



Ministero dell'Istruzione e del Merito
Istituto di Istruzione Secondaria Superiore
"Alessandro Greppi"

Via dei Mille 27 – 23876 Monticello B.za (LC)
 www.istitutogreppi.edu.it



Programma svolto a.s. 2025/2026

Classe III KB

Materia: Chimica Analitica e Strumentale e laboratorio

Prof.ssa Vigni Laura e Prof. Ingrassia Pietro

Testi adottati:

- Le basi della chimica analitica, volume unico (seconda edizione), Ed. Zanichelli, autori: Carmine Rubino, Italo Venzaghi, Renato Cozzi
- Le basi della chimica analitica **Laboratorio**, volume unico (seconda edizione), Ed. Zanichelli, autori: Carmine Rubino, Italo Venzaghi, Renato Cozzi

CONOSCENZE	COMPETENZE / ABILITA'
Mole, composizione percentuale e formule	
<p>Numero di massa, numero atomico, isotopi, unità di massa atomica, massa atomica relativa, mole, massa molare, massa formula e costante di Avogadro. Composizione elementare di un composto e formula chimica. Formula molecolare e formula empirica. Percentuale formale di un composto (o formula) in una sostanza.</p>	<p>Effettuare calcoli con la costante di Avogadro e l'unità di massa atomica. Determinare la massa formula e la massa molare. Calcolare la massa o la quantità di sostanza usando la massa molare come fattore di conversione. Determinare la formula empirica di un composto dalla sua composizione percentuale. Determinare la percentuale degli elementi contenuti in un composto di cui è nota la formula chimica. Effettuare la conversione tra formula empirica e formula molecolare, nota la massa molare del composto. Calcolare la percentuale formale di un composto (o di una formula) in una sostanza e ricavare la formula di un composto a partire dalla percentuale formale. Calcolare la percentuale sul secco di un composto umido.</p> <p>SUL TESTO CAP. 1 + file su Teams</p>
Le soluzioni	
<p>Definizione di soluzione, sostanze pure, miscugli omogenei e miscugli eterogenei. Concetto di soluzione, soluzione satura, solvente e soluto. Concentrazione di una soluzione e relative unità di misure fisiche (%m/m, %m/V, %V/V, ppm e ppb) e chimiche (molarità, molalità e frazione molare). Diluizione e mescolamento di soluzioni. Aspetti microscopici del processo di solubilizzazione (solvatazione, dissociazione e ionizzazione). Energia reticolare, energia di solvatazione ed entalpia di soluzione. Soluti ionici, soluti molecolari polari non</p>	<p>Riconoscere processi di ionizzazione e dissociazione, elettroliti e non elettroliti. Determinare la concentrazione di una soluzione espressa in %m/m, %m/V, %V/V, ppm, ppb, molarità, molalità e frazione molare. Effettuare la conversione tra massa e volume di una quantità data di soluzione tramite la densità. Effettuare la conversione tra le diverse unità di misura della concentrazione. Applicare la regola delle diluizioni. Determinare la concentrazione di una</p>

<p>ionizzabili e soluti molecolari polari ionizzabili. Solventi polari e apolari. Elettroliti e non elettroliti. Grado di dissociazione.</p>	<p>soluzione ottenuta per mescolamento. Calcolare la concentrazione di specie ioniche. Effettuare calcoli con la quantità di sostanza espressa in millimoli e saper usare i relativi fattori di conversione. Preparare una soluzione a concentrazione nota per pesata, per diluizione, per diluizioni successive e per mescolamento utilizzando la vetreria e la strumentazione appropriata.</p> <p>SUL TESTO CAP.3, + file su Teams</p>
--	---

Reazioni chimiche e bilanciamento

<p>Reazioni chimiche, equazioni di reazione, equazioni ioniche nette e coefficienti stechiometrici. Reazioni in soluzione acquosa: reazioni di precipitazione, reazioni acido-base, reazioni redox e reazioni di formazione di complessi. Concetto di non elettrolita, elettrolita forte ed elettrolita debole. Concetto di precipitato, acido, base e complesso. Il numero di ossidazione e le regole per la sua determinazione. Concetto di riduzione, ossidazione, ossidante, riducente e coppia redox. Bilanciamento delle reazioni non redox. Bilanciamento delle reazioni redox, con il metodo delle semireazioni, in ambiente acido e in ambiente basico.</p>	<p>Trasformare i rapporti molari in rapporti ponderali. Rappresentare una trasformazione chimica mediante l'equazione di reazione. Scrivere equazioni di reazione ed equazioni ioniche nette. Trasformare equazioni di reazione in equazioni ioniche nette. Riconoscere le reazioni non redox e le reazioni redox. Bilanciare un'equazione chimica non redox. Determinare il numero di ossidazione di un elemento in un composto. Identificare l'elemento che si ossida e quello che si riduce in una redox. Bilanciare un'equazione chimica redox con il metodo delle semireazioni. Bilanciare redox particolari (reazioni di dismutazione e reazioni in cui più di un elemento si ossida o si riduce).</p> <p>SUL TESTO CAP 2. + file su Teams</p>
--	---

Inquinamento ambientale da particolato. Conseguenze sull'ambiente e sulla salute.

