

Chimica generale ed inorganica

Lamponi Stefania

[Materiale didattico](#)

Telefono: 0577/234386

E-mail: lamponi@unisi.it

Sede di appartenenza: [Dip. Farmaco Chimico Tecnologico](#) - Via De Gasperi, 2 - S. Miniato

Ricevimento studenti: Tutti i giorni previo appuntamento telefonico o via email

[Elenco delle pubblicazioni](#)

Programma relativo all'a.a. 2007 - 2008

Materia, luce ed energia.

L'atomo, nucleo e elettroni.

L'atomo di idrogeno.

Atomi polielettronici.

Aufbau.

Regole di riempimento.

Configurazione elettronica degli elementi.

Organizzazione degli elementi secondo la loro configurazione elettronica esterna e in ordine di numero atomico crescente: la tavola periodica.

Ripetizione periodica delle proprietà al crescere del numero atomico.

Alcune proprietà periodiche: potenziale (o energia) di ionizzazione, l'affinità elettronica.

Il raggio atomico.

Suddivisione della Tavola in Metalli e Non-Metalli.

La massa degli atomi.

Peso atomico relativo.

Peso atomico medio della miscela isotopica.

La mole.

Sostanze ioniche e Legame Ionico.

Nomenclatura degli ioni monoatomici.

Tipi di reticoli.

Sostanze molecolari e Legame Covalente.

Molecole biatomiche: H₂, F₂, HF.

Legame ?.

Parametri che caratterizzano un legame covalente, lunghezza ed energia di legame.

Il raggio covalente.

Geometria delle molecole.

Teoria della Repulsione delle Coppie Elettroniche di Valenza (VSEPR) = previsione della struttura geometrica delle molecole e degli ioni poliatomici in base al numero delle coppie elettroniche di valenza (coppie di legame + coppie di non-legame o solitarie).

Distorsione degli angoli di legame dai valori previsti.

Orbitali ibridi.

La regola dell'ottetto e il suo superamento.

Rappresentazione di risonanza e suo significato fisico: delocalizzazione degli elettroni.

Energia di risonanza: differenza tra l'energia (sperimentale) della formula vera e quella (calcolata) della più stabile delle formule limiti.

Elettronegatività e sue conseguenze.

Il legame covalente polarizzato.

Scala delle elettronegatività di Pauling.

Forza di attrazione tra molecole. o forze di Van der Waals.

Attrazione tra molecole polari (interazioni dipolo-dipolo).

Polarizzazione di molecole apolari indotta da molecole polari vicine (interazione dipolo-dipolo indotto).

Il legame a ponte di idrogeno (interazione elettrostatica tra un atomo di idrogeno).

Interazioni per dispersione o di London.

Interazioni inter-molecolari e stati di aggregazione della materia.

Lo Stato Gassoso.

Variabili che definiscono lo stato di un gas: temperatura, pressione, volume e numero di particelle.

Termometri.

Equazione di stato di un gas.

Legge di Boyle, legge di Gay-Lussac.

Principio di Avogadro.

Il volume molare.

Equazione generale dei gas perfetti: $pV = nRT$. R, costante universale dei.

Determinazione del peso molecolare delle sostanze gassose.

Gas ideali (o perfetti) e gas reali.

Deviazioni dalla idealità.

Attrazione tra le molecole e il loro volume intrinseco.

L'equazione di Van der Waals.

Comportamento reale dei gas: liquefazione.

Temperatura critica, differenza tra gas e vapore.

Miscela di gas.

Pressioni parziali.

Legge di Dalton.

Lo Stato Solido. Reticolo cristallino.

Energia di reticolo.

Cenni sul legame metallico Proprietà delle sostanze solide.

Lo Stato Liquido.

Caratteristiche.

Isotropia.

Leggi che regolano lo stato liquido.

La diffrazione nei liquidi.

Equilibri di fase. Fase.

Sistemi omogenei ed eterogenei.

Fusione (solidificazione), evaporazione (condensazione) sublimazione (condensazione).

Equilibrio liquido-vapore (vapore saturo, tensione di vapore e pressione del vapore saturo).

Tensione di vapore dei solidi.

Diagrammi (p T) e diagrammi di stato: suddivisione nelle zone solido, liquido e vapore: punto triplo.

Diagramma di stato dell'acqua e sua anomalia.

Diagramma di stato di CO₂ perché la CO₂ solida (ghiaccio secco) non fonde a pressione atmosferica, ma sublima.

