

A.A 2017/8

Scheda descrittiva dell'insegnamento di:

## CHIMICA GENERALE

**Docente:** Lucia Falcigno

**n° CFU:** 10

**Anno/Semestre:** I/I

### Obiettivi formativi

Conoscenze e comprensione: Il corso, rivolto a studenti del primo anno, si propone di fornire le conoscenze di base di Chimica Generale.

Capacità di applicare conoscenze e comprensione: Introducendo gli studenti alla metodologia sperimentale, si stimola la verifica sperimentale di principi introdotti teoricamente.

Abilità comunicative: Oltre ad imparare ad adoperare un corretto linguaggio scientifico, il corso mira a far assumere agli studenti padronanza nella risoluzione di problemi di stechiometria e in calcoli basilari per lo svolgimento di attività di laboratorio.

Capacità di apprendimento: Sviluppare, almeno ad un primo livello, capacità di osservazione critica e di analisi del fenomeno scientifico.

**Prerequisiti** Conoscenze di algebra (equazioni di primo e secondo grado, logaritmi, potenze, sistemi di equazioni lineari etc.). Notazione esponenziale. Equivalenze. Conversioni tra unità di misura.

**Propedeuticità.** Nessuna.

**Contenuti**(programma dettagliato)

**Teoria atomica della materia:** struttura degli atomi; massa atomica e massa molecolare; grandezze fondamentali e mole; unità di misura e cifre significative; modello atomico attuale; funzioni d'onda e orbitali; numeri quantici; configurazione elettronica; tavola periodica e proprietà periodiche.

**Composizione e formule – Reazioni:** nomenclatura dei composti chimici; composizione percentuale; determinazione della formula empirica e molecolare; analisi di miscele; stechiometria; reazioni chimiche e bilanciamento; calcolo delle quantità nelle reazioni chimiche.

**Legame chimico:** valenza; legame covalente in molecole biatomiche; legame covalente in molecole poliatomiche; formule di struttura di Lewis; geometria molecolare; teoria VSEPR; teoria del legame di valenza; ibridazione; legame ionico e composti ionici; metalli; forze intermolecolari: le interazioni di van der Waals e il legame a idrogeno.

**Stati della materia:** **Solidi:** ionici, covalenti, molecolari, metallici. **Liquidi:** proprietà dello stato liquido: fluidità, viscosità, tensione superficiale, tensione di vapore. **Gas:** Leggi dei gas; gas ideali e gas reali; equazioni di stato dei gas; pressioni parziali e legge di Dalton; distribuzione delle velocità.

**Equilibri di fase:** tensione di vapore di solidi e liquidi; passaggi di fase; diagrammi di stato; esempi: diagrammi di stato dell'acqua e dell'anidride carbonica.

**Soluzioni:** dissoluzione di un soluto in un solvente; modi di esprimere la concentrazione di soluzioni: molarità, molalità, per cento in peso, per cento in volume, frazione molare, parti per milione e per miliardo; la solubilità delle sostanze. Soluzioni Liquido-Solido e Liquido-Gas.

**Proprietà colligative delle soluzioni:** tensione di vapore delle soluzioni e legge di Raoult; Innalzamento della temperatura di ebollizione e abbassamento della temperatura di congelamento delle soluzioni; Osmosi e pressione osmotica; proprietà colligative in soluzioni di elettroliti forti.

**Cenni di termodinamica:** le tre leggi della termodinamica; funzioni di stato; energia interna  $E$ ; la funzione Entalpia  $H$ ; reazioni esotermiche ed endotermiche; la funzione entropia  $S$ ; la funzione energia libera di Gibbs  $G$ ; il concetto di equilibrio.

**Cinetica chimica:** aspetti cinetici e termodinamici di una reazione; velocità di reazione; leggi cinetiche del I e del II ordine; effetto della temperatura sulla velocità di reazione; meccanismo di reazione; teoria delle collisioni; catalizzatori.

**Equilibrio chimico:** natura dell' equilibrio chimico; legge di azione di massa; fattori che influenzano l'equilibrio; principio di Le Chatelier; esempi di equilibri in fase gassosa.

