

## PROGRAMMA SVOLTO DI SCIENZE NATURALI

Classe: 3 Asa

Docente: prof. Ilic Aiardi

Anno: 2019-2020

### CHIMICA

#### Modelli atomici e configurazione elettronica degli elementi

Struttura dell'atomo, struttura elettronica nel modello planetario. Importanza degli elettroni nella formazione dei legami e relazione tra struttura elettronica e tavola periodica.

Le scoperte di fine '800 relative agli elettroni: raggi catodici, carica elettrone, radioattività. Modello di Thomson. L'esperimento di Rutherford e le incongruenze del suo modello. Cenni allo spettro elettromagnetico, lunghezza d'onda e frequenza, spettri atomici di emissione e di assorbimento. Planck e la quantizzazione dell'energia. Il problema della natura della luce: onda o particella? Differenze macroscopiche tra onde e particelle. Esperimento della doppia fenditura sull'elettrone. Cenni all'effetto fotoelettrico e il contributo di Einstein al modello atomico: luce come insieme di particelle. Louis De Broglie e l'onda associata alla particella:  $\lambda = h/p$ . Il modello di Bohr: introduzione del concetto di quantizzazione nei modelli atomici e spiegazione dello spettro dell'idrogeno. Il principio di indeterminazione di Heisenberg e le sue implicazioni per il modello atomico: passaggio dal concetto di orbita a quello di orbitale. Il contributo di Born. Erwin Schrodinger e la funzione d'onda, i numeri quantici, il famoso gatto.

La configurazione elettronica degli elementi: i numeri quantici, significato e relazioni reciproche. La forma degli orbitali s, p, d, f e il calcolo del loro numero. Regole per il riempimento degli orbitali atomici: Aufbau, Pauli, Hund. Configurazione elettronica estesa, sintetica e grafica (con i "quadrantini"). Simbologia degli orbitali e relazione con i numeri quantici. Relazione tra configurazione elettronica e tavola periodica.

#### I legami chimici

Schema generale sui legami chimici. Considerazioni energetiche sui legami, regola dell'ottetto, elettronegatività e suo uso per determinare il tipo di legame.

La teoria di Lewis: il legame ionico, il legame covalente puro, il legame covalente polare, il legame dativo (esempio ione ammonio) e i legami di coordinazione. Il legame metallico e le proprietà dei metalli. Le eccezioni alla regola dell'ottetto: ottetto ridotto (Be e B), ottetto espanso (P, S, Cl, con promozione nella struttura elettronica). Il grafico dell'energia potenziale di un legame covalente. Energia, lunghezza e forza di legame. Energia reticolare.

La teoria VB: premesse teoriche, esempi di legami singoli ( $H_2$ , HF,  $F_2$ ), doppi ( $O_2$ ), e tripli ( $N_2$ ). Legami sigma e pi greco.

Ibridazione: la promozione degli elettroni nel carbonio. L'ibridazione dell'atomo di carbonio:  $sp^3$ ,  $sp^2$ , sp. Esempi, metano, etano, etino,  $BF_3$ ,  $BeH_2$ , e rappresentazione dei legami.

Le formule di struttura: ripasso su formule brute, molecolari e ioniche. Sequenza operativa per costruire le formule di struttura. Ottetto incompleto e ottetto espanso (casi dettagliati di P, S e Cl). Il concetto di risonanza e la delocalizzazione degli elettroni pi greco, esempio dell'ozono.

La teoria VSEPR: premesse teoriche, simbologia per le varie strutture, simulazioni PHET per strutture lineari e trigonali semplici, tetraedriche, bipiramidali, ottaedriche; geometrie con doppietti spaiati. Differenza tra geometria elettronica e molecolare. Esempi di molecole reali e scostamenti degli angoli di legame da quelli attesi. La polarità delle molecole, concetti base ed esempi, simulazione PHET.

I legami intermolecolari: legame a H, forze di London e interazioni dipolo-dipolo. Importanza per le proprietà fisiche delle sostanze.

