

**LICEO CLASSICO STATALE “L. ARIOSTO” - FERRARA**

**Anno scolastico 2023-2024**

**CLASSE e SEZIONE 3M INDIRIZZO LICEO SCIENTIFICO**

**PROGRAMMAZIONE DISCIPLINARE FINALE**

**DISCIPLINA:** Scienze Naturali

**DOCENTE:** Francesca Giardini

**LIBRO DI TESTO:**

- POSCA VITO, FIORANI TIZIANA CHIMICA PIÙ-DALLA MATERIA ALL'ATOMO(LDM) – 9788808527684 – EDITORE ZANICHELLI
- POSCA VITO, FIORANI TIZIANA CHIMICA PIÙ 2ED - DALLA STRUTTURA ATOMICA ALL'ELETTROCHIMICA(LDM) CON GLI ELEMENTI CHIMICI BASTERANNO? – 9788808448170 – EDITORE ZANICHELLI
- CURTIS HELENA, BARNES SUE N, SCHNEK A MASSARINI A - NUOVO INVITO ALLA BIOLOGIA.BLU(IL) 3ED – DALLE CELLULE AGLI ORGANISMI(LDM) – 9788808399885 – EDITORE ZANICHELLI
- CURTIS HELENA, BARNES SUE N, SCHNEK A MASSARINI A - NUOVO INVITO ALLA BIOLOGIA.BLU (IL)3ED. (LDM) CORPOUMANO – 9788808813596 – ZANICHELLI EDITORE
- CRIPPA MASSIMO, FIORANI MARCO SISTEMATERRA VOLUME PER IL 2° BIENNIO – 9788824796316 – ZANICHELLI EDITORE

**EVENTUALI ALTRI MATERIALI UTILIZZATI :** Filmati, documentari, video reperibili in rete

La presente programmazione fa riferimento a:

1. **PIANO DI LAVORO PER L'INSEGNAMENTO DI SCIENZE NATURALI** delineato in forma comune dai docenti del dipartimento di Scienze Naturali ad esso si rimanda per l'articolazione di contenuti, obiettivi, attività e materiali;

2. **PROGRAMMAZIONE DEL CONSIGLIO DI CLASSE** definita nella riunione del 25/09/2023

**PROGRAMMA SVOLTO**

**CHIMICA**

Le soluzioni: definizione, sistema omogeneo (caratteristiche); cosa sono il solvente e il soluto. Solventi apolari e polari con esempi. Tipi di soluto: ionico, molecolare polare e apolare (con esempi). Tipi di

soluzioni: gassose, liquide (gas in liquido, liquido in liquido, solido in liquido), solide (le leghe: acciaio, ottone, bronzo, ghisa, peltro. (Ripasso: la molecola dell'acqua e la sua polarità, i legami chimici tra atomi (covalente e ionico, cosa sono gli ioni e come si formano). La solubilizzazione e la dissoluzione: quando si ha solubilizzazione, l'entropia e la misura del disordine, l'entropia di una soluzione è maggiore rispetto all'entropia del soluto e del solvente. Legame tra entropia, disordine, stabilità ed energia. Simile scioglie simile: soluti ionici (liberazione di ioni in solventi polari, interazione ione-dipolo), soluti molecolari polari (nessuna dissociazione ioni, solubili in solventi polari, legami ad H o dipolo-dipolo, esempio zucchero + acqua,  $\text{NH}_3$  in acqua). I soluti molecolari: solubili in solventi apolari, esempi ( $\text{I}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ...) solubili in benzene, legami tra soluto e solvente apolari (dipolo istantaneo e dipolo indotto; cosa sono i dipoli istantanei e indotti. La solubilità: simbolo della grandezza, definizione, unità di misura. Soluzioni sature, insature e sovrassature (come si forma). Le soluzioni di gas in un liquido (come un gas diffonde in un liquido, i legami che si rompono e che si formano, il raggiungimento dell'equilibrio dinamico e suo significato). La solubilità di un gas in un liquido: fattori da cui dipende (pressione, temperatura e natura del gas); aumentando la pressione, aumenta la solubilità: la legge di Henry (costante di Henry, valida solo per soluzioni poco diluite per gas poco solubili che non reagiscono con il solvente); temperatura legami tra molecole, esempio bottiglia acqua frizzante). La solubilità di un liquido in un liquido: soluzione di alcol etilico e acqua (legami ad idrogeno); soluzione di  $\text{CCl}_4$  e Benzene (forze di London). I volumi non additivi. Soluzione di acqua e etere dietilico, acqua e benzene. Quali sono i soluti non solubili in acqua (solidi metallici e covalenti); soluzioni di un solido in acqua: soluti ionici (es.  $\text{NaCl}$  in acqua, ioni solvatati). La solubilizzazione di un solido molecolare polare in acqua (es. glucosio), di un solido covalente e di un solido metallico. Modalità per esprimere la concentrazione di una soluzione: %m/m, %m/V, %V/V, Molarità e Molalità. Cos'è la mole: calcoli con le moli (esercizi in classe guidati). La frazione molare di soluto e solvente (grandezza adimensionale, significato, somma tra le due). La legge della diluizione. Esercizi alla lavagna sulla concentrazione delle soluzioni.