<p>Chimica dell'atmosfera: le componenti dell'atmosfera e le principali reazioni. Inquinanti principali e fonti di inquinamento sia antropogeniche che naturali. Strategie di mitigazione.</p>	<p>Comprendere la natura e le caratteristiche del particolato atmosferico. Analizzare le conseguenze dell'inquinamento da particolato sull'ambiente e sugli ecosistemi. Valutare gli effetti del particolato sulla salute umana. Sviluppare consapevolezza riguardo alle strategie di prevenzione e mitigazione</p> <p>file su Teams</p>
--	---

Stechiometria delle reazioni

<p>Stechiometria e quantità di reazione. Significato e struttura di uno schema I-Δ-F. Reagente limitante e reagente in eccesso. Resa di reazione.</p>	<p>Scrivere i rapporti che esprimono la quantità di reazione. Determinare e usare la quantità di reazione nei calcoli stechiometrici. Impostare e applicare uno schema I-Δ-F nella risoluzione di problemi di calcolo sulle quantità di reagenti e prodotti. Determinare le quantità di reagenti e prodotti in una reazione. Stabilire quali sono i reagenti in eccesso e qual è il reagente limitante in una reazione. Calcolare la resa di reazione.</p> <p>SUL TESTO CAP.4 + file su Teams</p>
---	--

L'equivalente chimico

Tipi di reazione chimica. Definizione e tipo di equivalente chimico. Rapporto di conversione tra moli ed equivalenti (Z) per ciascun tipo di reazione. Normalità. Massa equivalente. Concetto di titolazione, analita, titolante, soluzione standard e punto di equivalenza.

Svolgere calcoli utilizzando gli equivalenti. Determinare il valore di Z per una sostanza in una determinata reazione. Calcolare gli equivalenti a partire dalla massa/moli e viceversa. Calcolare gli equivalenti a partire dal volume di soluzioni di concentrazione nota. Calcolare la normalità di una soluzione. Effettuare la conversione tra normalità e molarità. Calcolare gli equivalenti a partire dalla quantità di un altro composto. Saper scrivere la relazione che lega titolante e analita in una titolazione. Utilizzare gli equivalenti in procedimenti analitici costituiti da una sequenza di reazioni.

SUL TESTO CAP.5 + file su Teams

Equilibrio chimico

Concetto di equilibrio chimico.

Equilibrio cinetico: Velocità diretta ed indiretta di una reazione all'equilibrio. Attività chimica, stato standard, coefficiente di attività e forza ionica di una soluzione. Legge dell'equilibrio chimico: costante stechiometrica (in funzione delle concentrazioni, KC), costante dei coefficienti di attività e costante termodinamica. Costante di equilibrio in funzione delle pressioni parziali (Kp). Quoziente di reazione (Q) per prevedere la direzione in cui procede una reazione per raggiungere l'equilibrio. Gli equilibri di dissociazione. Composizione del sistema all'equilibrio

Equilibrio termodinamico: Equilibrio termodinamico. Effetto del calore e dell'entropia. L'energia libera di Gibbs. Prevedere la direzione spontanea di una reazione.

Distinguere tra reazioni all'equilibrio e reazioni a completamento. Definire le proprietà macroscopiche e microscopiche di un sistema all'equilibrio. Scrivere l'espressione della costante di equilibrio e del quoziente di reazione, in funzione delle concentrazioni e delle pressioni parziali, per una reazione in fase omogenea ed eterogenea. Calcolare il valore di KC, Kp e Q. Effettuare la conversione tra KC e Kp. Calcolare il valore della costante di equilibrio di una reazione dalla costante di equilibrio di altre reazioni.

SUL TESTO CAP.6 e 7 + file su Teams

Il principio di Le Chatelier

Il principio di Le Chatelier. Perturbazione dell'equilibrio chimico: effetto della temperatura, effetto della variazione di volume, effetto delle variazioni di concentrazione. Applicare lo schema I-Δ-F per prevedere la direzione di reazione

Prevedere l'avanzamento di una reazione in base alla costante di equilibrio. Individuare il verso in cui procede una reazione per raggiungere l'equilibrio, in base al quoziente di reazione. Calcolo della composizione di equilibrio mediante lo schema I-Δ-F. Comprendere il principio di Le Châtelier e prevedere l'effetto sull'equilibrio della variazione di temperatura, volume, pressione e concentrazione. Calcolare come si modifica la composizione di equilibrio in seguito all'introduzione di altre specie chimiche o di reazioni che perturbano l'equilibrio.