### Termochimica: entalpia, entropia ed energia libera di Gibbs

Introduzione alla termodinamica: sistema aperto, chiuso, isolato, funzioni di stato. Primo principio della TD, il concetto di entalpia, reazioni eso ed endotermiche, grafici. La spontaneità delle reazioni chimiche. Il concetto di disordine. Fenomeni chimici che aumentano il disordine del sistema. Il secondo principio della TD, vari enunciati. Il concetto di Entropia: entropia del sistema e dell'universo. La spontaneità delle reazioni e il concetto di energia libera. Energia libera di Gibbs: formula e vari casi secondo  $dS$  e  $dH$ . Il flusso di energia in un ecosistema, accoppiamento di reazioni eso ed endoergoniche. Grafici dell'energia libera in una reazione.

Termochimica: Calore di formazione, combustione e neutralizzazione. Entalpia standard di formazione, legge di Hess. Entropia standard. Calcolo dell'entalpia di reazione tramite la legge di Hess, calcolo della spontaneità di una reazione tramite valori di  $dH$  e  $dS$ .

Lettura di parte del cap.4 di "L'architetto dell'invisibile" di Marco Malvaldi su primo principio della TD, ipotesi ergodica, minima energia e concetto di entropia.

### Cinetica chimica e catalisi

Definizione di velocità di reazione, grafico, cenni all'equazione cinetica. Fattori che influiscono sulla velocità: natura dei reagenti, superficie di contatto, temperatura, concentrazione. I catalizzatori: grafico di reazione catalizzata e non, concetto di energia di attivazione e complesso attivato. Grafico di Maxwell-Boltzmann per la distribuzione dell'energia in un sistema, influenza della temperatura e del catalizzatore. Cenni ai catalizzatori chimici e biologici.

La teoria degli urti, concetto di urto efficace.

### L'equilibrio chimico

Concetti di equilibrio dinamico, rendimento di una reazione, reversibilità delle reazioni, reazione diretta e inversa. La legge di azione di massa e la costante di equilibrio,  $K_c$  e  $K_p$ . Indipendenza dalle condizioni iniziali, dipendenza dalla  $T$ , relazione matematica tra  $K_c$  e  $K_p$ , la costante di equilibrio nei sistemi eterogenei. Significato qualitativo della  $K_{eq}$ , grafici. Origine termodinamica della  $K_{eq}$ , relazione tra  $dG$  e  $K$ . Il quoziente di reazione  $Q$  e il verso di svolgimento delle reazioni. Grafici della variazione di  $G$ .

Uso della costante di equilibrio dal punto di vista quantitativo: costruzione del "castello": metodo approssimato e non approssimato. Influenza della  $T$  sulla  $K_{eq}$ .

Principio di Le Chatelier: influenza delle variazioni di concentrazione, di pressione, di temperatura e della presenza del catalizzatore sull'equilibrio. Applicazione del principio di Le Chatelier ad un processo industriale: la reazione Bosch-Haber. Omeostasi dell'ossigeno nel sangue: emoglobina e mioglobina.

### Acidi, basi e pH

Teorie di Arrhenius, Bronsted e Lowry (concetto di acido e base coniugati, forza e debolezza di un acido e una base). Teoria di Lewis. La  $K_w$  e il prodotto ionico dell'acqua. Il pH e il pOH, altalena coniugata. Calcolo del pH dalla  $[H^+]$  e viceversa.

Acidi e basi forti: caratteristiche, elenco. Calcolo del pH di a/b forti. Calcolo concentrazione  $H^+$  a partire dal pH.

Acidi e basi deboli,  $K_a$  e  $K_b$ , relazione con  $pK_a$  e  $pK_b$ . Altalena coniugata, la relazione  $pK_a + pK_b = 14$ . Valutazione della forza degli acidi binari e ternari a partire dall'elettronegatività del non metallo e dal n° di atomi di O legati. Calcolo pH di acidi e basi deboli.

Idrolisi salina, concetto base, comportamento di cationi e anioni, esempi degli ioni ammonio e acetato, calcolo del pH di soluzioni saline. Cenni al calcolo del pH di soluzioni di acidi poliprotici, confronto tra le  $K_a$ , caso particolare dell' $H_2SO_4$ . Cenni al pH di soluzioni contenenti sali di acidi poliprotici (solo formula generale). Specie presenti in soluzioni di acidi poliprotici ed equilibrio simultaneo (solo teoria); influenza del pH sulla concentrazione delle specie presenti in una soluzione di acido poliprotico, esempi di  $H_2CO_3$  e  $H_3PO_4$  (solo teoria). Cenni al problema dell'autoprotolisi dell'acqua nelle soluzioni molto diluite.

