

Corso di Laurea in Chimica e Tecnologia Farmaceutiche
Insegnamento di Chimica Generale e Inorganica (10 CFU)
I anno-I e II semestre
Novembre 2016-Maggio 2017

Prof. Gabriella D'Auria
gabriella.dauria@unina.it

Dipartimento di Farmacia-Via Mezzocannone 16- Na- I piano- stanza 13-Tel. 081-674-293.

Obiettivi

Questo corso pone le fondamenta della formazione culturale in chimica ed è organizzato per essere seguito con successo da tutti gli studenti, indipendentemente dal livello delle loro conoscenze pregresse nella disciplina.

Contenuti

Teorie su atomi e molecole, periodicità chimica, equilibri di fase, equilibri in soluzione, termodinamica, cinetica, elettrochimica.

Prerequisiti

Questo insegnamento richiede la conoscenza di elementi di matematica di base normalmente impartiti nei corsi di Scuola Secondaria Superiore. Gli argomenti di matematica più spesso utilizzati sono: equivalenze, risoluzione di equazioni algebriche, potenze, esponenziali e logaritmi, geometria piana e solida, funzioni trigonometriche. Molti manuali di Chimica includono Appendici in cui si riassumono almeno alcuni di questi argomenti. Se necessario, gli studenti sono invitati a fare ricorso a queste appendici o ai manuali scolastici.

Accertamento del profitto

L'accertamento del profitto prevede il superamento di una prova scritta e di una prova orale. La prova orale si tiene di solito a qualche giorno dalla prova scritta.

Manuali suggeriti

Per la Chimica Generale:

Chimica la Scienza della vita di P. Kelter, M. Mosher e A. Scott- Edises editore.

Chimica Generale di Brian B. Laird, McGraw-Hill editore.

Per la Stechiometria:

Problemi di Chimica 1.0 di M. Vacatello e Ma. Vacatello — Piccin editore.

Stechiometria di I. Bertini, C. Luchinat e F. Mani — Casa Editrice Ambrosiana.

Esercitazioni Numeriche e di Lab di Chimica di base - Rossi, Tesauro, Saviano, Randazzo - Loghia

Materiale didattico fornito dal docente

Il materiale didattico è organizzato per argomenti ed è disponibile sul sito web docente. Gli studenti sono invitati a scaricare il materiale didattico e a prenderne visione prima dello svolgimento delle lezioni.

Durante lo svolgimento del corso, gli studenti possono consultare il **syllabus** che è utile per:

- conoscere con ampio anticipo il contenuto delle lezioni future;
- avere notizie aggiornate sullo svolgimento delle attività didattiche;
- avere riferimenti dettagliati (libro/capitolo/paragrafo/pagine) per orientarsi nello studio personale.

