

LICEO CLASSICO STATALE "L. ARIOSTO" - FERRARA

Anno scolastico 2023-2024

CLASSE e SEZIONE 2B INDIRIZZO LICEO CLASSICO

PROGRAMMAZIONE DISCIPLINARE FINALE

DISCIPLINA: Scienze Naturali

DOCENTE: Francesca Giardini

LIBRO DI TESTO:

- LUPA PALMIERI ELVIDIO, PAROTTO MAURIZIO - #TERRAEDIZIONEVERDE 2ED.-VOLUME UNICO(LDM) 9788808820914 – EDITORE ZANICHELLI
- VALITUTTI GIUSEPPE, TIFI ALFREDO, GENTILE ANTONINO - CHIMICA ADESSO – VOLUMEU(LDM) - 9788808320858 – EDITORE ZANICHELLI
- CURTIS HELENA, BARNES SUE, SCHNEK A MASSARINI A - INVITO ALLA BIOLOGIA.AZZURRO - DALLAGENETICAALCORPOUMANO(LDM) - 9788808969101 – ZANICHELLI EDITORE
- CURTIS HELENA, BARNES SUE, SCHNEK A MASSARINI A - INVITO ALLA BIOLOGIA.AZZURRO - DALLECELLULEAGLIORGANISMI(LDM) – 9788808949523 – 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 26/09/2023

PROGRAMMA SVOLTO

Ripasso: definizione di molecola, molecole biatomiche e poliatomiche, il legame covalente; i composti ionici, la cella elementare, il reticolo cristallino, caratteristiche e il legame ionico. Gli ioni: cosa sono, come si formano. Le formule chimiche delle molecole e dei composti ionici. La mole: Robert Boyle, cosa egli sosteneva; Dalton e la proposta di atomo indivisibile; Avogadro e il volume occupato da un gas. Cannizzaro e il peso delle molecole delle sostanze aeriformi; la formula dell'acqua e' H_2O . Massa atomica e massa molecolare: atomo di riferimento, il carbonio 12, masse atomiche relative e unità di massa atomica. Unità

di massa atomica relativa. La massa molecolare e il peso formula. Il peso formula (esempio con NaCl). Esempi di calcolo del peso molecolare. La mole: quantità di sostanza (Sistema internazionale unità di misura), definizione, unità di misura. La costante di Avogadro. Calcoli con le moli: formula da moli a grammi, da grammi a moli e calcolo del numero di particelle contenute in una mole di sostanza. Gas e volume molare: definizione, principio di Avogadro e volume occupato da una mole di gas, in condizioni STP. Come calcolare le moli conoscendo volume molare e volume di una mole in STP. Cosa significa gas ideale e quali sono le sue caratteristiche. L'equazione di stato dei gas perfetti: a cosa serve, da quali grandezze è descritta, valida anche per miscele gassose, valore di R (costante dei gas).

Le reazioni chimiche: cos'è una reazione chimica, reagenti e prodotti, l'equazione chimica. Significato della freccia singola e della doppia freccia. Reazioni in fase omogenea ed eterogenea con esempi. Come indicare la fase di reagenti e prodotti (s, l, g, aq). Cosa significa la freccia che punta verso l'alto o verso il basso, in fianco ad un composto chimico. Cosa significa bilanciare (legge di Lavoisier), esempio con semplice reazione chimica. Regole per il bilanciamento di una reazione chimica. Tipi di reazioni chimiche: di sintesi, di analisi, di decomposizione, di combinazione, di scambio semplice, di scambio doppio. Reazioni acido-base e loro caratteristiche. L'equazione ionica netta, ioni spettatori, esempi. Il bilanciamento di una reazione chimica: esercizi in classe. La stechiometria di una reazione chimica: cosa descrive, cosa consente di fare; come calcolare la quantità di reagenti che si combinano e la quantità di prodotti che si formano.

