

ANNO ACCADEMICO: 2016-2017

INSEGNAMENTO: **CHIMICA GENERALE ED INORGANICA**TIPOLOGIA DI ATTIVITÀ FORMATIVA: **Base/Caratterizzante**DOCENTE: **Prof. ssa Angela Maria Rosa**e-mail **angela.rosa@unibas.it**

sito web:

telefono: **0971205932**

cell. di servizio:

Lingua di insegnamento: **ITALIANO**n. CFU: **12 (8 L + 2 EN + 2 EL)**

L = lezioni frontali;

EN = esercitazioni numeriche

EL = esercitazioni di laboratorio

n. ore: **112 (64 L + 24 EN  
+ 24 EL)**Sede: **Potenza**

Dipartimento:

**Dipartimento di Scienze**CdS: **CHIMICA (L27)****Corso Annuale**

inizio: 03/10/2016

fine: 1-15/06/2017

OBIETTIVI FORMATIVI E RISULTATI DI APPRENDIMENTO

**Conoscenze**

Le principali conoscenze fornite saranno:

- regole IUPAC per la scrittura e la lettura delle formule dei principali composti chimici inorganici;
- elementi di stechiometria;
- proprietà chimico-fisiche fondamentali delle fasi gassose, liquide e solide, incluse le soluzioni;
- caratteristiche qualitative e quantitative delle più importanti classi di equilibri ionici in soluzione acquosa;
- elementi di Elettrochimica: reazioni redox; celle galvaniche e processi elettrolitici;
- elementi di Cinetica: velocità di reazione; leggi cinetiche; meccanismi di reazione; teoria dello stato di transizione e profilo di reazione; dipendenza dalla temperatura delle velocità di reazione;
- struttura elettronica degli atomi secondo la meccanica quantistica (Equazione di Schrödinger);
- proprietà periodiche degli elementi;
- caratteristiche fondamentali dei due principali modelli di legame chimico e delle interazioni intermolecolari;
- conoscenza delle operazioni elementari di laboratorio: misure di masse e di volumi, preparazione e diluizione di soluzioni; precipitazione; filtrazione di precipitati;

**Abilità**

Ci si aspetta che gli studenti alla fine del Corso siano in grado di:

- risolvere problemi stechiometrici;
- trattare numericamente gli equilibri acido-base in soluzione acquosa;
- trattare numericamente gli equilibri di solubilità;
- trattare numericamente i processi redox che avvengono nelle celle galvaniche ed elettrolitiche;
- ricavare la legge cinetica di una reazione e dedurre i tempi di decadimento di un reagente a partire da dati sperimentali;
- prevedere la geometria e i parametri di legame di semplici composti inorganici;
- correlare le proprietà chimico-fisiche degli elementi con la struttura elettronica;
- correlare le proprietà macroscopiche dei composti con la natura del legame chimico che li caratterizza;
- correlare le proprietà fisiche delle fasi condensate con la natura delle interazioni intermolecolari;
- riportare in maniera concisa ed accurata i risultati degli esperimenti effettuati in laboratorio;

**PREREQUISITI**

Conoscenze di Algebra, Geometria e Fisica acquisite nella Scuola Secondaria Superiore.

**CONTENUTI DEL CORSO****Stechiometria e Fondamenti della Teoria Atomica.** (8h L + 4h EN)

Definizione di sostanza, elemento e composto. Teoria atomica di Dalton. Grandezze fisiche fondamentali e loro unità di misura nel Sistema Internazionale. Grandezze fisiche derivate e conversione di unità di misura. Cifre significative. Concetto di mole, masse atomiche e masse molecolari. Significato e determinazione delle formule chimiche. Regole IUPAC di lettura e scrittura delle formule chimiche delle principali famiglie di composti inorganici.

Reazioni chimiche ed equazioni chimiche (bilanciamento delle reazioni chimiche). Stechiometria delle reazioni chimiche.

**Stato gassoso.** (4h L + 1h EN)

Parametri di stato ed equazione di stato. Gas ideali e leggi dei gas ideali (Leggi di Boyle, Charles, Gay-Lussac e

Avogadro). L' equazione di stato dei gas ideali. Miscele gassose ideali e legge di Dalton. Teoria cinetica dei gas. Distribuzione delle velocità molecolari: funzione di distribuzione di Maxwell-Boltzmann. Gas reali ed equazione di stato di van der Waals.

