



PROGRAMMA SVOLTO DAL DOCENTE DISCIPLINARE

ANNO SCOLASTICO:	2019/2020
CLASSE:	4AS
DISCIPLINA:	Chimica Analitica e Strumentale
DOCENTE:	Stefania Della Sciucca – ITP Augusta Lodi Rizzini
TESTO IN USO:	C. Rubino, I. Venzaghi, R. Cozzi Le basi della chimica analitica – teoria – Zanichelli e Cozzi, Protti, Ruaro, Elementi di analisi chimica strumentale Zanichelli Editore

PROGRAMMA DETTAGLIATO (IN PRESENZA)

Teoria

Acidi e basi:

la teoria di Arrhenius, la teoria di Brönsted e Lowry, la teoria di Lewis; la forza degli acidi e delle basi (K_a e K_b), prodotto ionico dell'acqua, il pH e la scala del pH, comportamento anfotero; esercizi: calcolo del pH di soluzioni di acidi (o basi) forti, calcolo del pH di miscele di acidi (o basi) forti; calcolo del pH di miscele di acidi con basi forti: la reazione di neutralizzazione acido/base.

Acidi e basi deboli, schema I-Δ-F e calcolo del pH; esercizi: calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi deboli, calcolo del pH di miscele di acidi (o basi) a diversa forza; neutralizzazione di acidi deboli con basi forti e viceversa; calcolo pH miscele acido debole con base forte e viceversa; equilibrio di idrolisi, idrolisi di sali derivanti da acido forte-base debole, acido debole base forte, calcolo pH di soluzioni saline.

Le soluzioni tampone: soluzioni che tamponano a pH molto acidi o molto basici; tamponi a pH intorno alla neutralità; preparazione di una soluzione tampone a partire da una coppia coniugata acido/base; preparazione di una soluzione tampone per parziale neutralizzazione di un acido debole (o base debole); capacità tamponante: massima capacità tamponante quando $pK_a = pH$. Calcolo pH di una soluzione tampone dopo l'aggiunta di acidi o basi forti; calcolo pH di tamponi costituiti da coppie coniugate acido/base.

Analisi volumetrica:

Analisi chimica quantitativa e qualitativa classica e strumentale. Introduzione all'analisi volumetrica titolazione acido-base, redox; complessometriche e di precipitazione; equivalente chimico, punto di equivalenza e punto di fine titolazione, calcolo del pH al punto di equivalenza, indicatori acido/base e scelta dell'indicatore.

Curva di titolazione acido forte-base forte (e viceversa): calcolo del pH nei vari punti della curva e costruzione del grafico.

Laboratorio

1. Norme di sicurezza:

Norme di comportamento, rischio nel lab. di chimica, regolamento REACH, etichettatura e codici H P, valutazione dei rischi, valore limite di esposizione.

Il pericolo da incendio, triangolo del fuoco, classificazione degli incendi, uso della coperta antifuoco.

Norme di sicurezza (D.Lgs 81/08): obblighi del datore di lavoro (DL) delegabili e non delegabili.

Il responsabile del servizio di prevenzione e protezione (RSPP).

2. Soluzioni (Ripasso):

Preparazione di soluzioni a concentrazione percentuale P/V; P/P; V/V.



Preparazione di una soluzione a concentrazione molare di 100 ml di NaCl 0,1 M (per pesata);
preparazione di una soluzione 100 ml di NaCl 0.01 M partendo dalla soluzione precedente (per diluizione).

Preparazione di HCl 0,1 N 250 ml partendo da acido concentrato HCl al 37% e relativo calcolo stechiometrico. Preparazione di soluzioni Normex.

3. Analisi volumetrica

Uso della buretta. Spiegazione della tecnica volumetrica e calcolo della concentrazione di una soluzione incognita.

Preparazione di una soluzione di HCl partendo dall'acido concentrato al 37%.

Titolazione della soluzione di HCl 0,1N preparata in precedenza con titolante NaOH 0,1N Normex.

Titolazione della soluzione di HCl 0,1N preparata in precedenza con sostanza madre Na_2CO_3 per pesata.

Definizione di sostanza madre.