Syllabus 2016-2017

Lezione Giorno	data ora aula	Argomenti	Riferimenti da Kelter-Mosher-Scott (o equivalenti)
Lez. 1 mercoledì	16 nov. 2016 h 13-15 Aula 11	Organizzazione del corso. Ambito di competenze della Chimica. Distinzione tra fenomeni fisici e chimici. I contenuti del programma. L'atomo e sue particelle componenti: elettrone, nucleoni e quark. Numero di massa A e numero atomico Z di un atomo. L'unità di massa atomica 'u'.	Cap 1-pag.3-9; Cap. 2-pag. 56-61 Appendice: A1.1
Lez. 2 giovedì	17 nov h 15-17 Aula 10 Cambio di aula progra mmato	Cifre significative; unità di misura, equivalenze; la mole e la massa molare. Notazione esponenziale. Valore percentuale. La media aritmetica. Equivalenze. Unità di massa atomica. Isotopi. Massa atomica media. Il numero di Avogadro. La mole	Cap. 1 pag. 31-34; Cap.1 pag. 16-22; Cap 3 pag.87-97
Lez. 3 mercoledì	23 nov. 2016 h 13-15 Aula 11	Ripetizione degli argomenti relativi a unità di massa atomica, isotopi, massa atomica media, numero di Avogadro e mole. Esercizi su conversione unità di misura g/u. Esercizi su calcolo di massa atomica media. Difetto di massa. La notazione esponenziale. Cifre significative. Cifre significative e loro uso nei calcoli: regole per addizione/sottrazione e moltiplicazione/divisione. Unità di misura fondamentali del Sistema Internazionale e unità di misura derivate. Multipli e sottomultipli delle unità di misura. Equivalenze. La massa molare. La densità e il volume molare. Esercizi su calcolo della massa molare di sostanze. Calcolo del numero di moli contenute in grammi di sostanze.	
Lez. 4 giovedì	24 nov h 15-17 Aula 10	Dalla formula di un composto alla massa percentuale degli elementi costituenti; dalla % in massa alla determinazione della formula empirica di un composto. Reazioni chimiche. Il reagente in difetto (o reagente limitante). Relazioni ponderali: prodotti e resa di reazione.	Cap. 3: par. 3.4 (pag. 97) e 3.5 (pag.99); Cap. 3 par. 3.7 (pag. 108)
Lez. 5 mercoledì	30 nov h 13-15 Aula 11	Relazioni ponderali. Composizione di miscele. Bilanciamento di reazioni chimiche (metodo <i>hit or miss</i>).	
Lez. 6 mercoledì	7 dic h 13-15 Aula 11	Il numero di ossidazione. Reazioni red-ox e loro bilanciamento attraverso il metodo del numero di ossidazione.	
giovedì	8 dic	Festività	
Lez. 7 mercoledì	14 dic h 13-15 Aula 11	Il modello atomico. Cenni sui modelli di atomo descritti da Thomson, Rutherford e Bohr. Argomento preliminare al modello attuale di atomo: la radiazione elettromagnetica. Spettri di emissione e assorbimento dell'atomo di idrogeno. Quantizzazione dell'energia. Dualismo onda-particella. Il principio di indeterminazione di Heisenberg.	Cap. 6 par. 6.1 (pag. 210), 6.2 (pag. 211-216) par. 6.3 (pag. 216 e 217) par. 6.5 (pag.225) par. 6.6 (pag. 227) par. 6.7

Lez. 8 giovedì	15 dic h 15-17 Aula 11	Cenni all'equazione d'onda di Schrödinger. I numeri quantici n, l, m_l della funzione d'onda Gli orbitali atomici s, p, d, f .	Par.6.9 pag. 232 Par. 6.10 pag. 234-237 pag.238-240. Par.6.11, Par. 6.12 e 6.13
Lez. 9 lunedì	19 dic h 13-17 Aula 9	Lezione straordinaria Si riprendono gli argomenti della lezione precedente I numeri quantici n, l, m_l della funzione d'onda Gli orbitali atomici s, p, d, f .	
Lez. 10 mercoledì	21 dic h 13-15 Aula 11	Lezione straordinaria (per decisione di dipartimento) Il numero quantico di spin dell'elettrone. Atomi poli-elettronici e costruzione della loro configurazione elettronica: principio dell' <i>aufbau</i> , principio di esclusione di Pauli e principio della massima molteplicità di Hund. Energia relativa e ordine di riempimento degli orbitali.	Vedi riferimenti delle lezioni 7 e 8
Lez. 11 giovedì	22 dic h 15-17 Aula 11	Lezione straordinaria (per decisione di dipartimento) Proprietà periodiche: effetto di schermo e dimensioni atomiche, configurazioni elettroniche e dimensioni di cationi e anioni, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività.	Cap.7, par.7.4 pag.279; par.7.5 pag.280-281. Cap. 7 par. 7.6 pag.282, par.7.7 pag. 286, par. 7.8 pag.287.
Vacanza accademica per festività natalizie da mercoledì 21 dicembre 2016 a venerdì 6 gennaio 2017 Si sono tenute lezioni straordinarie lunedì 19, mercoledì 21 e giovedì 22 dicembre 2016 Per iniziativa di tutti i docenti di Chimica Generale e Inorganica dei corsi di Laurea in CTF e in Farmacia, si terranno lezioni straordinarie a cadenza settimanale durante il bimestre gennaio-febbraio 2017 e fino al regolare inizio del II semestre.			
Lez. 12 mercoledì	11 gen 2017 h 9-11 Aula A2	Ripetizione delle proprietà periodiche: effetto di schermo e dimensioni atomiche, configurazioni elettroniche e dimensioni di cationi e anioni, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. Il legame ionico.	Cap. 8 par.8.1 e 8.2 pag. 303-312 (Legame ionico).
Lez. 13 mercoledì	18 gen h 9-11 Aula A2	Legame Covalente Teoria del legame di valenza (VB) Strutture di Lewis Molecole con legami doppi, es. O ₂ Molecole con legami tripli es. N ₂	Cap.9 par.9.1 pag. 358-363 (VB) Cap.8 pag.322-325 (Strutture di Lewis) Cap. 8, par.8.3 (legame covalente pag.316-321)
Per decisione del Consiglio di Corso di Studi in Chimica e Tecnologie Farmaceutiche, le prossime sessioni di chimica nel periodo gennaio-febbraio 2017 saranno a partecipazione volontaria e dedicate a esercitazioni numeriche e spiegazioni su argomenti già trattati. Le sessioni si terranno nei giorni: Esercitazione: Giovedì 26 gennaio 2017 dalle 11.15 alle 13 in aula A8 Esercitazione: Venerdì 10 febbraio 2017 ore 11.10-13.10 aula A2 Esercitazione: Mercoledì 15 dalle 9 alle 11 in aula A2 Esercitazione: Mercoledì 22 febbraio 2017 dalle 9 alle 11 in aula A2			
Lez. 14 venerdì	3 marzo A1 Ore 9-11	Metodo VSEPR per la predizione della geometria molecolare. Predizione della geometria molecolare di PF ₅ , SF ₄ , SF ₆ , HCN, IF ₃ , XeF ₂ , XeF ₄ . Geometria di molecole policentriche, esempio di C ₂ H ₆ .	Cap. 8 par.8.4 pag.335-343 (VSEPR)
Lez. 15 martedì	7 marzo Aula C 13-15	Ibridazione degli orbitali atomici: ibridi sp (molecola BeF ₂), ibridi sp ² (molecola BF ₃), ibridi sp ³ (H ₂ O e CH ₄) ibridi sp ³ d (es. molecola PCl ₅ , SF ₄), ibridi sp ³ d ² (molecola SF ₆). Predizione di geometria VSEPR e ibridazione in molecole policentriche (es: C ₂ H ₄ , C ₂ H ₂) Descrizione della struttura elettronica attraverso formule limite di risonanza. Esempi di risonanza in ozono, benzene e ione nitrato. Espansione dell'ottetto (ipervalenza): esempi relativi al fosforo e allo zolfo.	Cap.9 par.9.2 pag. 363-374 (ibridazione degli orbitali atomici)