La termochimica e la termodinamica: le reazioni chimiche sono anche trasformazioni energetiche. Cos'è l'energia di legame: la rottura di un legame chimico, la sua formazione e gli scambi di energia. Definizione di energia chimica: a cosa è associata, energia potenziale. Legame tra legami forti, stabilità, energia chimica. La termochimica e la termodinamica: definizione. Definizione di sistema, ambiente e universo. Energia posseduta da un sistema: chimica, termica e interna. Definizione di energia interna. Rudolf Clausius e il primo principio della termodinamica. L'energia interna è funzione di stato. Scambi di lavoro e calore tra ambiente e sistema: scambi a volume costante. L'entalpia: funzione di stato, variazione di entalpia, pressione costante. Reazioni esotermiche ed endotermiche e loro ΔH (maggiore o minore di zero). Esempio combustione del carbone e decomposizione del calcare. Entalpia standard di formazione: condizioni standard, variazione di entalpia standard. L'entalpia di formazione standard è suo significato. Il ΔH° di formazione per gli elementi è pari a zero. Le reazioni di combustione: produzione di calore, legami corti e forti dei prodotti. La legge di Hess: esempio con reazione di combustione di C con difetto ed eccesso di ossigeno. Legge di Hess utile per il calcolo di entalpia di reazioni che avvengono in serie. Esempio della formazione della ipozotite partendo da NO_2 . Calore di reazione e vita. Le reazioni di combustione che avvengono nel nostro corpo sono controllate. La bomba calorimetrica. La caloria, il Joule e loro conversione. Il valore calorico di un alimento. Spontaneità delle reazioni chimiche: entropia. Definizione di entropia. Reazioni sempre spontanee, mai spontanee, spontanee con influenza della temperatura.

Cinetica chimica: grafico di andamento di una reazione chimica (curva dei reagenti e dei prodotti), definizione di velocità di reazione, formula se si considera un reagente e se si considera un prodotto. Unità di misura di tempo, concentrazione e velocità. La velocità di reazione è una velocità media. Fattori che influenzano la velocità: natura dei reagenti. Fattori che influenzano la velocità di una reazione chimica: capacità dei reagenti di entrare in contatto tra loro, concentrazione dei reagenti, temperatura, presenza di catalizzatori. La velocità di reazione non rimane costante nel tempo. La legge cinetica o legge della velocità. Ordine di reazione rispetto ad un reagente. L'ordine di reazione complessivo (somma di tutti gli esponenti), ordine di reazione zero (velocità indipendente dalla concentrazione dei reagenti, presenza di catalizzatore, esempio alcol e fegato). Urti efficaci: cosa sono e a cosa portano, urto efficace e relazione con l'aumento della temperatura; l'effetto sterico (o ingombro sterico); energia minima (di attivazione) e complesso attivato. I catalizzatori: grafico andamento energia, abbassamento Energia di attivazione, i catalizzatori non vengono consumati durante una reazione, definizione di catalisi; due tipi di catalizzatori: positivi e negativi (inibitori). Catalizzatori omogenei ed eterogenei. Esempi di catalizzatori. Catalizzatori biologici: gli enzimi.

Equilibrio chimico: molte reazioni sono incomplete, miscela di reazione, esempi di reazioni non complete; reazioni reversibili ed equilibrio chimico, l'equilibrio chimico è dinamico, concentrazione di reagenti e prodotti sono costanti nel tempo. Equilibrio dinamico per acido acetico in acqua, e monossido di carbonio in acqua: grafico con andamento della concentrazione di reagenti e prodotti. Il principio di Le Châtelier: aggiunta di reagenti e prodotti, sottrazione di reagenti e prodotti, aggiunta di ione che porta a reazione secondaria. La variazione di pressione negli equilibrio in fase gassosa (esempio di reazione tra N_2 e H_2). L'effetto della temperatura sull'equilibrio chimico (esempio con reazione endotermica e esotermica). I catalizzatori non influenzano l'equilibrio chimico. Acidi e basi: prima teoria e definizione (Arrhenius), definizione di acido e base, ioni ossidrilici e protoni, limiti di questa teoria. La teoria di Arrhenius non spiega il comportamento di alcune sostanze acide e basiche. La teoria di Bronsted e Lowry: definizione di acido e base, relazione tra sostanza acida e basica (coppia acido/base). Coppie acido e base coniugate, con esempi. Alcune sostanze sono definite anfipatiche. Lo ione H_3O^+ (come si forma, legame dativo, lo ione H^+). La teoria acido base di Lewis.

