



PROGRAMMA SVOLTO DI SCIENZE NATURALI

Anno Scolastico 2020-2021

Prof. Simone Marangoni

Classe II Liceo Classico

Struttura atomica

La doppia natura della luce. Frequenza, lunghezza d'onda. Spettro elettromagnetico. Effetto fotoelettrico. Fotoni. Spettri a righe degli atomi. Modello atomico di Bohr e saggi alla fiamma. Meccanica quantistica e principio di indeterminazione. Numeri quantici e orbitali. Configurazioni elettroniche: principio di Aufbau, regola di Hund, principio di esclusione di Pauli.

La tavola periodica

Struttura generale. Gruppi e periodi. Elettroni di valenza. Caratteristiche degli elementi del I, II, VII, VIII gruppo. Caratteristiche di metalli, non metalli, semimetalli. Proprietà periodiche: energia di ionizzazione, affinità elettronica, raggio atomico, raggio ionico, elettronegatività e loro andamento nella tavola periodica. Carica nucleare effettiva. Anomalie nelle proprietà periodiche.

Il legame chimico

Legame covalente (puro, polare, dativo), legame ionico, legame metallico. Scrittura delle formule di Lewis. Teoria VSEPR e previsione della geometria di semplici molecole. Polarità delle molecole. Forze intermolecolari: interazioni di London, dipolo-dipolo, legame ad idrogeno.

Le teorie sul legame chimico

I limiti della teoria di Lewis e la teoria della risonanza (con esempi). Caratteristiche del benzene. Teoria del legame di valenza: legami di tipo sigma e legami di tipo pi greco. Ibridazione degli orbitali atomici: determinazione dell'ibridazione degli atomi in semplici molecole inorganiche ed organiche.

Nomenclatura dei composti inorganici

Determinazione del numero di ossidazione di semplici molecole mediante regole mnemoniche e mediante l'uso delle strutture di Lewis. Nomenclatura tradizionale, secondo Stock e IUPAC di ossidi basici, ossidi acidi, idruri metallici, sali binari, idrossidi. Nomenclatura tradizionale degli idruri non metallici, degli idracidi e degli ossiacidi. Nomenclatura tradizionale e secondo Stock dei sali ternari e quaternari.

Chimica delle soluzioni

Soluzioni: solvente e soluto. Dissoluzione delle sostanze in un solvente. Elettroliti e non elettroliti. Unità di misura della concentrazione delle soluzioni: percentuale massa su massa, massa su volume, volume su volume, molarità, molalità, ppm, frazione molare. Proprietà colligative delle soluzioni: abbassamento della tensione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico, pressione osmotica. Solubilità e sua variazione in funzione di temperatura e pressione. Esercitazioni.



Le reazioni chimiche

Scrittura dei prodotti di reazioni di sintesi, decomposizione, scambio semplice, doppio scambio. Il concetto di reagente limitante. Risoluzione di esercizi di stechiometria. Il concetto di resa di reazione.

Termochimica

Sistema e ambiente. Sistemi aperti, chiusi, isolati. Reazioni esotermiche ed endotermiche. Il primo principio della termodinamica. Entalpia e sua variazione. Il secondo principio della termodinamica. L'entropia. Energia libera di Gibbs: reazioni endoergoniche ed esoergoniche.

Cinetica chimica

La velocità di reazione. L'equazione cinetica e la costante di velocità. Ordine di reazione. Fattori che influiscono sulla velocità di reazione: concentrazione dei reagenti, natura dei reagenti, temperatura, superficie di contatto. Catalizzatori e inibitori. La teoria degli urti. Energia di attivazione e profili di reazione.

Equilibrio chimico

L'equilibrio chimico: generalità. Costante di equilibrio. K_p e K_c . Previsione delle concentrazioni all'equilibrio per un dato sistema chimico. Quoziente di reazione. Il principio di Le Chatelier: spostamento dell'equilibrio mediante variazione della concentrazione di reagenti e prodotti, della temperatura, della pressione totale, del volume. Esercitazioni numeriche.

Equilibri di solubilità

Il prodotto di solubilità. Il prodotto ionico. Effetto dello ione in comune. Esercitazioni numeriche.

Acidi e basi

Le definizioni di Arrhenius, Bronsted-Lowry. Il concetto di acidi e basi coniugate. Scrittura di semplici reazioni acido-base. Sostanze anfiprotiche. Acidi poliprotici e basi polifunzionali: definizioni. L'autoionizzazione dell'acqua. La scala del pH. Soluzioni acide, basiche e neutre. Acidi forti, acidi deboli, basi deboli, basi forti; costante di dissociazione acida e costante di dissociazione basica. Calcolo del pH di soluzioni contenenti: un acido forte o un acido debole monoprotici/poliprotici, una base forte o una base debole monofunzionali/polifunzionali. Calcolo del pH di miscele di acidi forti/deboli e basi forti/deboli. Idrolisi salina: calcolo del pH per soluzioni contenenti acidi e basi coniugate. Calcolo del pH nelle reazioni di neutralizzazione. Tamponi: principali caratteristiche, calcolo del pH dei tamponi tal quali e in seguito all'aggiunta in essi di acidi forti o basi forti. Le titolazioni acido-base: titolante, titolato, punto di equivalenza. Esercitazioni numeriche.

Le reazioni redox

Ossidazione, riduzione, ossidante, riducente. Bilanciamento di reazioni redox in forma ionica con il metodo delle semireazioni. Bilanciamento di reazioni in forma ionica in ambiente acido e in ambiente basico. Casi particolari: disproporzionamento. Esercitazioni.

Cenni di elettrochimica

Reazioni spontanee e non spontanea. La pila: semicelle, elettrodi, ponte salino, differenza di potenziale, catodo, anodo. Struttura della pila Daniell. La scala dei potenziali standard di riduzione e l'elettrodo standard ad idrogeno.



Testo in adozione

Valitutti et al. – Chimica: concetti e modelli. Dalla mole all'elettrochimica – Ed. Zanichelli

Tutti gli argomenti di chimica sono stati trattati facendo ampio ricorso allo svolgimento di esercitazioni numeriche, che sono quindi da considerarsi a tutti gli effetti parte essenziale ed irrinunciabile del programma.

Milano, lì 04/06/2021

L'insegnante
Prof. Simone Marangoni