}^{3+}$  nelle acque a pH 7, sistemi di trasporto del ferro nei batteri e nei mammiferi. Gli idrossidi anfoteri. Dipendenza della solubilità da equilibri di complessamento. Effetto delle piogge acide sulla solubilizzazione del  $\text{CaCO}_3$ . Solubilità dei gas nei liquidi: la legge di Henry e le sue applicazioni. Effetto del pH sulla solubilità di solfuri metallici  $\text{MeS}$  poco solubili.

Celle galvaniche (pile), potenziali standard di riduzione, termodinamica della trasformazione di energia chimica in energia elettrica, equazione di Nernst, serie dei potenziali redox standard, semielementi in cui l'elettrodo prende parte all'equilibrio elettrodo, semielementi in cui l'elettrodo non prende parte all'equilibrio elettrodo, semielementi di riferimento: elettrodo standard ad idrogeno, elettrodo al calomelano, elettrodo ad  $\text{Ag}/\text{AgCl}$ . Il potenziale di cella (fem). Previsione che una reazione redox avvenga, in base a dati di potenziale: metalli nobili in soluzioni diluite di acidi non ossidanti e in acqua regia. La pila Daniell. Calcolo del valore della costante di equilibrio di una reazione redox in base a dati di potenziale. Calcolo del valore delle costanti di equilibrio ( $K_{ps}$ ) relative agli equilibri di solubilità in base a dati di potenziale. Determinazione della stabilità o instabilità di specie elettrochimicamente attive attraverso i rispettivi potenziali elettrodo standard  $E^\circ$ . Le pile a concentrazione. Influenza del pH sul potenziale di elettrodo di alcune specie elettrochimicamente attive. Determinazione potenziometrica del pH di una soluzione acquosa mediante elettrodo ad idrogeno. Determinazione del pH mediante elettrodo a vetro, pHmetro.

Elettrolisi. Leggi di Faraday. Ordine di scarica delle specie agli elettrodi. Tipi di sovratensione. Elettrolisi di sali fusi, elettrolisi dell'acqua, elettrolisi di soluzioni fortemente acide, elettrolisi di soluzioni fortemente alcaline, elettrolisi di soluzioni neutre, cella a membrana, cella di Down. Elettrodeposizione di metalli (galvanostegia) e raffinazione elettrolitica. Corrosione dei metalli, formazione della ruggine. Passivazione dei metalli. Anodi sacrificali.

Cinetica chimica: la velocità di reazione. Equazioni cinetiche e ordine di reazione. Influenza della concentrazione. Costante di velocità. Influenza della temperatura sulla velocità delle reazioni, relazione di Arrhenius. La teoria delle collisioni. Energia di attivazione. Teoria dello stato di reazione. Grafico della variazione dell'energia al procedere di una reazione da reagenti a prodotti. Stato di transizione o complesso attivato. Intermedi di reazione. Catalisi omogenea, eterogenea ed enzimatica.

Linee essenziali di sistematica chimica.

Le nuove frontiere della Chimica Inorganica in campo medico, ambientale ed energetico.

Radioattività (cenni).

Le principali classi di composti organici (cenni).

---

## TESTI DI RIFERIMENTO

### Testo in adozione:

**CHIMICA, Kotz, Treichel, Townsend, EdiSES**

### Altri testi consigliati:

**CHIMICA GENERALE E INORGANICA, Bertani R., Clemente Dore A., Depaoli G. et al, CEA**

**CHIMICA, Julia Burdge, CEA**

**FONDAMENTI DI CHIMICA, Paolo Silvestroni, Ed. Veschi**

CHIMICA GENERALE, D. A. McQuarrie et al., ZANICHELLI.

CONOSCERE LA CHIMICA, Zanello P., Gobetto R., Zanoni R., CEA

CHIMICA di BASE, G. Bandoli, A. Dolmella, G. Natile, EdiSES

LA CHIMICA DI BASE con esercizi, F. Nobile, P. Mastroilli, CEA

### Appunti dalle lezioni

**Ulteriori sussidi didattici** relativi allo svolgimento di esercizi:

STECIOMETRIA Un avvio allo studio della chimica, I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani, CEA