**Fasi condensate della materia.** (2h L)

Fase liquida: proprietà macroscopiche e distribuzione delle velocità molecolari. Fase solida: proprietà macroscopiche dei solidi cristallini; solidi ionici, molecolari, covalenti, metallici. Reticoli cristallini.

**Transizioni ed equilibri di fase.** (4h L)

Transizioni di fase ed energetica delle transizioni di fase. Definizione di funzione di stato e delle principali grandezze di stato termodinamiche (entalpia, entropia, energia libera). Variazione di entalpia associata ad un cambiamento di fase e ad una reazione chimica (legge di Hess). Equilibri di fase. Tensione di vapore di liquidi e solidi puri e sua dipendenza dalla temperatura. Regola delle fasi. Diagrammi di fase di sistemi ad un componente ( $H_2O$ ,  $CO_2$ , S).

**Soluzioni.** (6h L + 2h EN)

Definizione di soluzione; tipi di soluzioni; unità di concentrazione e conversione tra unità di concentrazione delle soluzioni. Preparazione di soluzioni liquide. Soluzioni ideali e legge di Raoult. Soluzioni elettrolitiche. Concentrazione nominale ed effettiva di soluzioni elettrolitiche. Proprietà colligative di soluzioni ideali. Soluzioni ideali di due componenti volatili. Principio della distillazione. Deviazioni positive e negative dall'idealità.

**Equilibrio chimico.** (2h L)

Natura e proprietà dell' equilibrio chimico, costanti di equilibrio e loro significato. Effetto della variazione di concentrazione, pressione, volume, e temperatura sulla composizione di equilibrio. Il Principio di Le Chatelier. Quoziente di reazione. Aspetti qualitativi e quantitativi degli equilibri gassosi.

**Equilibri acido-base in soluzione acquosa.** (10h L + 6h EN)

Definizioni di acido e di base secondo Arrhenius, Lowry-Brønsted e Lewis. Equilibrio di autoionizzazione dell' acqua e scala del pH. Soluzioni acquose di acidi forti, basi forti e loro miscele. Soluzioni di acidi e basi monoprotici deboli. Equilibri acido-base in soluzioni saline. Soluzioni tampone. Acidi poliprotici e sali derivati.

**Equilibri di solubilità.** (4h L + 2h EN)

Sali poco solubili e costante del prodotto di solubilità. Effetto dello ione a comune e del pH sulla solubilità di un sale. Reazioni di precipitazione. Precipitazione selettiva.

**Elettrochimica.** (6h L + 3h EN)

Reazioni redox e numeri di ossidazione. Potenziali standard di riduzione. Celle galvaniche e reazioni redox. Equazione di Nernst. Classificazione delle semicelle. Costanti di equilibrio di reazioni redox. Celle a concentrazione. Aspetti qualitativi e quantitativi dei processi elettrolitici.

**Cinetica chimica.** (4h L + 2h EN)

Velocità di reazione e leggi di velocità. Determinazione delle leggi di velocità a partire da dati sperimentali. Leggi di velocità integrate per reazioni del primo e del secondo ordine in cui è coinvolto un solo reagente e calcolo del tempo di dimezzamento. Meccanismi di reazione e processi elementari. Dipendenza dalla temperatura della velocità di reazione. Equazione di Arrhenius e suo utilizzo. Teoria del complesso attivato. Stato di transizione ed energia di attivazione. Profilo di reazione per reazioni ad uno o più stadi. Catalisi omogenea ed eterogenea.

**Struttura elettronica degli Atomi e Proprietà Periodiche degli Elementi.** (6h L + 2h EN)

Modelli atomici. Principi della Meccanica Quantistica ed Equazione di Schrödinger. Numeri quantici, funzione d'onda ed orbitali atomici. Configurazioni elettroniche degli atomi e Tavola Periodica. Periodicità delle proprietà atomiche: potenziali di ionizzazione, raggi atomici, raggi ionici, affinità elettronica, elettronegatività.

