

Istituto Tecnico Agrario Statale “D. Anzilotti” – Pescia
Classe 2^a B – Anno Scolastico 2011/2012
Programma svolto di CHIMICA

Unità 1: Le proprietà dei gas

Leggi dei gas: legge di Boyle, legge di Charles, legge di Gay-Lussac. Rapporto di pressione, volume e temperatura nella legge dei gas ideali. Comportamento chimico dei gas e legge di Avogadro. Massa degli atomi e delle molecole: peso atomico e peso molecolare. Unità di massa atomica. Calcolo del peso molecolare delle sostanze e metodo con cui si ricavano le formule dei composti dall'analisi elementare.

Unità 2: La mole

Definizione di mole. Relazione tra peso molecolare e numero di moli delle sostanze. Numero di Avogadro. Calcolo del numero di moli di una determinata quantità di sostanza. Volume molare dei gas ed equazione generale dei gas ideali. Moli ed equazioni chimiche: coefficienti stechiometrici, reagenti in eccesso e in difetto, calcoli stechiometrici. Molarità delle soluzioni.

Unità 3: La costituzione dell'atomo

Forze elettriche, carica elettrica e legge di Coulomb. Gli elettroni e i modelli atomici di Thompson e di Rutherford. Protoni e neutroni. Identità chimica degli elementi e numero atomico. Numero di massa e isotopi. Reazioni nucleari di fusione, fissione e decadimento. Il modello atomico di Bohr e le transizioni elettroniche. Il modello atomico a orbitali. Livelli e sottolivelli energetici degli elettroni. Energie di ionizzazione.

Unità 4: La tavola periodica degli elementi

La tavola periodica degli elementi e i vari modi di rappresentarla. Elementi naturali e artificiali. Classificazione degli elementi in metalli, non metalli e semimetalli. Famiglie chimiche: metalli alcalini e alcalino-terrosi, alogeni, gas nobili, metalli di transizione, lantanidi e attinidi. Proprietà periodiche degli elementi: energia di ionizzazione, raggio atomico, composti con idrogeno e ossigeno.

Unità 5: Formule e nomi dei composti

Valenza degli elementi nei confronti dell'idrogeno e dell'ossigeno. Nomenclatura tradizionale e IUPAC dei composti binari di metalli e non metalli con l'ossigeno e con l'idrogeno. Nomenclatura tradizionale e IUPAC dei composti ternari di metalli e non metalli con ossigeno e idrogeno (idrossidi e ossiacidi). Nomenclatura tradizionale e IUPAC dei sali di idracidi e ossiacidi.

Unità 6: I legami chimici

Elettroni di valenza degli elementi. Legame ionico. Formule chimiche e proprietà fisiche dei composti ionici. Legami covalenti singoli, doppi e tripli. Legami covalenti apolari e polari. Legame covalente dativo. Sostanze covalenti a struttura molecolare e a struttura reticolare. Legame metallico. Legami chimici e proprietà delle sostanze. Tavola periodica degli elementi e tipi di legame tra gli elementi. Ioni poliatomici e formule dei composti ionici.

Unità 7: Le forze intermolecolari

Modello VSEPR per determinare la forma delle molecole. Molecole polari e apolari. Sostanze con molecole in parte polari e in parte apolari: i detergenti. Forze intermolecolari: forze dipolo-dipolo, forze di London e legami a idrogeno. Conseguenze del legame a idrogeno sulle proprietà fisiche delle sostanze. Solventi polari e apolari e solubilità delle sostanze in funzione della loro struttura. Dissociazione di composti ionici e ionizzazione di sostanze molecolari in acqua. Soluzioni elettrolitiche. Reazioni di precipitazioni di ioni in soluzione.

Unità 8: Acidi e basi

Soluzioni acide e basiche. Reazioni di neutralizzazione. Titolazioni acido-base. Equivalenti e normalità nelle reazioni acido-base. Acidi poliprotici. Reazioni acido-base in assenza di solvente. Definizioni di acido e base secondo Arrhenius e secondo Brønsted e Lowry. Acidi e basi coniugate. L'equilibrio di autoionizzazione dell'acqua e la scala del pH. Acidi forti e deboli e costante di ionizzazione degli acidi. Basi forti e deboli e costante di ionizzazione delle basi. Calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi forti e deboli. Indicatori acido-base. Idrolisi dei sali. Sistemi tampone.

Unità 9: Le trasformazioni elettrochimiche

Reazioni di ossidoriduzione: trasferimento di elettroni, numero di ossidazione degli elementi, bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione scritte in forma molecolare e in forma ionica. Reazioni redox nelle pile. Potenziali di riduzione standard e differenza di potenziale tra gli elettrodi delle pile. Rappresentazione schematica delle pile. L'elettrolisi: celle elettrolitiche e leggi di Faraday.

Unità 10: La chimica organica

Ragioni storiche e pratiche della distinzione tra composti inorganici e composti organici. I legami del carbonio. Idrocarburi saturi: alcani e cicloalcani. Isomeri degli idrocarburi. Proprietà fisiche degli idrocarburi saturi. Nomenclatura degli idrocarburi saturi. Idrocarburi insaturi (alcheni, cicloalcheni, alchini) e loro nomenclatura. Idrocarburi aromatici e loro nomenclatura. Idrocarburi contenuti nel petrolio e nel gas naturale. Reazioni degli idrocarburi: combustione, addizione di alogeni, sostituzione. Nomenclatura e usi degli idrocarburi alogenati. Composti organici contenenti ossigeno (alcoli, fenoli, aldeidi, chetoni, eteri) e loro nomenclatura e proprietà. Acidi carbossilici, esteri e trigliceridi. Composti polifunzionali: idrossiacidi e carboidrati. Gli enantiomeri. Composti organici contenenti azoto: ammine, amminoacidi, proteine.

Esperienze di laboratorio:

Determinazione del volume molare dei gas a differenti temperature.

Reazione acido-base di Na_2CO_3 con HCl .

Titolazione dello ione cloruro con soluzione di AgNO_3 .

Precipitazione dell'idrossido di zinco da soluzioni di Zn^{2+} .

Saggi alla fiamma con gli ioni Li^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Cu^{2+} .

Solubilità di sostanze polari e apolari in solventi a diverso grado di polarità.

Conducibilità elettrica di varie sostanze allo stato solido e liquido e in soluzione acquosa.

Titolazione di NaOH con soluzione di HCl 0,1 M.

Titolazione dell'aceto di vino con soluzione di NaOH 0,1 M.

Determinazione dell'acidità totale del vino mediante titolazione con soluzione di KOH 0,25 M.

Titolazione dell'acido biprotico H_2SO_4 con NaOH 0,1 M.

Titolazione di ossidoriduzione di I_2 con soluzione di tiosolfato.

Pescia, 7 giugno 2012

Il docente:
prof. Sigfrido Romagnoli

I rappresentanti degli alunni:

Il codocente:
prof. Ivano Bianchi