



UNIVERSITÀ
degli STUDI
di CATANIA

DIPARTIMENTO DI SCIENZE DEL FARMACO E DELLA SALUTE
Corso di laurea magistrale in Farmacia
Anno accademico 2021/2022 - 1° anno

CHIMICA GENERALE ED INORGANICA I M - Z

CHIM/03 - 8 CFU - 1° semestre

Docente titolare dell'insegnamento

AURORE FRAIX

Email: fraix@unict.it

Edificio / Indirizzo: Viale Andrea Doria, 6, Edificio 2, terzo piano, stanza 5

Telefono: +39 095 738 4086 /095 738 5059

Orario ricevimento: Lunedì dalle 10:00 alle 12:00, previo appuntamento concordato per e-mail. E' possibile contattare il docente in orari diversi, previo appuntamento via e-mai.

OBIETTIVI FORMATIVI

Scopo del corso è quello di fornire allo studente le basi generali della chimica nonché la comprensione di tematiche ad essa connesse e sviluppati in altri corsi del Corso di Laurea

MODALITÀ DI SVOLGIMENTO DELL'INSEGNAMENTO

Lezioni ed esercitazioni in aula.

Qualora l'insegnamento venisse impartito in modalità mista o a distanza potranno essere introdotte le necessarie variazioni rispetto a quanto dichiarato in precedenza, al fine di rispettare il programma previsto e riportato nel syllabus.

Informazioni per studenti con disabilità e/o DSA.

A garanzia di pari opportunità e nel rispetto delle leggi vigenti, gli studenti interessati possono chiedere un colloquio personale in modo da programmare eventuali misure compensative e/o dispensative, in base agli obiettivi didattici ed alle specifiche esigenze. E' possibile rivolgersi anche al docente referente CInAP (Centro per l'integrazione Attiva e Partecipata - Servizi per le Disabilità e/o i DSA) del nostro Dipartimento, Prof.ssa Teresa Musumeci."

PREREQUISITI RICHIESTI

Conoscenze di base di aritmetica e algebra, quali operazioni con i numeri razionali (reali), soluzione di equazioni di 1° e 2° grado, uso della funzione log. Uso della calcolatrice scientifica

FREQUENZA LEZIONI

Obbligatoria

CONTENUTI DEL CORSO

La materia e il sistema periodico degli elementi

Proprietà chimiche e fisiche degli elementi

Il legame chimico

Nomenclatura e reazioni chimiche

Numeri di ossidazione.

Bilanciamento

Classificazione dei composti inorganici

Reazioni acido-base, di scambio e di ossido-riduzione.

Stati di aggregazione

Equilibrio chimico.

Chimica Inorganica

TESTI DI RIFERIMENTO

Chimica Generale e Inorganica

1. A. M. Manotti Lanfredi & A. Tiripicchio, Fondamenti di Chimica, CEA

2. J.C. Kotz et al. - Chimica - EdiSES

3. P.W. Atkins, L. Jones - Chimica Generale - Zanichelli

4. Fusi et al., -Chimica Generale ed Inorganica - Idelson-Gnocchi

5. Petrucci et al., -Chimica Generale- Piccin

6. Speranza et al. -Chimica Generale ed Inorganica- Edi-Ermes

7. M. Schiavello, L. Palmisano - Fondamenti di Chimica - EdiSES

8. R. Chang - Fondamenti di Chimica Generale - Mc Graw Hill

9. Nivaldo J. Tro - Chimica - EdiSES

Chimica Inorganica

10. D.H. Bandinelli - Chimica Inorganica - Piccin

11. I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani - Chimica Inorganica - Ambrosiana, (distribuzione Zanichelli)

Stechiometria

12. P. M. Lausarot, G.A. Vaglio - Stechiometria per la Chimica Generale- Piccin

13. P. Giannoccaro, S. Doronzo -Elementi di Stechiometria- Edises

N.B.: Anche se le lezioni si basano su 1 o 2 testi per ogni sezione, si fa presente che tutti i testi sopra elencati sono ugualmente validi e lo studente è libero di scegliere quello che ritiene più adatto alla propria formazione. Eventuali testi non elencati, possono essere sottoposti al vaglio del docente.

ALTRO MATERIALE DIDATTICO

Materiale pubblicato su Studium dal docente

PROGRAMMAZIONE DEL CORSO

	Argomenti	Riferimenti testi
1	1 Presentazione del corso. - Notazione scientifica dei numeri. - Unità di misura e sistema internazionale. - Proprietà e classificazione della materia. - Leggi della combinazione chimica. - Equazioni Chimiche	Testo 1: Cap. 1
2	2 Teoria Atomica di Dalton. - Principio di Avogadro. - Regola di Cannizzaro. - Costituzione degli atomi. - Cenni sulle radiazioni elettromagnetiche. - Modelli atomici.	Testo 1: Caps. 1 e 2
3	3 Introduzione alla tavola periodica. - Modello dell'atomo di Idrogeno di Bohr. - Meccanica quantistica. - Equazione di Schrödinger. - Esercizi	Testo 1: Cap. 2
4	4 Struttura elettronica degli elementi. - Proprietà periodiche: - raggi atomici; - potenziale di ionizzazione; - affinità elettronica	Testo 1: Cap. 2
5	5 Regola dell'ottetto. - Simboli di Lewis. - Legame metallico e legame ionico. - Legame covalente: Omeopolare, eteropolare e dativo. - Esercizi	Testo 1: Cap. 2
6	6 Eccezioni alla regola dell'ottetto; - Energia nel legame covalente; - Legame covalente-polare; - Elettronegatività	Testo 1: Cap. 3