Le soluzioni tampone: composizione e meccanismo di funzionamento, calcolo del pH di soluzioni tampone, scelta del tampone in relazione al pH richiesto, cenni all'equazione di Henderson-Hasselbach, range di capacità tamponante e rapporto acido(base)/sale. I tamponi fisiologici. Titolazioni: titolante e analito, strumentazione, concetto di base per calcolo della concentrazione incognita, neutralizzazioni. Il concetto di equivalente e la Normalità. Calcolo pH in una titolazione acido forte/base forte, acido forte/base debole, base forte/acido debole.

#### Attività di laboratorio:

- > 5 lezioni per la riorganizzazione del laboratorio di chimica: reagentario, vetreria e attrezzature.
- > miscibilità delle sostanze chimiche e conducibilità delle soluzioni di elettroliti
- > calcolo del calore della candela, verifica della legge di Hess

## **BIOLOGIA**

### Genetica classica

Relazione tra teorie di Mendel e meiosi, la teoria cromosomica dell'ereditarietà. Gli studi sui cromosomi sessuali. La determinazione del sesso. Gli esperimenti di Morgan e la scoperta del crossing over. Le mappe cromosomiche. Le malattie umane legate ai cromosomi sessuali: daltonismo, emofilia, distrofia di Duchenne.

### Il DNA

La nucleina. Esperimenti di: Griffith (1928), Avery (anni '30), Hershey e Chase (anni '50). Studi di Chargaff (1950). Il modello a doppia elica di Watson e Crick (e Franklin) del 1953.

Struttura chimica del DNA: i nucleotidi e le basi azotate, il legame fosfodiesterico e i legami a H, la struttura della doppia elica.

La replicazione del DNA: concetti di semiconservativo e bidirezionale, le bolle di replicazione, la serie di enzimi che permettono la replicazione, filamenti lento e veloce, frammenti di Okazaki. Controlli della correttezza della replicazione: selezione delle basi, correzione di bozze (proofreading), sistema mismatch repair, sistema di riparazione per escissione. I telomeri: ruolo e funzionamento.

La struttura dei genomi: differenze tra procarioti ed eucarioti, le sequenze ripetute del genoma eucariote. La sequenza di spiralizzazione del DNA, eu ed eterocromatina, istoni e nucleosomi.

La trascrizione del DNA: fasi, RNA polimerasi, trascritto primario ed mRNA maturo, lo splicing alternativo.

Il codice genetico: le triplette, esperimento di Nirenberg e Matthaei, caratteristiche del codice, lettura del codice.

La traduzione del DNA: rRNA e ribosomi. tRNA, struttura e funzione. Fasi del processo di traduzione.

Cenni alla regolazione genica: a cosa serve, differenze tra procarioti ed eucarioti.

### Le mutazioni e le malattie genetiche

Mutazioni puntiformi: silenti, di senso, non-senso e per scorrimento. Cenni alle mutazioni cromosomiche. Le mutazioni genomiche: cause a livello della meiosi, monosomia, trisomia, nullisomia, tetrasomia e poliploidia. Differenza tra mutazioni somatiche e germinali. Diversi effetti delle mutazioni sulla funzionalità delle proteine.

Agenti mutageni: mutazioni spontanee e indotte, gli agenti mutageni (agenti patogeni, radiazioni, sostanze chimiche) e loro origine (naturale o artificiale). DNA e ambiente.

Le malattie genetiche: autosomiche e sessuali, dominanti e recessive, concetto di portatore sano, differenze tra uomini e donne. Cenni a fenilchetonuria, fibrosi cistica, sindrome dell'X fragile e corea di Huntington.

Letto e approvato dalla classe in modalità online il giorno 9 giugno 2020, ai sensi e per gli effetti dell'art.3 co.2 D.Lgs. n.39/93

Il docente  
Ilic Aiardi