Le proprietà colligative: cosa sono e da cosa dipendono. La tensione di vapore e il suo abbassamento (confronto tra soluzione e solvente puro, legge di Raoult, il coefficiente di Van't Hoff e suo significato). Come calcolare la frazione molare del soluto conoscendo la tensione di vapore del solvente e del soluto. La legge di Raoult per soluzioni ideali: contributo di tutti i componenti della soluzione, quando un sistema reale si avvicina ad un sistema ideale (concentrazione inferiore a 0.1M). L'innalzamento ebullioscopico. Calcolo della variazione di temperatura di ebollizione in soluzione elettrolitica e non elettrolitiche (formula). Il coefficiente di Van't Hoff (formula e significato): significato di  $\alpha$  (quali valori può assumere, cosa indica, da cosa dipende) e di  $V$ . Abbassamento crioscopico: definizione, formula per soluti elettrolitici e non elettrolitici, molalità in presenza di più soluti. La pressione osmotica (cos'è l'osmosi): passaggio di molecole di solvente attraverso una membrana permeabile solo al solvente, pressione idrostatica, definizione di

pressione osmotica; formula per calcolare la pressione osmotica (equazione di Van't Hoff, per elettroliti e per non elettroliti); formula inversa per il calcolo della pressione osmotica (utilizzando la molarità).

Teorie atomiche: ripasso della prima teoria atomica (da Democrito a Dalton). Il tubo di Crookes: struttura, funzionamento, raggi catodici; tubo di Crookes modificato (croce di Malta e mulinello). Thomson e la scoperta dell'elettrone: tubo di Crookes modificato con campo magnetico, rapporto carica/massa delle particelle che costituiscono i raggi. Millikan e la carica elettrica dell'elettrone. I raggi anodici: tubo di Crookes con catodo forato; come viene spiegata la fluorescenza dietro al catodo. La scoperta del protone (sua massa e carica). Il modello atomico di Thomson, il modello atomico di Rutherford (esperimento con lamina d'oro, raggi alfa, risultati dell'esperimento, conclusioni). Esperimento di Rutherford con lamina costituita da altri elementi e risultati. Il numero atomico e il numero di massa. Numero atomico e numero di massa, i nucleoni e i nuclidi. Gli isotopi dell'atomo di idrogeno. Il modello atomico di Rutherford e i suoi limiti posti dalla fisica classica. Bohr applica la teoria quantistica di Max Planck all'atomo di idrogeno. Cosa dice la teoria quantistica di Planck. Cos'è un quanto di energia. Spettro di emissione continuo e a righe. Il modello atomico di Bohr definisce orbite quantizzate: stato fondamentale e stato eccitato. Il principio di indeterminazione di Heisenberg, il modello atomico di Bohr può essere applicato solo all'atomo di idrogeno. Il modello quantomeccanico: nube elettronica e definizione di orbitale.

I numeri quantici per determinare un orbitale: principale, secondario, magnetico e di spin. L'energia degli orbitali aumenta con i valori di "n" e di "l". La regola della diagonale per il riempimento degli orbitali. L'ordine di riempimento è definito da tre principi: di minima energia, di Pauli, Hund. La configurazione elettronica degli elementi: notazione spdf e diagramma energia orbitale (con esercizi - scrivere la configurazione spdf conoscendo il numero atomico di un elemento).

La tavola periodica: Dmitrij Mendeleev e l'ordine in base alla massa atomica. Meyer e le stesse conclusioni di Mendeleev. Perché si sceglie la tavola periodica di Mendeleev. Scoperta dei gas nobili e sviluppo della meccanica quantistica: la tavola periodica cambia. Werner, lantanidi e attinidi. Organizzazione degli elementi: numero atomico, posizione di Elio e Idrogeno. Metodi di raggruppamento: gruppi (stessa configurazione esterna, simili proprietà chimiche), periodi (proprietà che variano in modo periodico); 18 gruppi ma 8 sono i principali (nomi); 7 periodi (attivazione dello stesso ultimo livello energetico). I blocchi della tavola periodica (s, p, d e f e loro significato). La configurazione elettronica interna (il core). L'ottetto stabile. La simbologia di Lewis: anno di introduzione, per cosa si utilizza, blocco s e p, regole, simbologia che rispetta la regola di Aufbau, principio di esclusione di Pauli, regola di Hund.

