



# UNIVERSITÀ DI PISA

---

## CHIMICA GENERALE E INORGANICA

### MIKE FRANK QUARTACCI

Anno accademico	2016/17
CdS	VITICOLTURA ED ENOLOGIA
Codice	011CC
CFU	9

Moduli	Settore/i	Tipo	Ore	Docente/i
CHIMICA GENERALE E INORGANICA	CHIM/03	LEZIONI	84	LUCIA GUIDI MIKE FRANK QUARTACCI

#### Obiettivi di apprendimento

##### *Conoscenze*

Al termine del corso:

- lo studente avrà acquisito le conoscenze necessarie per comprendere come la configurazione elettronica degli elementi determina la loro reattività e le conseguenti reazioni chimiche;
- lo studente avrà compreso le proprietà delle soluzioni, con particolare riferimento a quelle acquose, e degli stati di aggregazione della materia.

##### *Modalità di verifica delle conoscenze*

Per l'accertamento delle conoscenze saranno svolte delle prove scritte in itinere, oltre a incontri tra il docente e gli studenti che si svolgeranno mediante lezioni di accertamento finalizzate alla valutazione delle conoscenze acquisite. Nello specifico:

- conoscenza della struttura dell'atomo e della configurazione elettronica degli elementi;
- conoscenza dei legami e delle interazioni chimiche e la loro influenza sullo stato di aggregazione della materia;
- comprensione delle proprietà delle soluzioni acquose;
- conoscenza dei fondamenti di termodinamica ed elettrochimica.

##### *Capacità*

Al termine del corso:

- lo studente avrà acquisito non solo competenze e conoscenze adeguate al superamento dell'esame, ma soprattutto stimoli, capacità e metodi di apprendimento adeguati per l'aggiornamento e l'innalzamento continuo delle proprie competenze nell'ambito della chimica generale;
- lo studente avrà acquisito la capacità di risolvere problemi stechiometrici.

##### *Modalità di verifica delle capacità*

Durante lo svolgimento del corso saranno effettuate lezioni di accertamento durante le quali lo studente dovrà dimostrare di:

- avere acquisito la capacità di svolgere esercizi di stechiometria;
- avere acquisito la capacità di interconnettere tra loro i diversi aspetti che regolano le reazioni chimiche.

##### *Comportamenti*

Alla fine del corso lo studente avrà acquisito e/o sviluppato:

- la capacità di bilanciare una reazione chimica, operare una diluizione, calcolare la costante di equilibrio e il pH delle soluzioni, preparare una soluzione tampone, impiegare i potenziali redox e determinare la spontaneità di una reazione.

##### *Modalità di verifica dei comportamenti*

La verifica dei comportamenti sarà effettuata:

- durante le esercitazioni numeriche in cui si valuterà il grado di accuratezza e precisione delle attività svolte;
- durante le esercitazioni di accertamento finalizzate a valutare il comportamento dello studente di fronte alle problematiche poste



## UNIVERSITÀ DI PISA

dal docente.

### Prerequisiti (conoscenze iniziali)

Per affrontare l'insegnamento di Chimica generale sono necessarie le conoscenze iniziali di:

- tavola periodica (gruppi e periodi);
- nomenclatura chimica.

### Corequisiti

E' consigliabile seguire il corso di Matematica

### Prerequisiti per studi successivi

L'insegnamento di Chimica generale rappresenta un prerequisito per i corsi del secondo e terzo anno.

### Indicazioni metodologiche

- le lezioni frontali si svolgono con l'ausilio di diapositive, mentre le esercitazioni numeriche sono effettuate in classe;
- viene utilizzato il sito E-learning del CdS dove viene fornito il materiale didattico utilizzato nelle lezioni frontali e sono pubblicate le comunicazioni di qualsiasi tipo con gli studenti;
- l'interazione tra docente e studenti avviene anche mediante ricevimenti, posta elettronica e studenti consiglieri;
- sono presenti prove intermedie scritte.

### Programma (contenuti dell'insegnamento)

**Struttura dell'atomo:** struttura della materia - unità di misura e fattori di conversione - sostanze pure e composti – concetto di atomo, molecola e mole – massa atomica e molecolare - formule chimiche (formula minima, molecolare e di struttura) – composizione percentuale dei composti chimici – calcolo della formula minima e molecolare – stechiometria delle miscele – costituzione degli atomi (nucleo ed elettroni, numero atomico e numero di massa) - isotopi ed unità di massa atomica – teoria atomica - modello atomico planetario e spettri atomici – il modello di Thomson e l'esperienza di Rutherford – onde luminose (spettro continuo, a bande, a righe) - il modello di Bohr dell'atomo di idrogeno – teoria di Sommerfeld - postulato di De Broglie - principio di indeterminazione di Heisenberg – il modello quanto-meccanico dell'atomo – soluzioni dell'equazione di Schrödinger per l'idrogeno – elettroni ed orbitali - numeri quantici di un orbitale atomico – descrizione degli orbitali atomici – atomi polielettronici – principio di esclusione di Pauli e regola di Hund – configurazioni elettroniche degli elementi della tavola periodica – principio di Aufbau – struttura elettronica e tavola periodica degli elementi.

