

PROGRAMMA SVOLTO - ARGOMENTI TRATTATI

- Ripasso sulla struttura atomica e relazione con la tavola periodica degli elementi: la configurazione elettronica, tipi e forme degli orbitali, riempimento degli orbitali in funzione del n° atomico, lettura della tavola periodica in funzione del riempimento degli orbitali, le formule di Lewis
- Ripasso sui legami chimici: ionico, covalente (puro, polare e dativo), legame metallico, legami singoli, doppi e tripli
- Gli elementi e gli ioni, struttura delle formule chimiche in funzione dell'elettronegatività
- Molecole polari e apolari: come si origina la polarità delle molecole, le interazioni dipolo-dipolo e il legame idrogeno, molecole apolari e loro comportamento fisico
- Le soluzioni: proprietà generali (simile scioglie il simile); approfondimento sulle soluzioni acquose: proprietà dipolari dell'acqua, la dissociazione ionica, la ionizzazione, elettroliti forti, elettroliti deboli e non elettroliti
- I legami deboli: dipolo-dipolo, ione - dipolo, di dispersione di London e legame idrogeno
- 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)
- 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 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
- Reazioni dagli ossidi agli idrossidi e dalle anidridi agli ossiacidi; differenza tra gli ossidi dell'azoto e le anidridi dell'azoto, reazioni tra anidridi e acqua
- Regole di nomenclatura tradizionale dei composti chimici ternari: idrossidi, ossiacidi (con attenzione ai 4 ossiacidi del cloro e loro sali), sali ternari. Il comportamento chimico dell'ammoniaca e i sali di ammonio
- Nomenclatura tradizionale degli ossoacidi degli elementi del 7° gruppo; nomenclatura degli ossoanioni corrispondenti e dei conseguenti Sali ternari; i sali quaternari
- Classificazione delle reazioni chimiche (sintesi, decomposizione, scambio semplice, doppio scambio)
- Cinetica delle reazioni chimiche: la teoria degli urti, l'energia di attivazione, il complesso attivato, il diagramma delle energie delle reazioni spontanee o esoergoniche/esotermiche. Andamento delle velocità di reazione
- Fattori che influenzano la velocità di reazione: fattori intrinseci, la concentrazione dei reagenti, lo stato di aggregazione (la superficie di contatto)
- Concetto di equilibrio di una reazione chimica, la legge di azione di massa e il significato della costante di equilibrio, scrittura delle costanti di equilibrio e interpretazione dei valori che può assumere la costante di equilibrio
- Il Principio dell'equilibrio mobile di Le Chatelier: effetti sull'equilibrio delle variazioni di concentrazione, di pressione e volume (sistemi gassosi) e della temperatura
- Equilibrio di solubilità, il prodotto di solubilità, effetto dello ione comune
- Definizione di acido e base secondo Arrhenius e secondo Bronsted-Lowry. Le reazioni acido-base e le coppie acido-base coniugate.
- Dalle definizioni di acido e base secondo Arrhenius e secondo Bronsted-Lowry al particolare comportamento dell'acqua: dalla costante di equilibrio della reazione di autoionizzazione dell'acqua al Prodotto Ionico dell'acqua (K_w)

- Calcolo del valore delle concentrazioni di ioni H_3O^+ e OH^- nell'acqua pura a 25°C , le condizioni di neutralità e l'interdipendenza dei valori dei due ioni nel rispetto della K_w
- L'importanza del legame dativo nella formazione dello ione H_3O^+ (ione idronio);
- Definizione di pH e uso della funzione logaritmo, la scala del pH, la pK_w , il pOH , calcoli per determinare la concentrazione degli ioni idrogeno e ossidrile
- La titolazione acido-base, uso degli indicatori, il punto di equivalenza e calcoli ponderali relativi
- Le reazioni di ossido-riduzione(redox): generalità, concetto di ossidazione e di riduzione, individuazione della specie ossidante e di quella riducente
- Espressione delle equazioni Red-Ox in forma ionica e bilanciamento con il metodo delle semireazioni

ATTIVITÀ DI LABORATORIO:

- Calcoli relativi alla concentrazione delle soluzioni. Apparecchiature per la produzione di soluzioni in laboratorio
- Natura dei legami chimici nelle sostanze pure: prova di conducibilità elettrica di sostanze pure e di soluzioni con il conducimetro
- Comportamento dell'acqua, dell'etanolo e dell'esano nel campo elettrostatico
- Prove di miscibilità tra diverse liquidi polari e apolari. La tensione superficiale
- Calcoli e procedura operativa per la produzione di soluzioni a molarità nota di solfato rameico pentaidrato in volumi diversi
- Osservazione della scala cromatica con soluzioni a diverse concentrazioni Molari di solfato rameico pentaidrato; confronto tra le soluzioni della stessa concentrazione e tra quelle a concentrazioni diverse. Prelievo di 100mL di soluzione per gruppo, essiccazione, considerazioni ponderali ed osservazione della cristallizzazione
- Formazione dell'idrossido di rame per precipitazione da reazione tra cloruro e solfato di rame con idrossido di sodio
- Produzione qualitativa di idrossidi insolubili - idrossido ferrico e idrossido ferroso
- Reattività del sodio in acqua, esempi di reazioni eso e endoergonica: effetto sulla temperatura nel formare una soluzione con nitrato di ammonio e una con acido solforico concentrato
- Reattività degli acidi e degli idrossidi con la fenolftaleina
- Proprietà colligative: prove di evaporazione acqua salata, acqua potabile e acqua distillata; verifica del fenomeno dell'innalzamento ebullioscopico - soluzioni a concentrazione diversa di NaCl; abbassamento crioscopico
- Reattività del K, Na, Mg, Ca con ossigeno e acqua; osservazione della velocità di reazione
- Velocità di reazione: influenza della superficie di contatto, reazione tra Zn in polvere e in granuli con HCl
- Velocità di reazione influenzata dalla concentrazione e dall'uso dei catalizzatori, velocità di reazione influenzata dalla temperatura: reazione di riferimento tra permanganato di K e acido ossalico in presenza di H_2SO_4 concentrato
- Valutazione di pH acidi e pH basici con l'indicatore universale
- Sviluppo pratico della titolazione acido base: preparazione della soluzione titolante di idrossido di sodio, riempimento della buretta, preparazione del campione di aceto, esecuzione della titolazione e calcolo del grado %m/V di acido acetico.

Educazione Civica:

- La chimica e lo sviluppo sostenibile: importanza della chimica negli obiettivi dell'Agenda 2030 dell'ONU
- Riflessione individuale con la produzione di un elaborato personale riferita a 10 obiettivi dell'Agenda 2030 con l'ausilio delle 10 schede riportate a conclusione dei primi 10 capitoli del libro di testo.

Mondovì, 05 giugno 2026

I Docenti:

Francesco Greco _____

Barbara Berutti _____

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 il tipo di legami presenti in una molecola
4. Saper distinguere tra sostanze pure e miscugli, tra elementi e composti e tra composti ionici e molecolari
5. Conoscere le principali interazioni intermolecolari e le caratteristiche delle soluzioni
6. Saper classificare i principali composti inorganici e organici
7. Conoscere gli aspetti caratteristici generali delle reazioni acido-base e delle reazioni di ossidoriduzione
8. Definizione di pH, la scala del pH e suo significato
9. Struttura generale di una pila e principi generali di funzionamento

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 che dovessero aver bisogno di consultare Classroom possono richiedere il codice invito inviando una e-mail a francesco.greco@cigna-baruffi-garelli.edu.it

Dopo aver inquadrato gli argomenti sul libro di testo e sui materiali di Classroom, eseguire gli esercizi guidati proposti nei vari paragrafi. Sfruttare gli esercizi di fine unità didattica e all'interno dei varie Unità del libro come strumento di studio, andando a rileggere le parti delle unità didattiche per ricavarne le risposte o per verificarne l'esattezza. Per quanto riguarda la chimica organica, formulare una tabella personale in cui risultino le classi di composti, i relativi gruppi funzionali e le strutture molecolari attraverso esempi concreti di molecole. Analizzare, successivamente, la tabella elaborata per mettere in evidenza le similitudini e, soprattutto, le diversità tra le varie classi di composti organici. Anche per lo studio della nomenclatura dei composti inorganici si consiglia di costruirsi uno schema personale.

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.