SUL TESTO CAP.8 + file su Teams

Equilibrio di solubilità

Soluzione satura, soluzione sovrasatura e soluzione insatura.

Impostare lo schema I-Δ-F per mettere in relazione solubilità

<p>Solubilità ed equilibrio di solubilità. Prodotto di solubilità (K_s). Relazione tra solubilità e prodotto di solubilità e gli aspetti legati a reazioni collaterali. Effetto dello ione comune sulla solubilità di un sale poco solubile. Precipitato e reazioni di precipitazione. Precipitazione frazionata.</p>	<p>e prodotto di solubilità. Esprimere la solubilità in diverse unità di misura. Calcolare la solubilità e il prodotto di solubilità. Confrontare la solubilità di soluti diversi con medesima stechiometria e con differente stechiometria. Calcolare la solubilità in presenza di ioni in comune. Prevedere la formazione o meno di un precipitato in seguito al mescolamento di più soluzioni. Calcolare le concentrazioni ioniche al termine di una reazione di precipitazione. Svolgere calcoli relativi a soluzioni sature di più sali. Prevedere l'ordine di precipitazione quando uno stesso reattivo viene aggiunto progressivamente ad una soluzione contenente più ioni che formano con esso composti insolubili. Calcolare, in base al valore della concentrazione dello ione comune che fa iniziare la precipitazione di un sale più solubile, la concentrazione raggiunta dallo ione già precipitato e valutare la possibile separazione dei precipitati.</p> <p>SUL TESTO CAP.9 + file su Teams</p>
--	---

Equilibrio di acido-base

<p>Teorie acido-base. Acidi e basi secondo le teorie di Arrhenius, di Lewis e di Brønsted-Lowry. Specie elettrofile e nucleofile. Concetto di coppia coniugata. Specie anfotera. Correlazione tra comportamento acido-base e proprietà molecolari. La forza di acidi e basi: acidi forti, basi forti, acidi deboli e basi deboli. Reazioni di dissociazione acida e di dissociazione basica. Costanti di acidità (K_a) e di basicità (K_b). Grado di dissociazione. Il prodotto ionico dell'acqua (K_w). Effetto livellante del solvente. pH, pOH e pKw. Soluzione neutra, acida e basica. Il pH di soluzioni di acidi e basi forti, di miscele di acidi e/o basi forti. Titolazione acido forte-base forte e relativa curva di titolazione. Il pH di soluzioni di acidi e basi deboli. Effetto della diluizione sulla dissociazione. Equilibrio di idrolisi. Calcolo pH in soluzione acquose contenenti una coppia acido-base coniugata. I sistemi tampone. Tamponi da coppie coniugate acido-base. Calcolo del pH di soluzioni tampone. Acidi e basi polifunzionali. Calcolo del pH di soluzioni di acidi poliprotici e calcolo della concentrazione delle specie ioniche in soluzione</p>	<p>Prevedere il comportamento acido-base di una sostanza dalle proprietà molecolari. Riconoscere e distinguere acidi e basi. Scrivere reazioni acido-base e le relative costanti di acidità o di basicità. Confrontare la forza di acidi e basi forti. Calcolare il valore del pH e correlarlo all'acidità. Svolgere calcoli usando la relazione che lega pH, pOH e pKw. Calcolare il pH di acidi e basi forti. Determinare la concentrazione di acido a partire dal valore del pH. Calcolare il pH di miscele di acidi e basi forti. Effettuare i calcoli relativi a una titolazione acido-base e costruire una curva di titolazione. Saper scegliere l'indicatore più adatto per tale titolazione. Distinguere gli acidi e basi forti dagli acidi e basi deboli. Calcolare il pH di soluzioni di acidi e di basi deboli, mediante formula approssimata e completa (equazione di secondo grado ottenuta dall'impostazione e dallo sviluppo dello schema I-Δ-F). Calcolare come varia il grado di dissociazione in relazione alla diluizione di un acido e di una base debole.</p> <p>SUL TESTO CAP.10, 11, 12 e 13 + file su Teams</p>
---	--