Le proprietà periodiche: cosa sono, come variano all'interno di gruppi e periodi. Il raggio atomico: definizione, unità di misura, da cosa è influenzato (interazione elettrostatica, carica efficace), come varia il raggio atomico in un gruppo e in un periodo e perché. Il raggio ionico: raggio del catione e dell'anione rispetto ad atomo neutro. Energia di ionizzazione: misurata su atomi isolati allo stato gassoso, definizione, energia di prima ionizzazione confrontata con quella di  $2^\circ$ ,  $3^\circ$ ...; come varia l'energia di ionizzazione in funzione del raggio atomico. Andamento all'interno della tavola periodica, in gruppi e periodi. Affinità elettronica: misurata su atomi isolati allo stato gassoso, definizione, sua variazione in funzione del raggio atomico, andamento all'interno dei gruppi e periodi della tavola. Elettronegatività: definizione, dipendenza da raggio atomico e carica efficace, sua correlazione con la formazione di legami chimici (es. di Na e Cl); andamento lungo gruppi e periodi della tavola periodica; Linus Pauling e l'elettronegatività dell'atomo di idrogeno; elemento più elettronegativo e meno elettronegativo; nessun valore per i gas nobili. Il carattere metallico: caratteristiche dei metalli, andamento del carattere metallico lungo un periodo e lungo un gruppo. Carattere non metallico: alta affinità elettronica, alta elettronegatività, tendenza ad acquistare elettroni.

Il legame chimico: quali sono le condizioni affinché nasca un aggregato (energia potenziale), l'energia di legame (se alta, alta stabilità del composto, e viceversa). L'alta stabilità dei gas nobili e la regola dell'ottetto. Abegg e la sua teoria (raggiungimento dell'ottetto stabile tramite cessione o acquisto di elettroni). Abegg e il legame ionico. Lewis, il legame covalente (condivisione di elettroni), la regola dell'ottetto e sue eccezioni (H, P, Be, B...). Il legame ionico: differenza di elettronegatività, esempio con Na e Cl, formazione di ioni con carica opposta, nascita di composti ionici, la cella elementare e il reticolo cristallino; punto di fusione dei reticoli ionici. Il legame covalente: come nasce, differenza di elettronegatività, formazione di molecole; condivisione di una, due o tre coppie di elettroni (legami covalenti singoli e multipli, con esempi di molecole che li contengono); il legame covalente eteropolare o omopolare, con esempi. Il legame covalente eteropolare: vari esempi di molecole che lo contengono. Il legame covalente dativo: esempio dello ione ammonio, acido ipocloroso, cloroso e perclorico. Il legame metallico: tra quali elementi si instaura, Reticolo metallico, mare di Fermi, rapporto con la conducibilità termica ed elettrica. La nube elettronica nel legame covalente e la teoria del legame di valenza (orbitali sigma e pi greco), con esempi.

Le forze intermolecolari: cosa sono e quali proprietà fisiche della materia influenzano; le interazioni di Van der Waals (tre tipi di forze). Le forze dipolo-dipolo: distribuzione della carica in un dipolo, esempio con acidi cloridrico, nascita di debole legame elettrostatico. Interazioni dipolo-dipolo indotto: come nasce, forze deboli, condizioni di temperatura e pressione. Il legame a idrogeno: tra quali molecole può formarsi (FON), caratteristiche, acqua liquida e solida, punto ebollizione acqua. Legame ione- dipolo: forza elettrostatica,

esempio sale da cucina in acqua. Energie e lunghezze di legame: definizione, da cosa vengono influenzate nel caso di legami primari e secondari; energia in funzione del tipo di legame.

La teoria VSEPR: cosa afferma, forze di repulsione tra coppie libere, tra coppia libera e coppia condivisa e tra coppie condivise. i legami multipli valgono come legami semplici. Come calcolare il numero dei gruppi elettronici che determinano la forma della molecola. Formula per capire la geometria della molecola e sua relazione con le diverse formule geometriche. Relazione tra geometria della molecola e polarità/apolarità'.

