

## PROGRAMMA SVOLTO

Classe: 3 A ordinario

Materia: Scienze naturali

Docente: Ilic Aiardi

Anno 2024-2025

Dettaglio	Ore
Lezione	52
Interrogazione	7
Orientamento	4
Verifiche orali	4
Verifica scritta	3
Sorveglianza	1
Educazione civica	9
<hr/>	
Totale ore	80

## BIOLOGIA

### Le mutazioni

Le mutazioni puntiformi (silenti, di senso, non senso, per scorrimento), le mutazioni cromosomiche e le mutazioni genomiche (monosomia, trisomia, tetrasomia, poliploidia). Mutazioni spontanee e indotte; agenti mutageni e loro effetti.

Le malattie autosomiche dominanti e recessive (daltonismo, emofilia, distrofia di Duchenne). Le malattie legate al sesso dominanti e recessive (fenilchetonuria, fibrosi cistica, sindrome X fragile).

### 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. Esperimento di Beadle e Tatum.

## 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.

La luce: Newton e l'esperimento di Young della doppia fenditura. Cenni al lavoro di Faraday e Maxwell. Cenni allo spettro elettromagnetico, lunghezza d'onda e frequenza, spettri atomici di emissione e di assorbimento. Il problema della natura della luce: onda o particella? Differenze macroscopiche tra onde e particelle. Esperimento della doppia fenditura sull'elettrone.

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. Planck e la quantizzazione dell'energia: cenni alla radiazione di corpo nero e alla soluzione adottata da Planck,  $E=hf$ . Concetto di continuo e discontinuo. Il problema della contrapposizione tra fisica classica deterministica e fisica quantistica probabilistica. 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: un modello classico con spruzzi di quantistica, il concetto di salto quantico e la spiegazione degli spettri di emissione dell'H, problemi del modello. Il principio di indeterminazione di Heisenberg e le sue implicazioni per il modello atomico: passaggio dal concetto di orbita a quello di orbitale. Le implicazioni filosofiche del principio discusse da Bohr e Heisenberg. Erwin Schrodinger e la sua funzione d'onda, interpretazione di Born del significato di  $\Psi$ . Erwin Schrodinger e il suo famoso gatto. Il principio di inconoscibilità. L'interpretazione di Copenhagen.

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 "quadrati"). 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.

Il modello non quantomeccanico di Lewis, con localizzazione degli elettroni. Il legame ionico: considerazioni energetiche, energia di ionizzazione, affinità elettronica ed energia reticolare. Il legame covalente puro, il legame covalente polare, il legame dativo (esempio ione ammonio) e i legami di coordinazione. Il grafico dell'energia potenziale di un legame covalente. Energia, lunghezza e forza di legame. Le eccezioni alla regola dell'ottetto: ottetto ridotto (Be e B), ottetto espanso (P, S, Cl, con promozione nella struttura elettronica). Ottetto incompleto e ottetto espanso: casi dettagliati di P, S e Cl.

Il legame metallico e le proprietà dei metalli.

La teoria VB: premesse teoriche, sovrapposizione di orbitali atomici, esempi di molecole con sovrapposizione s-s, s-p, p-p, 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.

La teoria VSEPR: le tre 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, dipolo di legame e dipolo molecolare. Potenziale elettrico di una molecola e carica parziale. Simulazione PHET.

I legami intermolecolari: importanza per lo stato di aggregazione della materia. Legame a idrogeno, acqua. Legami dipolo permanente- dipolo permanente, dipolo permanente-dipolo indotto, dipolo istantaneo-dipolo indotto.

### 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. Lettura testo Malvaldi.

### Cinetica chimica e catalisi

Definizione di velocità di reazione, grafico, cenni all'equazione cinetica.

La teoria degli urti: condizioni per un urto efficace, concetti di cono di reazione, complesso attivato e stato di transizione.

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.

### L'equilibrio chimico

Concetti di equilibrio dinamico (esperimento con deuterio), 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, definizione, scala del pH, relazione con la concentrazione di ioni idrogeno e idrossido, esempi di sostanze acide basiche di uso comune. 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. Calcolo pH in una titolazione acido forte/base forte, acido forte/base

debole, base forte/acido debole nelle diverse fasi: inizio, zona tampone, punto stechiometrico.  
Esempi.

Letto dalla classe in modalità online e approvato in data 7 giugno 2025

Il docente  
ILIC AIARDI