Lez. 16 mercoledì	8 marzo A1 Ore 9-11	Teoria dell'orbitale molecolare.	Cap.9 par. 9.3 pag. 374-380 e 384-385.
Lez. 17 Venerdì	10marzo A1 Ore 9-11	Polarità di una molecola e momento di dipolo Forze intermolecolari: forze di <i>London</i> , dipolo-dipolo permanente e legame a idrogeno. Soluzioni: modi di esprimere la concentrazione	Cap. 8, par. 8.5 pag. 343-346. Cap. 11, par. 11.2 pag. 445-451 Cap.4 par. 4.1 pag. 126-130 Par. 4.2 pag. 131-139
Esercitazio ne martedì	14 marzo Aula C 13-15	Esercitazione su bilanciamento delle reazioni chimiche, composizione di miscele, concentrazione di soluzioni.	
Lez. 18 mercoledì	15marzo A1 Ore 9-11	Il comportamento dei gas. Equazione di stato dei gas ideali. Miscele di gas e legge di Dalton. Gas reali vs gas reali. Equazione di stato di <i>van der Waals</i>	Cap.10 par. 10.1, 10.2, 10.3,10.4, 10.5 (pag. - 396-417)
Lez. 19 venerdì	17marzo A1 Ore 9-11	Funzione di distribuzione delle velocità molecolari (Maxwell-Boltzmann) Tensione di vapore di una fase condensata Principio di <i>Le Chatelier-Braun</i> Il diagramma di <i>Andrews</i> Temperature di ebollizione Diagrammi di stato Peculiarità del diagramma di stato dell'acqua (aspetto correlato: la struttura del ghiaccio).	Slide del docente Cap.11-par.11.3,pag.451-455 Slide del docente Pag. 455 Par. 11.4 pag.459-461
Esercitazio ne martedì	21marzo Aula C 13-15	Esercitazione numerica Bilanciamento di reazione red-ox di dismutazione Isomeria strutturale e strutture con centri chirali Gas	
Lez. 20 mercoledì	22marzo A1 Ore 9-11	Termodinamica (1): sistema, stato, ambiente, funzioni di stato. Primo principio della termodinamica, energia interna, calore, lavoro. Capacità termica. Entalpia, entalpia molare; entalpia standard di formazione. Legge di Hess; Curve di riscaldamento.	Cap 5, par 5.1 pag.169-172; Pag.176-178; Par. 5.3 pag.181-182; Par. 5.4 pag.186-191, Par.5.5 pag.191-197, pag.456.
Venerdì	24marzo	No lezione	
Lez. 21 Martedì	28marzo Aula C 13-15	Termodinamica (2): entropia, secondo principio della termodinamica; energia libera di Gibbs. Soluzioni: Legge di Henry, Legge di Raoult Proprietà colligative.	Cap.14, par 14.1 pag. 580-584 Par. 14.2 pag.585-591; 591-594. Cap 11, par.11.8, pag.471-473; pag. 474, 479; pag. 473-480
Lez. 22 mercoledì	29marzo A1 Ore 9-11	Riepilogo degli argomenti discussi nelle precedenti lezioni	
Lez. 23 venerdì	31marzo A1 Ore 9-11	Soluzioni: Legge di Henry, Legge di Raoult. Proprietà di soluzioni di soluti poco volatili. Proprietà colligative: abbassamento della tensione di vapore, abbassamento della temperatura di congelamento, innalzamento della temperatura di ebollizione	Si vedano i riferimenti riportati sopra, ovvero: Cap 11, par.11.8, pag.471-473; pag. 474, 479; pag. 473-480 + slide del docente