**Sistema periodico degli elementi:** proprietà periodiche degli elementi (raggio atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività) – elettroni di valenza – cenni sulle caratteristiche dei vari elementi divisi per gruppi e periodi - regola dell'ottetto.

**Legame chimico:** legame chimico ed energia – energia di legame e ordine di legame - legame chimico ed elettronegatività - teoria del legame di valenza (teoria valence bond VB) - legame covalente s e p - legame covalente omopolare ed eteropolare - legame dativo - orbitali di legame e loro forma - legami multipli nelle molecole secondo la teoria VB - strutture di Lewis di molecole e ioni poliatomici - regola dell'ottetto e suo superamento – promozione elettronica – formule limite e ibrido di risonanza - carica formale – composti di coordinazione – isomeria (strutturale, geometrica e ottica) - legame ionico (formazione del legame, dimensione degli ioni, numero di coordinazione).

**Geometria molecolare:** geometria delle molecole poliatomiche (teoria VSEPR) – numero sterico - orbitali atomici ibridi – promozione e ibridazione (orbitali ibridi sp, sp<sup>2</sup>, sp<sup>3</sup>) – teoria dell'orbitale molecolare (teoria MO) e delocalizzazione elettronica.

**Interazioni intermolecolari:** forze di London — interazione dipolo-dipolo - interazione dipolo-dipolo indotto - legame a ponte di idrogeno.

**Nomenclatura chimica:** nomenclatura dei composti binari (composti con l'idrogeno, composti con l'ossigeno, sali binari) e dei composti ternari (idrossidi, ossiacidi, acidi, sali ternari) secondo la notazione tradizionale, di Stock e IUPAC.

**Reazioni chimiche:** legge di conservazione della massa – equazione chimica (reagenti e prodotti) – verso di una reazione chimica - scrittura delle equazioni chimiche in forma neutra e ionica – bilanciamento di una reazione chimica (regole ed esempi) – reagente limitante e in eccesso – reazioni di precipitazione - reazioni acido-base - reazioni di ossido-riduzione - bilancio elettronico, di carica e di massa - resa teorica e resa percentuale.

**Stati di aggregazione della materia:** stato solido – strutture a massimo impacchettamento - solido cristallino (solidi ionici, covalenti e molecolari) e solido amorfo - legame metallico - stato gassoso – variabili di stato (volume, pressione, temperatura) – definizione di gas ideale – legge universale dei gas - leggi dei gas (legge di Boyle, legge di Charles, legge di Gay-Lussac, legge di Avogadro) - volume molare e densità di un gas – legge delle pressioni parziali di Dalton - stato liquido – tensione superficiale e viscosità di un liquido – tensione di vapore di un liquido - temperatura di ebollizione - stati di aggregazione della materia e passaggio di stato - diagrammi di stato (acqua e biossido di carbonio).

**Termodinamica:** elementi di termodinamica - il primo principio della termodinamica – energia interna, calore e lavoro - funzioni di stato – l'entalpia – entalpia molare standard di reazione e legge di Hess – capacità termica e calore specifico - l'entropia - il secondo principio della termodinamica – la variazione di energia libera e la spontaneità di una reazione.

**Soluzioni:** composizione delle soluzioni (soluto e solvente) – unità di misura delle concentrazioni delle soluzioni (composizione percentuale, frazione molare, molalità, molarità, normalità e concetto di equivalente) – processo di dissoluzione – solubilità di un gas in un liquido - diluizioni delle soluzioni - proprietà colligative delle soluzioni - abbassamento relativo della tensione di vapore (legge di Raoult) – abbassamento crioscopico ed innalzamento ebullioscopico - pressione osmotica e osmosi.

**Equilibrio chimico:** definizione di equilibrio chimico - equilibrio fisico e chimico - le condizioni di equilibrio - costante di equilibrio - legge di azione di massa - spostamento dell'equilibrio: principio di Le Châtelier – fattori che influenzano l'equilibrio (concentrazione, pressione, volume e temperatura) – equilibri omogenei ed eterogenei - relazione tra  $\Delta G^\circ$  e costante di equilibrio.

