

Attività formativa	CHIMICA GENERALE ED INORGANICA
Modulo didattico	CHIMICA GENERALE ED INORGANICA
CFU	9
Ore	72
Tipo	Lezioni frontali
Obiettivo formativo	Al termine del corso lo studente: - possiede le conoscenze di base della struttura atomica, del legame chimico, delle proprietà delle soluzioni, delle principali reazioni chimiche e degli elementi termodinamici e cinetici che le caratterizzano; - è in grado di risalire alla struttura geometrica ed alla nomenclatura dei composti inorganici; - sa bilanciare le reazioni chimiche a partire dai reagenti, prevedendone la spontaneità; - è in grado di applicare le conoscenze acquisite per la soluzione dei problemi propri della professione.

TEMATICA			LEZIONI		
Tema	Obiettivo	Ore		Argomenti	Durata (ore)
Introduzione	Lo studente conosce l'organizzazione dell'insegnamento, della verifica e degli argomenti da studiare.	1,5	1	Organizzazione delle lezioni e modalità di verifica dell'apprendimento. Introduzione agli argomenti del programma. Presentazione della chimica, dei suoi strumenti e dei suoi obiettivi.	1,5
Struttura e proprietà degli atomi e della materia	Lo studente conosce la struttura degli atomi e ne comprende le proprietà in funzione della configurazione elettronica e della collocazione nella tavola periodica	11	1	Proprietà della materia. Cambiamenti Fisici e Chimici. Elementi, composti e miscele. Teoria atomica di Dalton.	1,0
			2	Protoni, neutroni ed elettroni. Numero atomico. Isotopi. Ioni. Radiazione elettromagnetica e spettro elettromagnetico. Effetto fotoelettrico. Natura dualistica della luce. Teoria quantistica. Modello atomico di Bohr.	2,5
			3	Spettro dell'atomi di idrogeno ed elio. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Equazione di Schroedinger. Teoria quantistica dell'atomo. Numeri quantici. Orbitali atomici.	2,5
			4	Atomi idrogenoidi. Atomi poli-elettronici. Configurazione elettronica dei primi 30 elementi.	2,5
			5	Tavola periodica. Proprietà periodiche degli elementi. Raggio atomico, energia di ionizzazione e affinità elettronica. Metalli e non metalli. Principi di reattività di metalli e non metalli.	2,5
Il legame chimico e gli stati di aggregazione della materia	Lo studente conosce le diverse modalità di interazione elettronica fra atomi (legame covalente, ionico, metallico) e fra molecole (forze intermolecolari)	20	6	Il legame chimico. Teoria del Legame di Valenza. Legame σ e π . Ibridazione di orbitali atomici. Elettroni di legame e non di non legame.	2,5
			7	Elettronegatività. Momento di dipolo elettrico di legame e molecolare. Significato di formula chimica.	2,5
			8	Formule di Lewis. Geometria molecolare e modello VSEPR. Cariche formali e numero di ossidazione. Forme di risonanza. Risoluzione di esercizi sulle formule di Lewis.	2,5
			9	Risoluzione di esercizi sulle formule di Lewis.	2,5
			10	Risoluzione di esercizi sulle formule di Lewis.	2,5
			11	Formula di struttura e nomenclatura dei principali ossiacidi e relativi anioni. Teoria dell'orbitale molecolare. Orbitali di legame e non legame. Legame covalente polare e legame ionico nella teoria dell'orbitale molecolare.	2,5
			12	Raggio atomico e raggio ionico. I solidi ionici. La costante di Madelung. Il legame metallico.	2,5
			13	Forze intermolecolari. Polarizzabilità. Legami a idrogeno. Teoria cinetica molecolare dei gas ideali. Equazione di stato dei gas ideali. Transizioni di stato. Diagrammi di stato. Tensione di vapore. Tensione superficiale. Capillarità. Viscosità.	2,5
Le trasformazioni chimiche	Lo studente conosce la rappresentazione delle reazioni chimiche, le loro implicazioni ponderali ed energetiche, e la valutazione della loro spontaneità in funzione delle condizioni.	17,5	14	Stechiometria. Concetto di equazione chimica. Relazioni di massa nelle reazioni chimiche. Scala di massa atomica. Composizione percentuale di un composto. La mole e la massa molare.	2,5
			15	Reagente limitante. Resa di una reazione. Risoluzione di esercizi e problemi numerici sulla stechiometria.	2,5