Esercitazione martedì	4aprile Aula C 13-15	Proprietà colligativa delle soluzioni: la pressione osmotica. Esercitazione numerica sulle proprietà colligative delle soluzioni.	Cap. 11, pag. 479-481 Vedi slide
Lez. 23 mercoledì	5aprile A1 Ore 9-11	Reazioni reversibili e equilibrio chimico; Legge di azione di massa, costante di equilibrio e concentrazione di reagenti e prodotti. Espressioni della costante di equilibrio (K_c , K_p). Equilibrio eterogeneo. Equilibri multipli. Forma di K e espressione dell'equilibrio. Quoziente di reazione e concentrazioni di equilibrio: prevedere la direzione di una reazione, calcolo delle concentrazioni all'equilibrio. Espressione termodinamica della costante di equilibrio. Esercitazione numerica	Cap. 16
Lez. 24 venerdì	7aprile A1 Ore 9-11	Le informazioni ricavabili dalla costante di equilibrio Espressione della costante di equilibrio nei sistemi eterogenei implicanti gas; Applicazione del principio di Le Chatelier-Braun: gli effetti di perturbazioni esterne sullo stato di equilibrio di una reazione. Esercitazione numerica	Cap. 16 + slide docente Vedi slide
Lez. 25 martedì	11aprile Aula C 13-15	Acidi e basi secondo il modello di Arrhenius. Acidi e basi secondo il modello di Brønsted-Lowry. Coppie coniugate. Acidi e basi secondo Lewis. Auto-ionizzazione dell'acqua (prodotto ionico dell'acqua). pH. Forza di acidi e basi. Relazione tra le costanti di equilibrio delle coppie a/b coniugate.	Cap. 17
Lez. 26 mercoledì	12aprile A1 Ore 9-11	Calcolo del pH. Acidi e basi forti. Acidi monoprotici deboli. Percentuali di ionizzazione. Basi deboli. pH di soluzioni diluite di acidi e basi deboli. Soluzioni molto diluite di acidi e basi forti e deboli.	Cap 17
Vacanze accademiche pasquali da giovedì 13 aprile a mercoledì 19 aprile 2017			
Lez. 27 venerdì	21aprile A1 Ore 9-11	pH di soluzioni di acidi deboli a basi deboli. pH di soluzioni di acidi di-protici e tri-protici.	Cap. 17
Martedì 25 aprile Festa della Liberazione			
Lez. 28 mercoledì	26aprile A1 Ore 9-11	Idrolisi salina. Sali di ioni anfoteri. Ossidi acidi, basici e anfoteri. Idrossidi basici e anfoteri.	Cap. 17 + slide del docente