**Equilibri chimici in soluzione acquosa:** - definizione di acidi e basi: teorie di Arrhenius, Brønsted e Lowry e di Lewis – prodotto ionico dell'acqua - costante di ionizzazione acida e basica – forza di acidi e basi - acidi poliprotici e basi poliacide – relazione tra costanti di



## UNIVERSITÀ DI PISA

ionizzazione di coppie di acidi e basi coniugate – il pH - calcolo del pH di soluzioni di acidi e basi forti e deboli – proprietà acido-base dei sali: idrolisi – calcolo del pH di soluzioni di sali - soluzioni tampone - calcolo del pH delle soluzioni tampone – equazione di Henderson-Hasselbach - titolazioni e indicatori – punto equivalente – il prodotto di solubilità – solubilità di un precipitato in acqua pura – effetto dello ione in comune sulla solubilità di un precipitato – il quoziente di reazione nelle reazioni di precipitazione – solubilità in funzione di pH, temperatura e concentrazione delle specie chimiche – solubilità e complessazione.

**Elettrochimica:** celle galvaniche – pila Daniell - potenziali standard di elettrodo – elettrodo a idrogeno - calcolo del potenziale di una cella elettrochimica - equazione di Nernst - relazione tra  $E^\circ$ ,  $\Delta G^\circ$  e  $K_{eq}$  – elettrolisi - legge di Faraday.

**Esercitazioni:** conversione della massa in moli, composizione percentuale dei composti, calcolo di formule empiriche e molecolari, numero di ossidazione e nomenclatura chimica, rapporti quantitativi in una reazione (calcolo quantità dei prodotti dai reagenti e viceversa, reagente limitante e in eccesso, resa di reazione, bilanci di massa), bilanciamento di reazioni redox e non-redox, calcolo della composizione di una soluzione (percentuale, molalità, molarità, frazione molare e normalità), preparazione di soluzioni a titolo e composizione nota, esercizi sulle proprietà colligative, calcoli riguardanti gli equilibri acido-base (pH) e soluzioni tampone, prodotto di solubilità e reazioni di precipitazione, elettrochimica.

### Bibliografia e materiale didattico

- Bertini, Luchinat, Mani (2011) Chimica. Casa Editrice Ambrosiana.
- Bertani, Clemente, Depaoli, Di Bernardo, Gleria, Longato, Mazzi, Rizzi, Sotgiu, Vidali (2006) Chimica Generale e Inorganica. Casa Editrice Ambrosiana.
- Atkins, Jones (2014) Fondamenti di Chimica generale. Zanichelli.
- Bruschi (2011) Stechiometria e Laboratorio di Chimica generale. Pearson.
- Lausarot, Vaglio (2004) Stechiometria per la Chimica generale. Piccin.
- Bertini, Luchinat, Mani (2009) Stechiometria. Casa Editrice Ambrosiana.

Il materiale didattico utilizzato dal docente sarà disponibile online all'indirizzo: <http://elearning.agr.unipi.it>

### Indicazioni per non frequentanti

Gli studenti non frequentanti possono seguire lo svolgimento delle lezioni utilizzando il materiale didattico messo a disposizione dal docente prima dell'inizio del corso sul sito E-learning del CdS e seguendo il registro delle lezioni.

### Modalità d'esame

- l'esame è composto da tre prove scritte in itinere;
- le prove scritte consistono in una serie di domande/esercizi/problemi da risolvere inerenti gli argomenti trattati nell'insegnamento sino ad una settimana antecedente la verifica e si svolgono in un'aula con una durata di due ore. Le prove in itinere positive valgono per l'intero anno accademico;
- la prova scritta è superata se si acquisisce una votazione pari a 18/30. Se lo studente acquisisce una valutazione positiva (almeno 18/30) in ciascuna delle tre prove scritte, il superamento dell'esame avviene calcolando la valutazione media. Nel caso in cui lo studente acquisisca valutazioni inferiori a 18/30 in una delle prove in itinere, deve sostenere l'esame orale su quella parte di programma valutata insufficiente;
- gli studenti non frequentanti e coloro che decidono di non sostenere le prove scritte in itinere debbono effettuare una prova scritta per l'accesso all'orale. La prova scritta per l'accesso all'orale ha una durata di 2 ore e si ritiene superata con una valutazione di 6/10. La durata media del colloquio varia tra i 30 ed i 45 minuti. Per chi ha sostenuto le verifiche in itinere e deve recuperare a seguito di valutazione insufficiente, l'orale consiste in un colloquio sulla parte di programma presente nella verifica non superata. Per chi volesse migliorare la valutazione acquisita con le verifiche in itinere, il colloquio verterà su tutto il programma;
- La prova orale è superata quando il candidato è in grado di esprimersi in modo chiaro e di usare una terminologia corretta, quando dimostra di aver compreso il metabolismo cellulare ed è in grado di mettere in relazione le diverse parti del programma.

### Stage e tirocini

Non sono previsti stage o tirocini

Ultimo aggiornamento 07/03/2017 12:09