7	7 Geometria molecolare VSEPR; - Introduzione al legame di valenza (VB). - Descrizione di N ₂ , H ₂ O; CH ₄ , C ₂ H ₂ e C ₂ H ₄ con la teoria VB; Limiti della teoria VB; - Teoria Orbitale Molecolare (MO).	Testo 1: Cap. 3
8	8 Diagrammi di correlazione molecole biatomiche omonucleari. - Legame dipolo-dipolo e dipolo indotto. - Legame idrogeno. - Numero di ossidazione (n.o.), - calcolo n.o. dalla formula di struttura Testo 1: Cap. 3	Testo 1: Cap. 3
9	9 Regole per la determinazione dei n.o. nei vari composti. - Nomenclatura composti binari (IUPAC e non). -Nomenclatura composti ternari - idrossidi ed acidi. Nomenclatura dei Sali e degli ioni. Sistematica Chimica	Testo 1: Cap. 4
10	10 Formule di struttura di vari composti inorganici. - Reazioni chimiche senza variazione del n.o. - Acido-base; Acido-ossido; Base-ossido; - Sale-sale - Reazioni chimiche con variazione del n.o. (redox). - Bilanciamento delle reazioni redox: - Metodo diretto	Testo 1: Cap. 4
11	11 Bilanciamento delle reazioni redox: Metodo semireazioni in ambiente acido; - Metodo semi-reazioni in ambiente basico; - esercizi	Testo 1: Cap. 4
12	12 Stati di aggregazione della materia - Stato Solido: Amorfi e cristalli e proprietà. - Reticoli cristallini e celle elementari. - Stato gassoso: proprietà; - Equazione di stato dei gas ideali*. - Miscele gassose	Testo 1: Cap. 5 - 6 - 7
13	13 Gas reali; equazione di van der Waals; Applicazione della legge dei gas perfetti; - Stato Liquido: Proprietà, evaporazione e tensione di vapore. Ebollizione, - sublimazione, fusione e solidificazione.	Testo 1: Cap. 5 - 6 - 7
14	14 Soluzioni - Natura, entalpia di soluzione. -Definizioni delle concentrazioni*: frazione molare, molarità, molalità e Normalità	Testo 1: Cap. 8
15	15 Tensione di vapore Legge di Raoult. - Proprietà Colligative: - Abbassamento tensione di vapore; Innalzamento ebullioscopico; - Abbassamento crioscopico; - Pressione osmotica. - Anomalie	Testo 1: Cap. 8
16	16 Esercitazioni	
17	17 Equilibrio Chimico: Omogeneo ed eterogeneo. - Costante di Equilibrio. - Principio dell'equilibrio mobile. - Dipendenza della costante di equilibrio dalla Temperatura. - Equilibri di solubilità dei Sali poco solubili.	Testo 1: Cap. 10 e Testo 3 Cap. 15
18	18 Autoprotolisi dell'acqua. - Concentrazione idrogenionica - Acidità e basicità delle soluzioni. - Definizione di acido e base di Arrhenius. - Esercitazioni.	Testo 1: Cap. 12
19	19 Equilibri di solubilità dei Sali poco solubili. - Definizioni di acido e base di Brönsted-Lowry. - Forza degli Acidi e delle Basi. - Acidi e Basi poliprotiche	Testo 1: Cap. 12
20	20 Correlazione forza - struttura acidi e basi. - Acidi e basi di Lewis. - Idrolisi salina. - Esercizi	Testo 1: Cap. 12

21	21 Soluzioni Tampone: Definizione e meccanismi di funzionamento. Costituzione limiti e capacità. Esempi.	Testo 1: Cap. 12
22	22 Esercitazioni	
23	23 Equilibri Eterogenei: Sistemi ad uno e a due componenti.	. Testo 1: Cap. 11
24	24 Esercitazioni	

VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO

MODALITÀ DI VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO

La verifica dell'apprendimento avverrà tramite una prova scritta.

La risoluzione di problemi permetterà allo studente di dimostrare la sua capacità di integrare diverse nozioni. Verrà valutato l'intero ragionamento, si chiederà dunque allo studente di dimostrare con chiarezza come ha svolto l'esercizio.

La verifica dell'apprendimento potrà essere effettuata anche per via telematica, qualora le condizioni epidemiologiche lo dovessero richiedere.

ESEMPI DI DOMANDE E/O ESERCIZI FREQUENTI

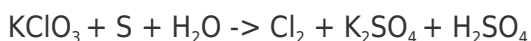
X) Formula bruta carbonato di calcio;

a - $\text{Ca}(\text{H}_2\text{CO}_3)_2$; **b** - $\text{Ca}(\text{H}_2\text{CO}_3)$; **c** - $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; **d** - $\text{Ca}(\text{HCO}_3)$

XX) Calcolare la pressione osmotica di una soluzione acquosa di KCl ottenuta sciogliendo 2.50 g di tale sale in 250.0 mL di acqua a 25 °C, assumendo che la variazione di volume è trascurabile. ($R=0.0821 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$).

a - 13.13 atm; **b** - 6.57 atm; **c** - 9.85 atm; **d** - 3.28 atm.

XXX. Bilanciare la seguente reazione:



XXXX. 500 mL soluzione tampone contiene 0,05 mol di un acido debole HA e 0,04 mol della sua base coniugata A⁻. Calcolare il pH di questa soluzione. ($K_a = 10^{-4.8}$)