BIOLOGIA

Il sistema cardiocircolatorio: differenza tra sistema circolatorio aperto e chiuso. I tipi di vasi nel sistema circolatorio chiuso: vene, arterie e capillari. La circolazione semplice e doppia (circolazione polmonare o piccola circolazione e sistemica o grande circolazione). Il cuore: muscolo, mediastino, miocardio; epicardio, endocardio. La struttura dei vasi sanguigni: l'endotelio e la membrana basale dei capillari, i gas attraversano per diffusione semplice l'endotelio. La struttura dei vasi sanguigni: tonaca avventizia, media e intima e loro caratteristiche. Le valvole a nido di rondine delle vene. Le arterie hanno uno spesso tessuto muscolare. La contrazione e la dilatazione dei vasi: vasocostrizione e vasodilatazione. Le endoteline. Le pulsazioni e la

dilatazione delle arterie. La pressione massima (pressione sistolica) e minima (pressione diastolica). Il sangue: tessuto connettivo liquido, plasma ed elementi figurati (eritrociti, leucociti, trombociti). Solo i globuli bianchi sono vere cellule. I globuli rosso sono anucleati, le piastrine sono frammenti di cellule. L'emopoiesi, midollo osseo, megacariociti. Il plasma: composizione, i fattori di coagulazione (le proteine plasmatiche e i vari tipi presenti, fibrinogeno e fibrina), il siero. I globuli rossi: funzione principale, emoglobina, lo ione Ferro (stati di ossidazione), le emazie, smaltimento in milza e fegato (globina, ione ferro, bilirubina). Globuli bianchi: dove viaggiano, granulociti (granuli nel citoplasma, polimorfonucleati, neutrofili, basofili, eosinofili); leucociti non granulari: monociti, linfociti B e T, cellule NK. Siti di produzione dei globuli bianchi. Piastrine: frammenti dei megacariociti, midollo osseo, milza e fegato, riparazione dei vasi. Emofilia. Gruppi sanguigni: allergia multipla, codominanza, Landsteiner e il Nobel, vari tipi di gruppo sanguigno, gli alleli responsabili dei gruppi; Il fattore Rh.

SCIENZE DELLA TERRA

Le rocce: cosa sono, cosa sono i minerali. Tipi di rocce in relazione al processo che le genera: processo magmatico, processo sedimentario, processo metamorfico. Il processo magmatico: rocce ignee o magmatiche, magma (e differenza con la lava), rocce effusive e intrusive (plutoniche). Le rocce intrusive: struttura granulare olocristallina, i plutoni e i batoliti. Le rocce effusive: struttura Porfirica, raffreddamento veloce della lava. Rocce metamorfiche: aumento temperatura, pressione senza fusione, ridisposizione degli atomi, di contatto (alta temperatura e bassa pressione) e regionale (alta temperatura e pressione, zone estese, movimenti tettonici, rocce con scistosità). Le rocce sedimentarie: dove si formano. Le fasi del processo sedimentario: erosione, trasporto, sedimentazione, compattazione, diagenesi. Rocce clastiche (frammenti, classificazione sulla base della dimensione - conglomerati, argilliti, arenarie), organogene (suddivisione in rocce carbonatiche, silicee, depositi organici) e chimiche (stalattiti e stalagmiti).

Il processo magmatico: processo su scala planetaria, formazione di rocce ricche di silicati (struttura tetraedrica); plutonismo e vulcanesimo. Differenza tra magma e lava. Magmi acidi e basici: differenze (zona da dove deriva, contenuto in silice, temperatura, viscosità, natura delle rocce - basaltiche e granitiche). Da cosa dipende la forma di un vulcano; stratovulcano e vulcano a scudo.

Vulcanesimo secondario: a cosa è dovuto, sostanze gassose (acqua, CO₂, H₂S) nella parte superficiale della crosta; solfatare, fumarole, soffioni boraciferi, geysir, saline.

I RAPPRESENTANTI DI CLASSE

LA DOCENTE