Titolazione volumetrica dell'acido acetico nell'aceto commerciale e calcolo della concentrazione.

Titolazione potenziometrica Acido debole-Base forte con piaccametro e costruzione della curva di titolazione.

Titolazione potenziometrica acido forte – base forte con piaccametro e costruzione della curva di titolazione.

4. Permanganometria

Definizione di Ossidimetria. Reazione di ossidoriduzione del permanganato di potassio come titolante (forte ossidante). Applicazione della permanganometria per la determinazione di specie chimiche. Vantaggi e svantaggi nell'utilizzo del permanganato di potassio come titolante.

Preparazione a livello teorico di una soluzione di KMnO_4 0,1N normex e calcolo stechiometrico.

Standardizzazione di una soluzione di KMnO_4 0,1N con $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0.1N normex e con sostanza madre ossalato di sodio.

5. SOLUZIONE TAMPONE:

Preparazione di una soluzione tampone e potere tamponante

PROGRAMMA DETTAGLIATO (A DISTANZA)

Teoria

Potenziometria:

Conduttori di prima specie e di seconda specie; componenti principali di un sistema elettrochimico, classificazione dei metodi elettrochimici: metodi a corrente zero e metodi a corrente diversa da zero; elettrodi e potenziali di elettrodo, significato chimico-fisico del potenziale di elettrodo, classificazione degli elettrodi; equazione di Nernst, determinazione dei potenziali standard di riduzione ed elettrodo standard ad idrogeno (SHE).

Celle galvaniche o pile: anodo, catodo e relative semireazioni, ponte salino e sua funzione, calcolo della f.e.m. di una pila, la pila Daniell e la pila a concentrazione; uso di potenziali standard per riconoscere la spontaneità di una redox per la costruzione di una pila, rappresentazione della catena galvanica secondo convenzione IUPAC.

Strumentazione: elettrodi di riferimento (SHE, a calomelano, Ag/AgCl), elettrodi di misura (per il pH elettrodo a vetro).

Determinazione del punto di equivalenza con metodi grafici: metodo delle tangenti parallele e metodo dei prolungamenti; determinazione del punto di equivalenza con metodi matematici (derivata prima). Determinazione potenziometrica del ferro bivalente con KMnO_4 (laboratorio virtuale: Beyond Labz) ed analisi del dato analitico su foglio Excel.

Introduzione ai metodi ottici:

L'atomo e il modello quantomeccanico, orbitali, funzioni d'onda e stato quantico degli elettroni (numeri quantici), orbitali atomici di tipo s, p e d; principio di esclusione di Pauli, regola di Hund e principio dell'AUFBAU; energia interna degli atomi. Il legame chimico secondo la Teoria degli Orbitali Molecolari (LCAO). Orbitale molecolare legante e antilegante di tipo σ e π da combinazione lineare di orbitali di tipo s e p. Energia interna delle molecole.

La doppia natura della luce: ondulatoria e corpuscolare; diffrazione interferenza ed effetto fotoelettrico; le radiazioni elettromagnetiche e i parametri che le caratterizzano (lunghezza d'onda, frequenza, intensità, ampiezza); relazione che lega frequenza e lunghezza d'onda. La legge di Planck, lo spettro elettromagnetico ed effetto dell'interazione radiazione elettromagnetica con la materia; i fenomeni della riflessione, trasmissione e assorbimento; modello semplificato delle transizioni energetiche. L'assorbimento secondo modello corpuscolare. I fenomeni della riflessione e rifrazione. Il colore di un oggetto illuminato.

Laboratorio

1. Complessometria

Definizione di complessometria. Composto di coordinazione o complesso. Titolante dell'analisi complessometrica EDTA (legante nella formazione del complesso con il catione).

Indicatori nella complessometria e per i complessi dell'EDTA (indicatori metallocromici).

Determinazione della durezza nell'acqua potabile: metodica per la determinazione totale di calcio e magnesio con indicatore NET. Metodica per la determinazione del calcio con indicatore muresside.

Definizione di durezza dell'acqua potabile, durezza temporanea e permanente.

Gradi francesi e classificazione delle acque.

Il Docente

STEFANIA DELLA SCIUCCA

(firma autografa sostituita a mezzo stampa)