



PROGRAMMA SVOLTO DAL DOCENTE DISCIPLINARE

ANNO SCOLASTICO:	2022/23
CLASSE:	3AA
DISCIPLINA:	CHIMICA ANALITICA E STRUMENTALE
DOCENTE:	Domenico Zona – Maria Antonietta Strazzi
TESTO IN USO:	Rubino-Venzaghi-Cozzi-LE BASI DELLA CHIMICA ANALITICA Zanichelli – Valitutti-Falasca-Amadio-DALLA MATERIA ALLA CHIMICA ORGANICA

PROGRAMMA DETTAGLIATO

CLASSIFICAZIONE E NOMENCLATURA DEI COMPOSTI INORGANICI

Valenza e numero di ossidazione. La nomenclatura chimica: nomenclatura tradizionale e IUPAC. Classificazione dei composti inorganici. Classificazione dei composti binari e ternari. Ossidi acidi, ossiacidi meta-, piro- orto, ossidi basici, idrossidi, ossiacidi, idracidi, sali binari e ternari. Perossidi, idruri dei metalli e dei non metalli. Reazioni di formazione di composti (reazione di neutralizzazione, scambio semplice e doppio, decomposizione).

LE SOLUZIONI

Soluto, solvente, soluzioni acquose di composti molecolari polari non ionizzabili, polari ionizzabili; composti ionici; concentrazioni espresse in unità fisiche, chimiche; massa molecolare; la mole; calcolo con le moli; molalità; molarità; conversione tra i modi di esprimere la concentrazione; diluizione e mescolamento di soluzioni

VELOCITA' DI REAZIONE

La velocità di reazione e l'espressione della velocità di reazione. L'equazione cinetica e le conseguenze dell'ordine di reazione. I fattori che influiscono sulla velocità di reazione. La teoria degli urti. L'energia di attivazione e come agisce un catalizzatore. Il meccanismo di reazione. Il tempo di dimezzamento.

TERMODINAMICA definizione di sistema e ambiente; tipi di sistemi (aperti, chiusi o isolato); i sistemi scambiano energia con l'ambiente (reazioni esotermiche ed endotermiche); durante le reazioni varia l'energia chimica del sistema, trasformazione dell'energia chimica in energia termica e viceversa; le reazioni di combustione; misura del calore di reazione: il calorimetro; le funzioni di Stato; il primo principio della termodinamica; il calore di reazione e l'entalpia; l'entalpia di reazione; l'entropia e il secondo principio della termodinamica; energia libera di Gibbs e la spontaneità delle reazioni.

EQUILIBRIO CHIMICO

I processi di equilibrio: reazione di equilibrio; la legge dell'equilibrio chimico; il quoziente di reazione; equilibri di decomposizione – dissociazione; calcolo della composizione d'equilibrio; il principio di Le Châtelier; perturbazione dell'equilibrio; l'effetto di specie comuni a più reazioni;

EQUILIBRI DI SOLUBILITÀ

Equilibri di solubilità: solubilità il prodotto di solubilità; reazione di precipitazione e concentrazioni dopo la precipitazione; soluzione satura contemporaneamente di più sali;

LABORATORIO

Norme di sicurezza: regolamento R.E.A.CH, etichette dei prodotti chimici. Scheda di sicurezza e scheda tecnica. Regolamento europeo CLP: simboli e classi di pericolo, frasi H e P. Dispositivi di



protezione individuale (DPI) e dispositivi di protezione collettiva (DPC). Numero CAS Sostanze tossiche, nocive, cancerogene e mutagene. Valori limite di esposizione. Monitoraggio biologi
Ripasso sull'utilizzo degli strumenti per il prelievo di liquidi, ripasso vetreria;
Ripasso misure di massa, bilancia tecnica e analitica;

Soluzioni:

Preparazione di una soluzione % per pesata e per diluizione;
Preparazione di una soluzione Molare per pesata e diluizione;
Sali idrati;

Velocità delle reazioni

fattori che influenzano la velocità di una reazione:

Influenza della concentrazione, Influenza della temperatura, Influenza del catalizzatore
Natura dei reagenti.

Reazioni esotermiche e endotermiche;

Determinazione del calore di una reazione con il calorimetro;

Equilibrio chimico:

reazione di un precipitato in equilibrio.

Analisi qualitativa:

Analisi per via secca: ricerca carbonati e acetati;

Analisi per via secca dei cationi: Na^+ K^+ Li^+ Cu^{2+} Ca^{2+} Ba^{2+} Sr^{2+}

Analisi anioni: cloruri, solfati, ioduri e bromuri da sale puro;

Analisi per via umida, soluzione alcalina ricerca dei seguenti anioni: solfati e nitrati;

ioduri, cloruri e bromuri. Riconoscimento degli alogenuri con ammoniaca conc. e ammoniaca diluita;

Taratura del pH-metro per la determinazione del pH di acidi forti deboli e basi forti;

Costruzione della scala di pH con utilizzo di indicatori chimici e indicatori naturali;

Introduzione all'analisi quantitativa, uso della buretta: avvinamento e azzerramento;

Il Docente

Domenico Zona – Maria Antonietta Strazzi

(firma autografa sostituita a mezzo stampa)