

Insegnamento di **Chimica Generale e Inorganica e Laboratorio– Gruppo 5** (10 CFU)

Docente: *Lucia Falcigno*

Programma:

Teoria atomica della materia: struttura degli atomi; orbitali; configurazione elettronica; peso atomico degli elementi; grandezze fondamentali e mole; unità di misura e cifre significative; tavola periodica e proprietà periodiche.

Composizione e formule – Reazioni: nomenclatura dei composti chimici; composizione percentuale di un composto; determinazione della formula empirica e molecolare; reazioni chimiche e loro bilanciamento; calcolo delle quantità nelle reazioni chimiche.

Legame chimico: valenza; legame covalente in molecole biatomiche; legame covalente in molecole poliatomiche; formule di struttura di Lewis; geometria molecolare; teoria VSEPR; ibridazione; orbitali molecolari; legame ionico e composti ionici; metalli; forze intermolecolari: le interazioni di van der Waals e il legame a idrogeno.

Stati della materia: Solidi; tipi di solidi: molecolari, ionici, covalenti, metallici; reticolo cristallino e celle elementari; esempi. **Liquidi:** caratteristiche dello stato liquido; **Gas:** Leggi dei gas; gas ideali e gas reali; equazioni di stato dei gas; pressioni parziali e legge di Dalton.

Equilibri di fase: tensione di vapore di solidi e liquidi; passaggio di fase; diagrammi di stato; esempi: diagrammi di stato dell'acqua, dell'anidride carbonica, dello zolfo.

Soluzioni: dissoluzione di un soluto in un solvente; modi di esprimere la concentrazione di soluzioni: molarità, molalità, per cento in peso, per cento in volume, frazione molare, la solubilità delle sostanze. Soluzioni Liquido-Solido e Liquido-Gas.

Proprietà colligative delle soluzioni: tensione di vapore delle soluzioni e legge di Raoult; Innalzamento della temperatura di ebollizione e abbassamento della temperatura di congelamento delle soluzioni; Osmosi e pressione osmotica; proprietà colligative in soluzioni di elettroliti.

Cenni di termodinamica: le tre leggi della termodinamica; funzioni di stato; energia interna E; la funzione Entalpia H; reazioni isoterme ed endoterme; la funzione entropia S; la funzione energia libera di Gibbs G; il concetto di equilibrio.

Cinetica chimica: aspetti cinetici e termodinamici di una reazione; velocità di reazione; cinetica delle reazioni del I e del II ordine; effetto della temperatura sulla velocità di reazione; meccanismo di reazione; teoria delle collisioni; catalizzatori.

Equilibrio chimico: natura dell' equilibrio chimico; legge di azione di massa; fattori che influenzano l'equilibrio; principio di Le Chatelier; esempi di equilibri in fase gassosa.

Equilibri acido-base in soluzione acquosa: autoionizzazione dell'acqua; definizione di acidi e basi; definizione di Arrhenius; teoria di Bronsted e Lowry; forza degli acidi e delle basi; scala di pH; definizione di Lewis; soluzioni tampone; titolazioni acido-base; indicatori. Esempi di equilibri in soluzione.

Equilibri eterogenei: soluzioni sature; prodotto di solubilità; precipitazione e ridiscioglimento di precipitati.

Elettrochimica: pile; potenziale di elettrodo; potenziali standard; equazione di Nerst; pile ed equilibrio chimico; elettrolisi.

Chimica Inorganica: proprietà degli elementi dei gruppi principali e dei loro composti più importanti.

ESPERIENZE IN LABORATORIO:

- **Introduzione a tecniche elementari di laboratorio. Alcune reazioni del rame.**
- **Titolazione acido-base (HCl-NaOH)**
- **Preparazione di soluzioni tampone (esempio acido acetico-acetato di sodio)**

Testi consigliati:

Teoria:

T.L. Brown, H. E. Lemay Jr., B. E. Bursten, C. J. Murphy, P. M. Woodward – Fondamenti di Chimica – EdiSES

I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani – CHIMICA – C. E. A.

J. C. Kotz, P. M. Treichel, J. R. Townsend – CHIMICA - EdiSES

Esercizi:

M. Vacatello – Problemi di Chimica 1.0 – Piccin Ed.

I. Bertini, F. Mani – Stechiometria - C. E. A.