**Equilibri acido-base in soluzione acquosa:** autoionizzazione dell'acqua; definizione di acidi e basi; definizione di Arrhenius; teoria di Bronsted e Lowry; forza degli acidi e delle basi; scala di pH; definizione di Lewis; soluzioni tampone; titolazioni acido-base; indicatori. Esempi di equilibri acido-base in soluzione.

**Equilibri eterogenei:** soluzioni sature; prodotto di solubilità; precipitazione e dissoluzione di precipitati.

**Elettrochimica:** pile; potenziale di elettrodo; potenziali standard; equazione di Nerst;  $fem$ ,  $\Delta G$  e costante di equilibrio.

**Chimica Inorganica:** proprietà degli elementi dei gruppi principali e dei loro composti più importanti.

### **Metodi didattici.**

Lezioni frontali. Esercitazioni numeriche in classe.

### **Testi di riferimento (testi consigliati)**

#### ***Teoria:***

T.L. Brown, H. E. Lemay Jr., B. E. Bursten, C. J. Murphy, P. M. Woodward – Fondamenti di Chimica – EdiSES

#### ***Esercizi:***

I. Bertini, F. Mani – Stechiometria - C. E. A.

M. Vacatello – Problemi di Chimica 1.0 – Piccin Ed.

### **Strumenti a supporto della didattica**

Le lezioni frontali vengono svolte con l'ausilio di presentazioni powerpoint, scaricabili dal sito docenti ([www.docenti.unina.it](http://www.docenti.unina.it)) previa iscrizione online al corso. Sul sito sono scaricabili esercitazioni numeriche con soluzioni ed esempi di svolgimento delle stesse oltre a testi d'esame svolti in precedenza con le relative soluzioni. *Vademecum* indicanti le modalità di svolgimento delle prove intercorso con indicazioni degli argomenti trattati sono inseriti sul sito.

### **Modalità di verifica dell'apprendimento:**

La valutazione dello studente prevede una prova scritta, in cui vengono proposti n° 5 esercizi di stechiometria e una prova orale. Il superamento dello scritto, con un voto pari ad almeno 15/30, dà accesso all'orale. Il docente dà agli studenti la possibilità di scegliere di sostenere l'orale, avendo superato lo scritto, nell'appello successivo. Gli argomenti d'esame sono quelli sviluppati nel corso ed illustrati agli studenti nella prima lezione (scaricabile sempre dal sito).

Per gli studenti che seguono regolarmente le lezioni c'è la possibilità di sostenere due prove in itinere il cui superamento dà accesso alla prova orale. Le prove intercorso contengono sia esercizi di stechiometria che domande a risposta aperta e multipla sul programma svolto fino ad allora. I dettagli di ciascuna prova sono riportati sul sito nei relativi *vademecum*. Il superamento di entrambe le prove intercorso dà facoltà agli studenti di sostenere il colloquio orale nell'intero anno accademico.

Il voto finale (in trentesimi) è una media pesata dello scritto (singolo o media aritmetica delle due prove intercorso) e dell'orale. Nella determinazione del voto finale si tiene in maggior conto il colloquio finale valutando non solo le conoscenze acquisite dallo studente, ma anche le capacità comunicative e di risolvere problemi, nonché del corretto linguaggio scientifico. L'assiduità di frequenza alle lezioni e la partecipazione attiva durante il corso, dimostrata da richieste di chiarimenti e di assistenza alla soluzione di problemi durante l'intero semestre, vengono anche considerate nella valutazione complessiva.

### **Commissione d'esame:**

*Presidente:* Lucia Falcigno

*Componenti:* Gabriella D'Auria, Filomena Rossi, Diego Tesauero, Daniela Marasco, Antonella Accardo, Luisa Calvanese (Cultore della Materia).

## ENGLISH VERSION

### AIMS

***Knowledges:*** The course, designed for first-year students, aims to provide the basic knowledge of general chemistry and to develop students' skills in problem-solving and stoichiometry calculations for future lab activities together with the correct use of the scientific language

***Skills:*** By introducing the fundamentals of general chemistry and the scientific method, students are stimulated to experimentally verify the theoretical concepts.

