

Programma di Chimica Generale:

Introduzione: la teoria atomica di Dalton, legge delle proporzioni definite, legge delle proporzioni multiple. Il concetto di mole, numero di Avogadro. Principio di Avogadro. Eccezioni alla legge delle proporzioni definite (ossidi non stechiometrici). Composti e molecole.

Peso atomico, peso molecolare e peso formula.

La struttura atomica. Bohr e la teoria quantistica. Meccanica ondulatoria, orbitali atomici, Aufbau.

Il sistema periodico degli elementi. Raggi atomici e raggi ionici. Elettronegatività.

Il legame chimico. Legame ionico e cenni alla struttura dei solidi cristallini. Ciclo di Born-Haber.

Legame covalente. Legame dativo. Strutture di Lewis. Regola dell'ottetto. Teoria VSEPR. Teoria del legame di valenza (VB). Orbitali ibridi. Ottetto incompleto ed ottetto espanso. Momento dipolare.

Orbitali molecolari di molecole biatomiche (MO-LCAO).

Interazioni intermolecolari: ione-dipolo, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo indotto, dipolo istantaneo-dipolo indotto, forze di Van der Waals, legame a idrogeno e sua importanza in chimica e biologia.

Cenni di nomenclatura inorganica. Idrossidi e acidi. Sali, reazioni tra acidi e idrossidi, formazione di sali.

Calcoli stechiometrici. Bilanciamento di reazioni chimiche. La relazione tra masse e moli. Reagente limitante.

Reazioni di ossidoriduzione: bilanciamento in forma molecolare e in forma ionica. Disproporzioni.

Cenni di Termodinamica: 1°, 2° e 3° principio. Entalpia delle reazioni, Legge di Hess. Spontaneità dei processi ed energia libera di Gibbs.

Lo stato gassoso. Leggi di Boyle, Charles, Gay-Lussac. Equazione di stato dei gas ideali.

Distribuzione delle velocità molecolari secondo Maxwell e Boltzmann. Legge di Dalton. Densità (assolute e relative) dei gas e determinazione del peso molecolare. Gas reali: equazione di Van der Waals. Diagramma P-V della CO₂. Temperatura critica dei gas.

Gli stati condensati: solidi e liquidi. Velocità molecolari dei liquidi ed evaporazione. La pressione di vapore. Equazione di Clausius-Clapeyron. Diagrammi di stato (P-T) di H₂O e CO₂. Il concetto di "equilibrio dinamico" e sua applicazione agli equilibri tra fasi. Principio di Le Chatelier.

Le soluzioni. Unità di concentrazione: percentuale in peso, frazione molare, molarità e formalità, molalità, normalità e concetto di equivalente chimico in relazione al tipo di reazione considerata.

Soluzioni ideali e entalpia di mescolamento. Legge di Raoult. Deviazioni positive e negative dalla legge di Raoult. Tensione di vapore di soluzioni di soluti non volatili. Abbassamento crioscopico ed ebullioscopio. Modifica del diagramma di stato dell'acqua in presenza di soluti non volatili.

Pressione osmotica. Soluzioni isotoniche. Proprietà colligative.

L'equilibrio chimico. Densità anomale dei gas e dissociazione gassosa. Le reazioni chimiche di equilibrio. Equilibri omogenei ed eterogenei. Effetti della pressione sugli equilibri gassosi.

Relazione tra K_c e K_p. La temperatura e l'equazione di Van't Hoff. Il Principio di Le Chatelier applicato agli equilibri chimici. I calcoli negli equilibri chimici.

Cenni di cinetica chimica: velocità di reazione, energia di attivazione, equazione di Arrhenius.

Gli equilibri in soluzione. Reazioni di scambio protonico. Acidi e basi, definizioni di Arrhenius, Brønsted e Lewis. Acidi e basi deboli, binomio di Van't Hoff. Proprietà colligative di elettroliti deboli. L'idrolisi salina. Soluzioni tampone. Prodotto di solubilità. Calcoli di pH di soluzioni acquose.

Pile. Potenziali elettrodi. Serie elettrochimica. Pile chimiche e pile a concentrazione. Equazione di Nernst. La misura elettrochimica del pH. Elettrodo a idrogeno.

END CONTENT MAIN_FOOTER

END MAIN_FOOTER

END SITE_CONTENT FOOTER