I composti inorganici: schema per ottenere ossidi basici e acidi, idrossidi e acidi ossigenati, partendo da metalli e non metalli. Gli ossidi basici: formula generale, come scrivere la formula di un ossido basico (da nome a formula) e dare il nome sapendo la formula, la nomenclatura tradizionale e IUPAC, esempi. Gli ossidi acidi (anidridi): composti binari, formazione con ossigeno, nomenclatura (da nome a formula e viceversa); le anidride del cloro (prefissi e desinenze). Ossiacidi: composti ternari, formula generale, anidride + acqua. Acidi ossigenati orto, meta e piro (acidi di fosforo, boro, silicio). Elenco acidi ossigenati importanti: formula, nomenclatura tradizionale e IUPAC. La dissociazione degli acidi ossigenati: rilascio di ioni  $H^+$  e ossoanioni (formula e nome). I perossidi: il gruppo perossidico, alto potere ossidante (significato di ossidazione e di riduzione), perossidi ionici e covalenti, nomenclatura IUPAC e tradizionale. Gli idruri covalenti e quelli metallici, la nomenclatura tradizionale e IUPAC. Gli idrossidi: composti ternari, formula generale, nomenclatura tradizionale e IUPAC. Gli idracidi: acidi binari, formula generale, formule da imparare, nomenclatura (anche degli anioni corrispondenti).

## **BIOLOGIA.**

Mendel: cosa si sapeva ai tempi di Mendel della trasmissione dei caratteri ereditari e cosa invece sappiamo oggi (numero di cromosomi nella specie umana in cellula somatica e sessuale, cromosomi omologhi). Perché Mendel sceglie le piante di pisello: facile controllo dell'impollinazione, caratteri ben osservabili (elenco caratteri e tratti), ottenimento piante pure, velocità di crescita. La prima legge di Mendel: un solo carattere per volta, osservazione della F1, cosa dice la prima legge di Mendel. Differenza tra fenotipo e genotipo. Seconda legge di Mendel: incrocio della F1 per ottenere F2, osservazione delle F2, seconda legge con le conoscenze di oggi, rapporto fenotipico e genotipico della F2, cosa dice la seconda legge di Mendel. La terza legge di Mendel: la nascita di individui ibridi.

Divisione cellulare: duplicazione del DNA, segregazione del DNA, citodieresi. Le cellule procariotiche e la scissione binaria. Il ciclo cellulare: fase G1, S, G2 e fase M. Il cariotipo umano: corredo cromosomico della specie umana, da cosa viene definito, numero di cromosomi, cromatidi fratelli, centromero e cinetocori. Cellula aploide e cellula diploide.

La mitosi: risultato, cellule figlie geneticamente uguali tra loro e alla madre, cellule diploidi, dove si verifica nel nostro corpo, il fuso mitotico, centrioli e centrosomi; le fasi della mitosi ed eventi caratterizzanti (profase, metafase, anafase, telofase).

La meiosi: dove si verifica e cosa produce. La meiosi I e la meiosi II, con relative fasi. La profase I: appaiamento dei cromosomi omologhi, tetradi e crossing over. Cellule figlie geneticamente diverse tra loro e alla madre che le ha generate.

### **ATTIVITA' DI LABORATORIO**

Preparazione di una soluzione a molarità nota, per pesata, e preparazione di due soluzioni a molarità nota, per diluizione.

### **PCTO**

Lezione sul polipropilene: formula del propilene, materiale termoplastico (cosa significa termoplastico, da cosa dipende la viscosità di un materiale, cosa significa "formabile") che può mostrare tatticità (cos'è la tatticità). Tipi di polipropilene : isotattico, sindiotattico e atattico. Il polipropilene isotattico (stessa configurazione degli atomi di carbonio), polipropilene sindiotattico (configurazioni opposte e alternate), propilene atattico (disposizione casuale). Polipropilene isotattico più interessante commercialmente (semicristallino, carico di rottura, bassa densità, buona resistenza termica, buona resistenza all'abrasione, punto di fusione). Mix di  $TiCl_4$  e  $AlEt_3$  di Ziegler per produzione del polietilene da etilene (nessun uso per produrre polipropilene). 1954: miscela di  $TiCl_3$  e  $AlEt_2Cl$ . Inizio 1957: produzione al petrolchimico Ferrara. Da dove viene il propilene: cracking di raffineria, purificazione per evitare avvelenamento catalizzatore, condizioni di esercizio (temperatura e pressione); la reazione di polimerizzazione è esotermica. Come viene isolato il polipropilene isotattico dal reattore.

I RAPPRESENTANTI DI CLASSE

---

---

LA DOCENTE

---