**Il legame chimico.** (8h L + 2h EN)

Parametri di legame (energia di legame, lunghezze ed angoli di legame), modelli di legame. Legame ionico in solidi ionici. Energia reticolare e ciclo di Born-Haber. Legame covalente: concetto di orbitale molecolare; orbitale molecolare come combinazione lineare di orbitali atomici (LCAO-MO). Configurazione elettronica di molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari usando un approccio basato sugli orbitali molecolari. Metodi empirici per determinare il numero di legami in molecole poliatomiche: strutture di Lewis e determinazione delle stabilità relative di strutture di risonanza utilizzando il concetto di carica formale. Geometria molecolare: il modello VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion). Polarità dei legami e momento di dipolo in molecole biatomiche e poliatomiche. Orbitali ibridi e geometria molecolare. Legami deboli: forze di London, interazioni dipolo-dipolo, interazioni ione-dipolo, legame a idrogeno.

**Esercitazioni di laboratorio.** (24 h)

Introduzione al laboratorio: (1) definizione di errore assoluto e relativo; errori casuali ed errori sistematici nelle misure sperimentali; sensibilità di uno strumento; accuratezza e precisione di una misura; (2) visita guidata del laboratorio; norme di sicurezza; descrizione dei principali strumenti di misura di masse e di volumi (bilance analitiche, beakers, cilindri, pipette, burette).

Esperienze di laboratorio: **1.** Misure di massa e di volume e determinazione della densità di alcuni liquidi e solidi.

2. Densità di soluzioni acquose e loro concentrazioni. Costruzione di una retta di taratura.
3. Tecniche elementari di un laboratorio chimico. Reazioni acido-base, di precipitazione e di complessamento dello ione rame (II) presente in una soluzione di solfato di rame pentaidrato.
4. Esperimenti di Elettrochimica: **(A)** Reazione redox tra zinco metallico e lo ione rame (II) e determinazione della resa quantica; **(B)** Realizzazione di una pila Daniell; **(C)** Elettrolisi di una soluzione di acido solforico.

---

**METODI DIDATTICI**

Le lezioni teoriche comprenderanno la presentazione di diapositive PowerPoint preparate dal docente e, quando necessario, spiegazioni alla lavagna. Le esercitazioni numeriche consisteranno nella risoluzione di problemi alla lavagna e discussioni. Le esercitazioni di laboratorio saranno introdotte da presentazioni PowerPoint e spiegazioni alla lavagna. Agli studenti saranno anche distribuite schede di laboratorio.

---

**MODALITÀ DI VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO**

Sono previste cinque prove scritte intermedie ciascuna comprendente tre problemi numerici e tre domande a risposta aperta e un esame finale. L'esame finale comprenderà una prova scritta costituita da sei problemi numerici ed una prova orale cui si accede previo il raggiungimento nella prova scritta di un voto di almeno 18/30. Al voto finale contribuirà anche la valutazione delle relazioni di laboratorio. Gli studenti che supereranno le cinque prove scritte intermedie saranno esonerati dalla prova scritta dell'esame finale. Il superamento delle prove intermedie è subordinato al raggiungimento di una media di 18/30 con un voto di almeno 15/30 nella prima e di 18/30 nelle successive.

---

**TESTI DI RIFERIMENTO E DI APPROFONDIMENTO, MATERIALE DIDATTICO ON-LINE**

Agli studenti verranno distribuite le diapositive PowerPoint delle lezioni.

Testi di riferimento:

- P. Atkins e L. Jones , Principi di Chimica, Casa Editrice Zanichell, Terza edizione italiana condotta sulla quinta edizione americana
- Mahan B. H. e Myers R. J., Chimica, Casa Editrice Ambrosiana
- Bertini I. e Mani F., Stechiometria: un avvio allo studio della Chimica, Casa Editrice Ambrosiana
- Michelin Lausarot P. e Vaglio G. A., Stechiometria per la Chimica Generale, Casa Editrice Piccin

---

**METODI E MODALITÀ DI GESTIONE DEI RAPPORTI CON GLI STUDENTI**

Orari di ricevimento: lunedì e giovedì: 8:30–10:30 e per appuntamento via e-mail.

---

**DATE DI ESAME PREVISTE<sup>1</sup>**

20/1/2017, 24/02/2017, 24/3/2017, 12/5/2017, 16/6/2017, 14/7/2017, 6/10/2017, 15/12/2017

---

**SEMINARI DI ESPERTI ESTERNI    SI    NO X**

---

**ALTRE INFORMAZIONI**

---