			16	Risoluzione di esercizi e problemi numerici sulla stechiometria.	2,5
			17	Le miscele. Soluzioni e dispersioni. Concetto di elettrolita. Coefficiente di van't Hoff. Unità di concentrazione. Passaggio fra diverse unità di concentrazione. Diluizione di una soluzione. Abbassamento della tensione di vapore. Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico. Pressione osmotica. Solubilità dei gas in acqua. Soluzioni colloidali.	2,5
			18	Reazioni chimiche ed equilibrio. Termodinamica chimica. Energia interna ed entalpia. Energia libera di Gibbs e spontaneità di una reazione. Quoziente di reazione. Costante di equilibrio.	2,5
			19	Equilibri in fase gassosa. K_p e K_c . Equilibri eterogenei. Risoluzione di esercizi e problemi numerici sulla termodinamica e sull'equilibrio chimico in fase gassosa.	2,5
			20	Principio di Le Chatelier. Risoluzione di esercizi e problemi numerici sulla termodinamica e sull'equilibrio chimico in fase gassosa. Effetto dei coefficienti stechiometrici sulla costante di equilibrio. Somma di reazioni chimiche e calcolo della costante.	2,5
Equilibri chimici in soluzione acquosa	Lo studente conosce la natura degli equilibri acido-base e di solubilità in acqua ed è in grado di valutarne quantitativamente gli effetti.	17,5	21	Equilibri in soluzione acquosa. Autoprotolisi dell'acqua e pH. Definizione di acidi e basi secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis. Soluzioni acquose di acidi e basi. Definizione di acido/base forte e debole. Rapporto fra K_a e K_b in una coppia coniugata.	2,5
			22	Dissociazione di acidi e basi deboli. Percentuale di dissociazione/idrolisi ed effetto della diluizione. Risoluzione di esercizi e problemi numerici sugli equilibri acido-base in soluzione acquosa.	2,5
			23	Idrolisi salina. Reazioni fra un acido e una base. Soluzioni tampone. Risoluzione di esercizi e problemi numerici sugli equilibri acido-base in soluzione acquosa.	2,5
			24	Risoluzione di esercizi e problemi numerici sugli equilibri acido-base in soluzione acquosa.	2,5
			25	Acidi poliprotici. Risoluzione di esercizi e problemi numerici sugli equilibri acido-base in soluzione acquosa di acidi poliprotici.	2,5
			26	Specie chimica prevalente a pH fissato. Concetto di titolazione. Titolazione di un acido forte con una base forte. Titolazione acido debole con una base forte. Calcolo del punto equivalente. Titolazione di una base con un acido. Indicatori di pH.	2,5
			27	Equilibri eterogenei e solubilità. Prodotto di solubilità. Effetto dello ione in comune. Precipitazione selettiva di ioni metallici. Risoluzione di esercizi e problemi numerici sugli equilibri eterogenei.	2,5
Elettrochimica e cinetica chimica	Lo studente conosce i principi alla base della trasformazione di energia chimica in energia elettrica e viceversa, nonché i fattori che influenzano la velocità ed il meccanismo delle reazioni chimiche.	10	28	Reazioni di ossido-riduzione ed elettrochimica. Forza elettromotrice. Potenziali di riduzione. Equazione di Nernst.	2,5
			29	Pile a concentrazione. Elettrodi standard. Spontaneità di una reazione di ossido-riduzione. Elettrolisi. Risoluzione di esercizi e problemi numerici su elettrochimica e reazioni di ossido-riduzione.	2,5
			30	Risoluzione di esercizi e problemi numerici su elettrochimica e reazioni di ossido-riduzione. Bilanciamento di reazioni di ossido-riduzione.	2,5
			31	Velocità di reazione. Meccanismo di reazione. Teoria degli urti. Energia di attivazione. Equazione di Arrhenius. Reazioni multistadio. Catalisi. Legge cinetica e costante di velocità. Ordine di reazione. Integrazione delle leggi cinetiche di reazione di ordine zero, uno e due. Risoluzione di esercizi e problemi numerici su cinetica chimica.	2,5