

PROGRAMMA SVOLTO
ANNO SCOLASTICO 2025/2026

Materia: **Scienze Integrate Chimica**

Classe: **2 B**

Prof.sse **Palma Elena e Bertinato Giulia**

Libri di testo Passannanti, Sbriziolo, "H₂ Dal semplice al complesso 1", Tramontana
Passannanti, Sbriziolo, "H₂ Dal semplice al complesso 2", Tramontana
Mannarino, "Laboratorio di Chimica", Editore Mannarino

CONTENUTI DISCIPLINARI SVOLTI

Modulo	CONOSCENZE	COMPETENZE
LEGAMI CHIMICI, FORMA E POLARITA' DELLE MOLECOLE	• Elettroni di valenza e simboli di Lewis • Stabilità dei gas nobili e regola dell'ottetto • Il legame ionico e i solidi ionici • Il legame covalente e i composti molecolari • Legami covalenti puri e polari • Legami multipli • Il legame dativo • Il legame metallico • Le strutture di Lewis delle molecole • Forma delle molecole (teoria VSEPR) • Polarità delle molecole Laboratorio • Carattere ionico e covalente dei legami negli alogenuri di argento. • Prove di conducibilità elettrica di diverse sostanze solide, liquide e in soluzione acquosa: diverso comportamento a seconda che siano ioniche, covalenti o metalliche. • Verifica della polarità di liquidi (acqua, alcol etilico e cicloesano): prova di attrazione o meno da parte di una bacchetta elettrizzata.	• Scrivere i simboli di Lewis degli elementi • Spiegare la stabilità dei gas nobili • Giustificare e applicare la regola dell'ottetto • Descrivere le differenze tra i diversi tipi di legame • Distinguere le differenze tra composti ionici e covalenti • Prevedere il tipo di legame in base alla differenza di elettronegatività tra i due atomi • Prevedere la formula di un composto ionico binario e gli ioni che lo compongono • Prevedere se un legame covalente è puro o polare • Rappresentare la formazione di un legame chimico mediante la notazione di Lewis • Scrivere la formula di Lewis di semplici molecole • Collegare la struttura del legame metallico con le proprietà di tali elementi • Associare le proprietà macroscopiche dei composti ionici, delle sostanze molecolari e dei metalli ai diversi modi di legarsi degli atomi • Prevedere la geometria di semplici molecole dalla formula di Lewis • Prevedere la polarità di semplici molecole • Riconoscere la differenza tra molecole polari e apolari • In laboratorio verificare la polarità di alcune sostanze • In laboratorio effettuare prove di conducibilità di diversi materiali e sostanze e interpretarne i risultati in base alla struttura chimica

