

PROGRAMMA SVOLTO - ARGOMENTI TRATTATI

- L'espressione dei numeri secondo la notazione scientifica
- La densità le sue unità di misura
- Il concetto di temperatura e la temperatura assoluta. Le scale di misura delle temperature e loro conversione: la scala Centigrada (Celsius) e della temperatura assoluta (Kelvin). Conversione tra le scale.
- Unità di misura del volume, della massa e della densità. Multipli e sottomultipli di tali grandezze
- Concetti di atomi e molecole, concetti di molecole elementari e molecole dei composti
- Lettura dei simboli chimici e delle formule chimiche: significato
- Gli stati fisici della materia. La natura corpuscolare della materia, concetto di sostanza pura
- Schema generale dei passaggi di stato. La curva di riscaldamento delle sostanze pure, concetto di calore latente nei passaggi di stato. Differenza tra ebollizione ed evaporazione. Concetto di pressione e influenza sui passaggi di stato
- Miscugli eterogenei e miscugli omogenei (le soluzioni), diverse tipologie di miscugli, concetto di fase, i metodi di separazione
- La natura elettrica della materia, le particelle subatomiche e le loro proprietà fisiche, il n° atomico e il n° di massa atomica, gli isotopi, la formazione degli ioni
- La legge di conservazione della massa (Lavoisier) e la legge delle proporzioni definite e costanti (Proust)
- Il concetto di massa atomica relativa degli elementi, la Massa Molecolare
- Le molecole elementari, le molecole dei composti, le sostanze ioniche, concetto di formula chimica
- Il concetto di mole di sostanza e il numero di Avogadro, la Massa Molare, relazione matematica tra massa in grammi e numero di moli. Esercizi sul concetto di mole
- Lo schema dell'equazione di una reazione chimica. Il bilanciamento delle reazioni: perché è necessario bilanciare le reazioni. Pratica di bilanciamento delle reazioni chimiche
- Significato dei coefficienti stechiometrici in una specifica reazione. Esercizi stechiometrici: dimostrazione della legge di Lavoisier
- Modi di esprimere le concentrazioni: %m/m, %V/V, rapporto m/V, trasformazione da m/V a %V/V
- Concentrazione in chimica: la Molarità (M). Trasformazione della concentrazione %m/m a Molarità (mol/L)
- Uso dei rapporti molari per risolvere problemi di stechiometria, il reagente limitante
- Lo spettro della luce, il modello atomico di Bohr: le orbite stazionarie, i quanti di energia, salti quantici degli elettroni, lo spettro di assorbimento e di emissione degli elettroni eccitati
- Schema sintetico della visione moderna della struttura atomica – la configurazione elettronica: nucleo, livelli energetici, tipi e forma degli orbitali atomici, lo "spin" elettronico, l'energia degli orbitali dello stesso livello, le regole di riempimento degli orbitali
- Relazione tra Configurazione elettronica e struttura della tavola periodica, gli elettroni di valenza e le formule di Lewis
- L'elettronegatività, suo andamento tra gli elementi della tavola periodica e il carattere metallico e non metallico degli elementi
- Descrizione e significato della Tavola Periodica: blocco "s", blocco "p", blocco degli elementi di transizione, periodi, gruppi
- I gruppi caratteristici della tavola periodica: gas nobili, alogeni, metalli alcalini, metalli alcalino terrosi.
- Il concetto di "elettronegatività", i metalli, i non metalli e i semimetalli
- I legami chimici: regola dell'ottetto, importanza della differenza di elettronegatività sulla natura dei legami chimici, i legami covalenti puro e polare, il legame ionico, il legame metallico, il legame dativo
- I legami deboli: forze dipolo-dipolo, ione dipolo, forze di dispersione di London, Legame Idrogeno

- I sistemi di nomenclatura dei composti chimici inorganici: IUPAC e tradizionale. Il concetto di numero di ossidazione e le regole per il suo calcolo nelle molecole e negli ioni mono e poliatomici
- Regole di nomenclatura tradizionale e IUPAC dei composti chimici binari: ossidi, anidridi (con attenzione alle 4 anidridi del cloro), idracidi, idruri, nomenclatura degli anioni monoatomici e dei sali binari, l'ammoniaca
- Esistenza dei legami semplici, doppi e tripli: costruzione delle formule chimiche dei composti binari con la notazione di Lewis.

ATTIVITÀ DI LABORATORIO:

- La vetreria in uso nel laboratorio chimico e suo utilizzo
- A gruppi valutazione della portata e sensibilità nella misurazione di volumi con becher, beuta, cilindro; lettura del volume del matraccio, accuratezza della misura con la buretta
- Determinazione sperimentale della densità di corpi solidi e dei liquidi, esecuzione della pesata (uso della bilancia), determinazione del volume tramite l'utilizzo di un cilindro. Analisi e commento dei risultati conseguiti sperimentalmente e degli errori commessi, esperienze pratiche in piccolo gruppo
- La relazione di laboratorio - aspetti formali
- Esercitazioni sulle eguaglianze tra unità di misura di volume, massa e densità
- Esperienze di separazione delle sostanze di un miscuglio: descrizione del distillatore e distillazione di una soluzione di solfato di rame, separazione di miscuglio tra due sostanze solide con la filtrazione (sabbia e cloruro di sodio), preparazione dei campioni dell'estratto di clorofilla per la cromatografia su carta
- Differenze pratiche tra soluzione e sistemi colloidali, l'effetto Tyndall, scelta delle adeguate tecniche di separazione per soluzioni e colloidali, la centrifugazione, separazione di liquidi immiscibili con imbuto separatore
- Cromatografia su carta, estrazione dei pigmenti dalle foglie
- Attività a gruppi di definizione della procedura ed esecuzione della separazione dei componenti di un miscuglio a più fasi: separazione per decantazione, filtrazione, evaporazione dell'acqua, osservazione del residuo e considerazioni finali
- Teoria dei passaggi di stato: curva di riscaldamento dell'acqua come esempio di sostanza pura, il calore sensibile e il calore latente, parametri fisici. Prova pratica a gruppi e riflessione sul suo andamento e sulla precisione degli strumenti; osservazione della sublimazione dello iodio
- Verifica sperimentale della legge di conservazione della massa: reazione tra aceto e bicarbonato di sodio in sistema chiuso e in sistema aperto, commento e differenze
- I saggi alla fiamma: riferimenti teorici, la lampada Bunsen e la struttura della fiamma, saggi sui cationi caratteristici e prove a gruppi di riconoscimento di miscele di cationi con i saggi alla fiamma
- Riconoscimento e comportamento del legame ionico, legame covalente polare e puro con il conducimetro
- Le interazioni intermolecolari: osservazioni forma della goccia d'acqua e di altre sostanze polari e apolari; considerazioni sul legame idrogeno
- Legame covalente puro e polare: prove di comportamento di composti liquidi polari e apolari nel campo elettrostatico e prove di miscibilità
- Esperienza a gruppi sulla reattività acida dell'anidride carbonica (CO₂), sotto cappa esperienza sulla combustione dello zolfo e reattività acida delle relative anidridi (SO₂ - SO₃).

EDUCAZIONE CIVICA

Le norme di comportamento in laboratorio e i rischi specifici. I pericoli connessi all'uso delle sostanze chimiche. Come leggere le etichette, i pittogrammi, le frasi di rischio e le frasi di precauzione. Classificazione e commento dei rischi nei laboratori.

Mondovì, 05 giugno 2026

I Docenti:

Francesco Greco _____

Barbara Berutti _____

VEDERE LE ULTERIORI INDICAZIONI NELLA PAGINA SUCCESSIVA.

INDICAZIONI PER GLI ALUNNI CON DEBITO SCOLASTICO

Obiettivi minimi

1. Sapere utilizzare il linguaggio specifico in modo semplice e chiaro
2. Conoscere definizioni e concetti relativi ai contenuti minimi proposti
3. Riconoscere e definire le grandezze volume, massa, densità, temperatura
4. Conoscere gli stati fisici della materia
5. Saper distinguere tra trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche
6. Saper distinguere tra sostanze pure e miscugli e tra elementi e composti
7. Saper descrivere l'atomo: le sue particelle e la configurazione elettronica
8. Conoscere le principali caratteristiche della tavola periodica
9. Saper bilanciare semplici equazioni chimiche
10. Saper applicare le formule dirette del calcolo delle moli di sostanza
11. Conoscere il significato dell'elettronegatività e le caratteristiche strutturali dei legami covalenti (puro e polare) e del legame ionico.

Recupero estivo - INDICAZIONI METODOLOGICHE

I materiali predisposti nella sezione "Lavori del corso" di Google Classroom della materia, sono parti integranti degli argomenti svolti. Gli alunni frequentanti possono accedere normalmente anche durante il periodo estivo. Eventuali alunni privi di credenziali di accesso alla pagina Classroom di chimica, possono richiedere il codice invito inviando una e-mail a francesco.greco@cigna-baruffi-garelli.edu.it

Si consiglia di individuare con precisione gli argomenti sul libro di testo e sui materiali messi a disposizione tramite la piattaforma Google Classroom. Soffermarsi particolarmente sugli esempi guidati proposti sul libro di testo, gli esercizi svolti in classe ed anche le sintesi e le mappe presenti nell'opuscolo "Sintesi e mappe per tutti" allegato al libro di testo.

Per tutti gli argomenti, una volta studiati, si consiglia di elaborare schemi personali e di verificarne la correttezza sui materiali a disposizione.

Inoltre, per agevolare il reperimento degli argomenti sia sul libro che su Classroom, sarà pubblicata, sempre su Classroom una comunicazione con le indicazioni per individuare il materiale di studio.

TIPOLOGIA DI VERIFICA DEL DEBITO FORMATIVO

La prova di verifica può contenere sia quesiti a risposta chiusa e sia domande a risposta aperta. I quesiti e le domande saranno di tipologia analoga a quelli proposti dal libro di testo e tenderanno a verificare il raggiungimento degli obiettivi minimi indicati.

In caso di necessità, sarà chiesto all'alunno di integrare la prova con una interrogazione orale.

COMPITI PER LE VACANZE

Saranno pubblicati sulla Classroom di Chimica gli argomenti da sviluppare/approfondire, con tutte le indicazioni operative. L'attività svolta durante l'estate sarà valutata come voto iniziale del prossimo anno scolastico.