Le soluzioni. Soluti e solvente.

Le soluzioni liquide.

Le concentrazioni.

Modi di esprimere la concentrazione in chimica: frazione molare, molalità molarità.

Natura delle interazioni soluto-solvente.

Solventi polari e apolari Soluzioni sature.

Solubilità.

Solubilità e temperatura.

Proprietà Colligative delle Soluzioni.

Legge generale di Raoult.

Abbassamento del punto di fusione e innalzamento del punto di ebollizione delle soluzioni rispetto al solvente.

Costanti, crioscopica ed ebullioscopica.

Pressione osmotica.

Il coefficiente di correzione i di Van't Hoff.

Concentrazione e attività degli ioni in acqua.

Reazioni ed Equazioni Chimiche.

Reazioni chimiche.

Reagenti e prodotti.

Il bilancio (o bilanciamento) delle equazioni chimiche: i coefficienti stechiometrici.

Equilibrio chimico.

Reversibilità e irreversibilità delle reazioni.

Reazioni reversibili.

La legge di Azione di Massa.

Costante di equilibrio, K .

Dipendenza di K dalla temperatura.

Relazione tra K_c e K_p .

Il Principio di Le Chatelier

Lo stato degli ioni e delle molecole nell'acqua.

Struttura a proprietà dell'acqua.

Idratazione degli ioni, cationi ed anioni.

Prima sfera di idratazione: Fe(H₂O)₆²⁺, Be(H₂O)₄²⁺, Cl(H₂O)₄.

Seconda sfera di idratazione.

Simbologia nella rappresentazione degli acquioni.

Acidi e basi.

Proprietà degli acidi e delle basi.
Definizione di Arrhenius.
Teoria di Bronsted e Lowry.
Acidi forti e deboli.
Costante di dissociazione acida o di acidità, K_A .
Basi forti e deboli.
Costante di basicità, K_B .
Equilibrio di ionizzazione dell'acqua.
Il prodotto ionico dell'acqua, K_w .
Acidi poliprotici.

La concentrazione degli ioni idrogeno in soluzione acquosa.
pH.
pH di soluzioni di acidi forti e acidi deboli.
pH di soluzioni di un acido e della sua base coniugata (soluzioni tampone).
Proprietà delle soluzioni tampone.
Indicatori acido-base.
Titolazione acido-base.
Punto equivalente.
Curve di titolazione. Come si costruisce una curva di titolazione.

Le reazioni acido-base ed il legame covalente.
Teoria di Lewis.

Formazione di composti di coordinazione (o complessi).
La formazione di composti di coordinazione come reazione acido-base di Lewis.

Solubilità dei sali e Reazioni di Precipitazione.
Equilibrio di dissoluzione di un sale.
Prodotto di solubilità K_{ps} .
Relazione tra solubilità S e prodotto di solubilità K_{ps} .
Sali solubili e insolubili.
Reazioni di precipitazione.

Reazioni di ossido-riduzione.
Trasferimento di elettroni da una specie all'altra.
Il Grado (o Stato o Numero) di Ossidazione Regole per il calcolo immediato del Grado di Ossidazione.
Bilanciamento di reazioni di ossidoriduzione.

Semi-reazioni e Celle Galvaniche.
Scomposizione "reale" di una reazione di o.-r. nelle sue semi-reazioni: pila (o cella galvanica): sistema in cui il trasferimento degli e- dal riducente all'Ossidante costretto ad avvenire attraverso un conduttore metallico.
Semi-celle, elettrodi e ponte salino.
Potenziale di elettrodo.
Potenziale Normale di Elettrodo.
Elettrodo Normale a Idrogeno.
Serie di Potenziali Normali di riduzione.
Equazioni di Nernst.
Applicazioni dell'equazione di Nernst.

Pile a concentrazione.

Determinazione della concentrazione degli ioni da misure di potenziale.

Determinazione potenziometrica del pH.

Elettrolisi. Cella elettrolitica.

Catodo (-) e anodo (+).

Il catodo, come riducente di forza controllabile, l'anodo come ossidante di forza controllabile.

Riduzione catodica ed ossidazione anodica.

Elettrolisi di SALI fusi.

Elettrolisi di soluzioni acquose: Elettrolisi dell' H_2O .

Aspetti quantitativi dell'elettrolisi: il Faraday.

Le leggi di Farady.

Cenni di chimica inorganica.