Analisi volumetrica

<p>Tecnica dell'analisi volumetrica. Requisiti che una reazione deve rispettare per poter essere sfruttata in un'analisi volumetrica. Classificazione secondo il tipo di reazione che avviene nel corso della titolazione. Preparazione delle soluzioni. Standard primari e standard secondari. Standardizzazione di una soluzione. Tecnica operativa. Progettazione di una titolazione e calcoli preliminari. Determinazione del titolo dell'analita. Titolazioni acido forte-base forte: variazione del pH durante la titolazione,</p>	<p>Effettuare la procedura di taratura della buretta. Progettare una titolazione ed effettuare i calcoli preliminari. Preparare le soluzioni necessarie per la titolazione. Eseguire titolazioni acido forte-base forte per via colorimetrica e per via potenziometrica. Determinare a seguito della titolazione il titolo della soluzione a titolo incognito. Costruire la curva, sperimentale e teorica, di una titolazione acido forte-base forte.</p>
--	---

costruzione della curva di titolazione (sperimentale e teorica).	SUL TESTO CAP.8, 9 e 10 + file su Teams
Laboratorio	
<p>Descrizione e corretto utilizzo della vetreria di uso comune in laboratorio e verifica della sua accuratezza. Preparazione di soluzioni a concentrazione nota mediante diluizione e mescolamento. Preparazione di una soluzione con concentrazione pari a 1 ppm mediante diluizioni successive. Reazioni in soluzione acquosa: reazioni redox, reazioni di precipitazione e reazioni di formazione di complessi. Il ciclo del rame. Determinazione del reagente limitante in una reazione chimica. Analisi qualitativa degli anioni per via secca. Analisi qualitativa degli anioni per via umida. Saggi alla fiamma. Analisi qualitativa dei cationi. Conferma del principio di Le Chatelier. Determinazione sperimentale del prodotto di solubilità dell'acetato di argento. Taratura della buretta da 50 mL e determinazione della relativa equazione con il metodo dei minimi quadrati. Standardizzazione di una soluzione di NaOH con ftalato acido di potassio. Titolazione di una soluzione di NaOH con HCl per via colorimetrica e per via potenziometrica. Confronto della curva sperimentale e della curva teorica della titolazione NaOH-HCl. Titolazione di acido maleico per via conduttimetrica. Costruzione delle curve di titolazione sperimentali e teoriche e confronto. Determinazione della derivata prima e individuazione del P.E.</p>	<p>Organizzare ed elaborare le informazioni ottenute da analisi chimiche applicate. Interpretare i dati e correlare gli esiti sperimentali con i modelli teorici di riferimento. Effettuare scelte operative per determinazioni analitiche da condurre successivamente in laboratorio. Impostare e gestire determinazioni titrimetriche in laboratorio.</p> <p>Schede + file su Teams</p>

Monticello 08/06/2026

I Docenti
 Prof.ssa Laura Vigni
 Prof. Pietro Ingrassia

Gli studenti

Voto	Giudizio	Indicatori
2 3	Assolutamente insufficiente	Lo studente non ha conseguito le abilità e conoscenze previste. Le competenze sono assenti.
4	Gravemente insufficiente	Lo studente ha conseguito una parte, inferiore alla metà, degli obiettivi. Le conoscenze sono molto frammentarie; lo studio è mnemonico, profonde sono le lacune; è carente la capacità di utilizzare le nozioni. Il linguaggio non è appropriato. Le competenze risultano ancora molto fragili.
5	Insufficiente	Lo studente ha conseguito una parte delle abilità e delle conoscenze previste. Lo studio è mnemonico, la preparazione superficiale. L'esposizione schematica. Scarsa è la padronanza dei termini, così come la competenza di utilizzare le conoscenze acquisite.
6	Sufficiente	Lo studente ha conseguito, a livelli minimi, le abilità e le conoscenze necessarie. Ha un dominio sufficiente degli obiettivi, una preparazione corretta, aderente al testo. Si richiede più chiarezza e incisività nell'analisi dei dati, più rigore espositivo, maggiore padronanza della terminologia. Manca approfondimento. Rielaborazione e collegamenti sono circoscritti. Limitate le competenze nell'applicare le conoscenze a problemi o processi nuovi.
7	Discreto	Lo studente ha conseguito le conoscenze e le competenze previste, in forma superiore alla sufficienza. Espone con un certo rigore, organizza il proprio lavoro con diligenza e continuità. L'approfondimento delle tematiche è ancora limitato, ma accettabile.
8	Buono	Lo studente ha acquisito una buona capacità di rielaborare le conoscenze in modo critico e sa applicare a situazioni nuove. Approfondisce alcune tematiche. Dimostra buone doti di riflessione e rigore logico.
9	Ottimo	Lo studente sa rielaborare le conoscenze in modo critico; applica le abilità acquisite a processi nuovi. Sa stabilire collegamenti nel programma e fra i contenuti delle discipline. I suoi lavori sono corretti e rigorosi, con brillanti intuizioni e apporti personali. Le conclusioni sono originali, appropriate, sostenute da spiccate capacità d'analisi e da un metodo rigoroso.
10	Eccellente	Lo studente dimostra padronanza degli obiettivi e dei contenuti previsti e d'ulteriori obiettivi trasversali. È propositivo, creativo, critico, ha mostrato un vivo interesse che lo ha portato a conseguire una visione ampia e critica delle sue conoscenze e mostra competenze solide che lo mettono in grado di procedere in piena autonomia.