Lez. 29 venerdì	28aprile A1 Ore 9-11	Nomenclatura dei composti chimici.	Vedi slide 'nomenclatura'
Esercitazione martedì	2maggio Aula C 13-15	Esercitazione numerica su equilibri in fase gassosa e in soluzione acquosa	
Lez. 30 mercoledì	3maggio A1 Ore 9-11	Equilibri di neutralizzazione acido-base. Effetto dello ione a comune. Soluzioni tampone di pH. Esercizi numerici	Cap.18 par. 18.1
Lez. 31 venerdì	5maggio A1 Ore 9-11	Reazioni di neutralizzazione e calcolo del pH. Andamento del pH durante la neutralizzazione di una soluzione di acido forte (base forte). Titolazione acido/base. Differenze nell'andamento del grafico pH/volume di titolante per specie deboli. Il pH di punto equivalente in titolazioni di specie forti e deboli. Esercizi sulla titolazione	Cap 18, par.18.2
Esercitazione martedì	9maggio Aula C 13-15	Esercitazione numerica su equilibri in fase gassosa e in soluzione acquosa.	
Lez. 32 mercoledì	10mag. A1 Ore 9-11	Indicatori di pH. Reazioni di precipitazione. Equilibri di solubilità. Prevedere le reazioni di precipitazione. L'effetto dello ione a comune e la solubilità. Il pH e la solubilità. Esercizi numerici	Cap 18 par 18.3
Lez. 33 venerdì	12mag. A1 Ore 9-11	Elettrochimica. Celle galvaniche. Pila Daniell. Potenziali standard di riduzione. Termodinamica e reazioni red-ox. Individuazione di red-ox spontanee e non spontanee. Equazione di Nernst. Elettrodo standard a idrogeno.	Cap 19 pag. 841-844 Par. 19.4 pag. 847 Par. 19.6 pag. 857 Par. 19.7 pag.857-860
Esercitazione martedì	16mag. Aula C 13-15	Esercizi sulla legge di Nernst; calcolo di costanti di equilibrio di reazioni red-ox, celle a concentrazione. Diagrammi di riduzione e dismutazione. Calcolo del potenziale di una semi-reazione per composizione di potenziali di altre semi-reazioni. Esercizi su elettrochimica.	
Lez. 34 mercoledì	17maggio A1 Ore 9-11	Elettrolisi. Elettrolisi dell'acqua. Processi di competizione agli elettrodi e previsione dei processi. Esercitazione numerica su equilibri in soluzione.	
Lez. 35 venerdì	19mag. A1 Ore 9-11	Cinetica chimica. Ambito di competenze della cinetica. Definizione di velocità di reazione. Approssimazione delle velocità iniziali. Dipendenza della velocità dalla concentrazione dei reagenti. Ordine di reazione. Determinazione sperimentale dell'ordine di reazione rispetto ai reagenti. Meccanismi di reazione. Processi elementari e meccanismi a stadi.	Cap 15

Esercitazione martedì	23mag. Aula C 13-15	Esercitazione numerica su: Soluzioni di acido forte -base debole, calcolo del pH, titolazione acido/base e calcolo del pH al punto equivalente. Equilibrio in fase gassosa. Calcolo di Kps di X_2S da ΔE di una cella a concentrazione Equilibrio di precipitazione.	
Lez. 36 mercoledì	24mag. A1 Ore 9-11	Cinetica (II parte). Teoria delle collisioni, complesso attivato, energia di attivazione. Effetto della temperatura sulle velocità di reazione. Legge di Arrhenius e distribuzione di Maxwell Boltzmann. Catalizzatori.	Cap. 15
Lez. 37 venerdì	26mag. A1 Ore 9-11	Solidi, solidi reticolari, molecolari, e metallici. Legame metallico: teoria delle bande. Ridiscussione dei solidi e del legame metallico. Caso del Magnesio. Solidi salini. Esercitazione numerica: Esercizi su equilibri gassosi, tamponi, neutralizzazioni.	Cap. 13. Par. 13.1 pag. 540-544 Par.13.2 pag. 551-556
Esercitazione martedì	30mag. Aula C 13-15	Esercitazione numerica Argomenti a richiesta degli allievi.	
Lez. 38 mercoledì	31mag. A1 Ore 9-11	Argomenti a richiesta degli allievi.	