Anno scolastico	2025/2026
Disciplina	Scienze Integrate - Chimica
Docenti	Saporita Maria – Fumia Micaela Bernadette
Classe	2 F
Indirizzo	Chimica, Materiali e Biotecnologie
Articolazione	Biotecnologie Sanitarie

UDA 1. Le particelle subatomiche

I modelli atomici di Dalton, Thomson, Rutherford. L'esperimento della lamina d'oro.

Il nucleo atomico: massa, carica elettrica e dimensioni. Identità di un atomo. Numero atomico e numero di massa. Isotopi e cenni sulla radioattività.

Cenni sulla luce e lo spettro continuo. I parametri caratteristici delle onde

Il modello atomico di Bohr. Livelli e sottolivelli. Il modello atomico a strati. La configurazione elettronica. Principio dell'Aufbau.

Numeri quantici e orbitali. Regola di Hund e principio di esclusione di Pauli.

La sequenza di riempimento degli orbitali.

Configurazione elettronica estesa e abbreviata di atomi neutri e ioni. Tipi di livelli e sottolivelli.

UDA 2. La tavola periodica degli elementi

La struttura generale della tavola periodica. Suddivisione in blocchi.

Caratteristiche dei principali gruppi e delle principali categorie: metalli, non metalli, semimetalli.

Configurazione elettronica e relazione con la struttura della tavola periodica.

Il sistema periodico e le proprietà periodiche: energia di ionizzazione, affinità elettronica, raggio atomico, elettronegatività, carattere metallico.

UDA 2. Il legame chimico

Energia di legame. Elettronegatività e tipi di legame.

Rappresentazione di Lewis. Regola dell'ottetto. Valenza.

Il legame covalente: puro, apolare e polare.

Legame covalente semplice e multiplo. Esempi di molecole con i vari tipi di legame. Eccezioni alla regola dell'ottetto.

Energia e distanza di legame.

Cenni sulla teoria del legame di valenza. Legame *sigma* e *pi greco*.

Esempi di molecole biatomiche e poliatomiche con legame covalente apolare e polare. Dipolo.

Legame covalente dativo. Esempi di cationi e anioni complessi.

Legame ionico. Esempi di composti ionici.

Legame metallico e proprietà dei metalli.

La geometria delle molecole: la teoria VSEPR.

UDA 3. Dalle molecole alle sostanze

La polarità delle molecole.

I legami intermolecolari: interazioni dipolo-dipolo, forze di London e di Van der Waals- Legame a Idrogeno e relazione con le proprietà fisiche delle sostanze.

Molecole polari e apolari. Momento dipolare associato al legame nelle varie geometrie.

Sostanze apolari e sostanze polari.

Tipi di solidi: ionici, covalenti, metallici, molecolari.

Conducibilità e relazione con il tipo di legame chimico.

Proprietà dei liquidi: cenni sulla volatilità, tensione superficiale, viscosità, capillarità. Ebollizione ed evaporazione.

UDA 4. Le soluzioni e il loro comportamento

Le soluzioni: soluto e solvente. Tipi di soluzione. Concentrazione di una soluzione: % m/m, % V/V (o grado alcolico), m/V, Molarità. Richiami sui calcoli di massa molecolare e numero di moli. Esercizi di calcolo della concentrazione di una soluzione.

Principio della diluizione.

UDA 5. I composti inorganici

La valenza e il numero di ossidazione. Regole generali sul numero di ossidazione e formula di un composto binario.

Classificazione dei composti binari e ternari: ossidi acidi e basici, idruri e idracidi, idrossidi e ossiacidi, sali binari e ternari.

Nomenclatura tradizionale e IUPAC dei diversi composti.

Regole di nomenclatura per gli anioni dei sali binari e ternari. Sali acidi e neutri. Acidi meta, piro, orto.

Reazioni di formazione di ossidi basici, anidridi, idruri, idracidi, idrossidi, ossiacidi.

Reazioni di formazione di sali binari mediante idracido.

Reazioni di formazione di sali ternari mediante ossiacido.

UDA 6. Le reazioni chimiche

Tipi di reazione: sintesi o formazione, analisi o decomposizione, scambio o spostamento, doppio

scambio. Esempi per ciascun tipo di reazione.

Reazioni di precipitazione e di formazione di gas.

Reazioni di neutralizzazione.

UDA 7. Aspetti energetici e cinetici delle reazioni chimiche

Le variazioni di energia durante una reazione chimica: reazioni endo- ed esoenergetiche, endo- ed esotermiche.
La velocità di una reazione chimica.

Fattori che influenzano la velocità di reazione: natura dei reagenti, concentrazione, temperatura,

pressione, catalizzatore.

Reazioni reversibili e irreversibili. Cenni su una reazione all'equilibrio.

UDA 8. Il laboratorio di chimica

Norme di sicurezza e di comportamento.

Strumenti, vetreria e materiali di laboratorio. Portata e sensibilità di uno strumento.

Attività svolte in laboratorio:

Saggi alla fiamma.

Proprietà periodiche: variazione del volume atomico lungo un gruppo.

Reattività degli elementi.

Conducibilità elettrica di alcuni metalli e non metalli.

Conducibilità elettrica di soluzioni: elettroliti e non elettroliti.

Polarità e miscibilità di alcune sostanze.

Solubilità in solventi polari e apolari.

Classificazione dei composti binari: formazione di ossidi acidi e basici a partire da zolfo e magnesio, e successiva addizione di acqua per formare il rispettivo ossiacido e idrossido.

Classificazione delle reazioni chimiche: Osservazione di alcune reazioni chimiche di scambio semplice e doppio scambio, sintesi e decomposizione, precipitazione e formazione di gas.

Preparazione di una soluzione a concentrazione nota %m/m, %V/V, m/V.

Preparazione di una soluzione a molarità nota.

Preparazione di una soluzione per diluizione.

Milazzo, lì
28/05/2024

F.to i Docenti
Maria Saporita
Micaela B. Fumia

Firma autografa sostituita a mezzo stampa
ai sensi dell'art. 3co. 2del D. Lgs. n. 39/199

Gli Alunni rappresentanti

Dayana Ferrara

Giada Spinella