



PROGRAMMA SVOLTO DAL DOCENTE DISCIPLINARE

ANNO SCOLASTICO:	2021/22
CLASSE:	2° AT
DISCIPLINA:	SCIENZE INTEGRATE (CHIMICA)
DOCENTI:	FOCHI VALENTINA-DALLOLIO FRANCESCA
TESTO IN USO:	Valitutti, Falasca, Amadio – Chimica concetti e modelli – Zanichelli

PROGRAMMA DETTAGLIATO

MOLECOLE E COMPOSTI

La nomenclatura tradizionale e IUPAC dei composti binari e ternari: ossidi acidi, ossidi basici, idrossidi, idracidi, ossiacidi (gli acidi meta-, piro-, orto- e i poliacidi), sali binari e ternari, sali acidi, sali basici, sali doppi, sali idrati, idruri, perossidi. Determinazione della formula chimica noto il nome del composto e viceversa.

Le reazioni di formazione di ossidi, idrossidi, acidi e sali (reazione di neutralizzazione, reazioni di scambio semplice e doppio scambio, decomposizione).

I LEGAMI CHIMICI E LE FORZE INTERMOLECOLARI

Il legame ionico e covalente. Le forze dipolo-dipolo e le forze di London (forze di van der Waals). Il legame a idrogeno. I cristalli ionici, molecolari (polari e apolari) e metallici. Le molecole polari e apolari, dipolo elettrico e momento dipolare. Le formule di Lewis delle molecole. La teoria VSEPR.

ASPETTI QUANTITATIVI DELLA MATERIA

La mole: definizione, numero di moli, il numero di Avogadro e relativi esercizi. Il volume molare a STP. L'equazione generale dei gas perfetti.

I calcoli stechiometrici: calcolo della quantità di prodotto ottenuto a partire da una quantità nota di reagente.

Il concetto di reagente limitante e di reagente in eccesso e relativi esercizi.

Resa teorica e resa effettiva di una reazione e relativi esercizi.

LE SOLUZIONI

Soluzioni acquose ed elettroliti. Solubilità, soluzione satura e corpo di fondo, dipendenza della solubilità da temperatura e pressione. Colloidi, sol, gel, emulsioni e aerosol.

La concentrazione delle soluzioni: la concentrazione percentuale in massa, la concentrazione percentuale in volume, la concentrazione percentuale in massa su volume, la molarità, la molalità e la frazione molare.

Le proprietà colligative: innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, osmosi e la pressione osmotica.

Problemi stechiometrici e di diluizione e mescolamento.

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE

Il numero di ossidazione e le regole per assegnarlo.

Il concetto di ossidazione e riduzione, gli ossidanti e i riducenti.

Bilanciamento delle ossidoriduzioni molecolari e in forma ionica (metodo della variazione del numero di ossidazione e metodo ionico-elettronico).

Reazioni di dismutazione.

LABORATORIO

Sicurezza in laboratorio. Norme di comportamento, regolamento CLP, GHS, REACH, pittogrammi di sicurezza.

Le schede di sicurezza dei prodotti chimici. I dispositivi di protezione collettivi e individuali. La sicurezza nell'ambiente di lavoro.

Osservazione del comportamento di metalli e non metalli in presenza di ossigeno. Carattere acido e basico in acqua. Combustione del magnesio, dello zolfo e sodio in acqua.

Osservazione delle reazioni dei metalli del I e II gruppo. Formazione dell'idrossido corrispondente.



Osservazione delle reazioni dei metalli Cu(II), Zn, Fe(II), Al: formazione dell'idrossido corrispondente.

Reazione chimica di doppio scambio con neutralizzazione (HCl+NaOH).

Reazione di sintesi (HCl+ NH₃) e di decomposizione (NH₄Cl).

Osservazione del comportamento di sostanze in presenza di forze elettriche in relazione al legame chimico. Prove di conducibilità elettrica e prove di polarità con varie sostanze.

Numero di moli e il numero di Avogadro: attività sulla massa relativa e la costante di Avogadro.

Quantità di sostanza in mole e molecole. Misure con diverse sostanze.

Verifica della legge di Proust. Verifica della conservazione della massa con sviluppo di gas.

Introduzione alle soluzioni. Prove di miscibilità e solubilità.

Preparazione di soluzioni in concentrazione percentuale e molare.

Reazioni di ossidoriduzioni. Vari metalli con HCl e CuSO₄.

I Docenti

Valentina Fochi – Francesca Dallolio

(firma autografa sostituita a mezzo stampa)