FORZE DI ATTRAZIONE INTER- MOLECOLARI	• Attrazioni dipolo-dipolo • Forze di London • Legami a idrogeno • Proprietà dell'acqua (tensione superficiale, capillarità, minore densità del ghiaccio rispetto all'acqua, elevata temperatura di ebollizione) Laboratorio • La regola "Il simile scioglie il simile". • Prove di miscibilità di liquidi (acqua, etanolo ed esano). • Prove di solubilità di solidi in liquidi. • Esperimenti sulla viscosità, sulla capillarità e sulla tensione superficiale di liquidi.	• Prevedere a quali attrazioni intermolecolari può dar luogo una certa molecola • Spiegare le proprietà fisiche delle sostanze sulla base delle attrazioni intermolecolari e della struttura • In laboratorio verificare la miscibilità di alcune sostanze liquide e interpretarne i risultati in base alla struttura chimica • In laboratorio verificare la solubilità di alcuni solidi in liquidi e interpretarne i risultati in base alla struttura chimica • Comprendere e verificare sperimentalmente in laboratorio la regola "Il simile scioglie il simile" • Interpretare i fenomeni dovuti alla capillarità, alla viscosità e alla tensione superficiale di liquidi in laboratorio e nella vita di tutti i giorni.
NOMENCLATURA DEI COMPOSTI INORGANICI	• Regole per assegnare il numero di ossidazione agli elementi in un composto. • Nomenclatura IUPAC, Stock e tradizionale dei composti binari. • Nomenclatura tradizionale dei composti ternari. • Le reazioni di formazione degli ossidi, degli idrossidi e degli ossiacidi. Laboratorio • Osservazione dei diversi composti del manganese con diverso numero di ossidazione (+2,+3,+4,+5,+6,+7). • Preparazione di quattro diversi sali binari. • Preparazione di due diversi ossidi: ossido rameico e ossido rameoso. • Preparazione dell'ossido di magnesio (ossido basico) e dell'anidride solforosa (ossido acido) e osservazione delle diverse proprietà acido-base quando reagiscono con l'acqua. • Verifica del pH di una soluzione di ossido di calcio e di anidride carbonica (preparata con la reazione tra carbonato di sodio e acido cloridrico) con l'indicatore universale. • Preparazione di diversi idrossidi. • Preparazione di cristalli di solfato di potassio a partire dall'acido solforico e l'idrossido di sodio. • Le reazioni di neutralizzazione. • Preparazione di cristalli di nitrato di potassio tramite la reazione tra l'idrossido di potassio e l'acido nitrico.	• Assegnare il numero di ossidazione dei vari elementi in un composto chimico • Riconoscere le principali classi di composti inorganici • Assegnare il nome tradizionale, IUPAC e Stock ad un composto chimico inorganico data la formula • Scrivere la formula di un composto chimico inorganico dato il nome secondo la nomenclatura IUPAC, tradizionale e Stock. • In laboratorio riconoscere con la cartina indicatrice e con soluzioni di indicatori se una soluzione è acida o basica.
LA MOLE	• L'unità di massa atomica • Massa atomica e massa molecolare • Mole e numero di Avogadro • Massa molare • Il numero di moli • Relazione tra il numero di moli e il numero di particelle • Relazione tra numero di moli e massa	• Calcolare la massa molare di una sostanza • Eseguire le conversioni tra massa, numero di moli e numero di particelle • Usare il concetto di mole come ponte tra il livello macroscopico e il livello particellare della materia • Utilizzare la legge del gas ideale correttamente.

	• La legge del gas ideale e il volume molare a condizioni standard di pressione e temperatura (STP).	
LE SOLUZIONI	• Concetti di soluto, solvente, soluzione, solubilità, soluzioni sature • Modi di esprimere la concentrazione di una soluzione (%m/m, %m/V, %V/V, g/L, Molarità) • Come si sciolgono le sostanze: dissociazione ionica, ionizzazione, dissoluzione molecolare • Elettrolita e non elettrolita, elettrolita forte e debole • Diluizioni • Le proprietà colligative Laboratorio • Caratteristiche e modo di utilizzo del matraccio • Caratteristiche e modo di utilizzo delle pipette graduate e tarate • Preparazione di soluzioni a concentrazione nota per pesata (%m/m, g/L e Molarità) • Preparazione di soluzioni a molarità nota per diluizione • Determinazione dell'innalzamento ebullioscopico di soluzioni di cloruro di sodio e confronto con i valori calcolati a partire dalla molalità	• Eseguire in modo autonomo i calcoli relativi alla determinazione della concentrazione di una soluzione • Determinare la concentrazione di una soluzione, esprimendola nelle appropriate unità di misura • Eseguire semplici esercizi sulle proprietà colligative • Scrivere le reazioni di dissociazione ionica di sali, indicando correttamente gli ioni che si formano • Descrivere il fenomeno della solvatazione • In laboratorio eseguire in modo autonomo i calcoli necessari e preparare correttamente soluzioni a concentrazione nota per pesata e per diluizione • In laboratorio eseguire i calcoli ed effettuare le corrette diluizioni di soluzioni • In laboratorio utilizzare in modo corretto le pipette tarate e graduate e i matracci • In laboratorio effettuare correttamente le misure di massa
STECIOMETRIA DELLE REAZIONI CHIMICHE	• Calcoli quantitativi con le reazioni • Il reagente limitante e il reagente in eccesso • La resa di reazione Laboratorio • Resa percentuale della reazione di una soluzione di cloruro di calcio con una soluzione di carbonato di sodio per formare il carbonato di calcio.	• Determinare la quantità di prodotto che si forma a partire da quantità note dei reagenti • Determinare la quantità di reagenti che devono mettere a reagire per avere una certa quantità di prodotto • Capire il concetto di reagente limitante e reagente in eccesso e applicarlo in esercizi e in laboratorio • Calcolare la resa di una reazione in esercizi e in laboratorio