***Behavior:*** The course points to stimulate the critical sense in observing, analysing and correlating scientific facts.

**Requirements.** Basic knowledge of algebra (first- and second- order linear equations, logarithms, exponentiation, systems of linear equations etc.). Scientific notation. Conversion of measurement units.

### DETAILED PROGRAM

**Atomic theory of the matter:** structure of atoms; orbitals; electronic configuration; molecular mass of the elements; physical quantities; mole; units of measure; significant figures; periodic table and periodic properties.

**Composition and formulas - Reactions:** nomenclature of chemical compounds; oxidation number; percentage composition; determination of empirical and molecular formulas; chemical reactions and their balancing; stoichiometry.

**Chemical bond:** valence; ionic bond and ionic compounds; covalent bond in diatomic molecules; covalent bond in polyatomic molecules; Lewis structures; molecular geometry and VSEPR theory; valence bond theory; hybrid orbitals; metals; intermolecular forces: van der Waals interactions and hydrogen bond.

**States of matter:** solids and crystal lattices; solid types: molecular, ionic, covalent and metallic; gases: ideal gas law; ideal and real gases; partial pressure and Dalton's law; kinetic theory of gases; liquids: viscosity, fluidity, surface tension, vapor pressure.

**Phase equilibria:** vapor pressure of condensate phases: liquids and solids; phase transition; phase diagrams; examples: phase diagram of water and of carbon dioxide.

**Solutions:** dissolving of a solute in a solvent; units of measure of concentration: molarity; molality; weight percent; volume percent; molar fraction; parts-per million; parts-per billion; solubility; examples of solid-liquid and liquid-gas solutions.

**Colligative properties of solutions:** vapor pressure of solutions; Raoult's law; relative lowering of vapor pressure; elevation of boiling point; depression of freezing point; osmotic pressure; colligative properties in solutions of electrolytes.

**Chemical thermodynamics hints:** the three laws of thermodynamics; state functions; internal energy  $E$ ; enthalpy,  $H$ ; endo- and exo-thermic reactions; spontaneous processes and entropy; Gibbs free energy,  $G$ , and equilibrium.

**Kinetics of chemical reactions:** velocity of chemical reaction; kinetics of first order and second order reactions; temperature effect on the velocity of reaction; reaction mechanism and transition state theory; catalysts.

**Chemical equilibrium:** law of mass action; factors influencing chemical equilibrium; equilibrium constants; Le Chatelier's principle; examples of chemical equilibria in gases.

**Equilibria in aqueous solutions:** Arrhenius, Bronsted and Lewis theories of acids and bases; pH; autoionization of water; strong and weak acids (and bases); equilibrium constants;  $K_a$ ,  $K_b$ ,  $K_w$ ; buffer solutions; acid-base titration; examples of acid-bases equilibria.

**Heterogeneous equilibria:** saturated solutions; solubility product; precipitation and solubilization of precipitates.

**Electrochemistry:** electrolysis and galvanic cells; standard electrode potential; the Nernst equation; electromotive force.

**Inorganic Chemistry hints:** properties of the elements of the principal groups and of their most important compounds

## **Recommended books**

### ***Theory:***

T.L. Brown, H. E. Lemay Jr., B. E. Bursten, C. J. Murphy, P. M. Woodward – Fondamenti di Chimica – EdiSES

### ***Stoichiometry:***

I. Bertini, F. Mani – Stechiometria - C. E. A.

M. Vacatello – Problemi di Chimica 1.0 – Piccin Ed.

**Teaching methods:** Frontal lectures, problem-solving classes, tutorial systems.

**Assessment methods:** Written tests during semester and oral examination, alternatively a final written test and oral examination. Final marks (ranging from 18 to 30) are the weighted average of written and oral tests.

**Teacher's lectures can be downloaded from web site:** [www.docenti.unina.it](http://www.docenti.unina.it) – Falcigno

**Examinationboard:****President:** Lucia Falcigno **Members:** Gabriella D'Auria, Filomena Rossi, Diego Tesauro, Daniela Marasco, Antonella Accardo, Luisa Calvanese.