

PROGRAMMAZIONE DIDATTICA

Disciplina: **CHIMICA E LABORATORIO**

Classi: *1^e I.T.I.S.*

Anno Scolastico 2009/10

Finalità:

Il corso ha come finalità generale l'inquadramento dei fenomeni chimici, partendo ove più possibile dall'esperienza quotidiana degli studenti, per tendere ad un'opera di razionalizzazione delle esperienze e delle conoscenze.

Pertanto tende a sviluppare:

- 1) l'attitudine ad un lavoro di indagine sistematica e di confronto fra idee;
- 2) la capacità di correlare i processi chimici esaminati nelle diverse occasioni con altre situazioni reali nelle quali siano in gioco le stesse variabili e gli stessi principi;
- 3) la capacità di formulare ipotesi di interpretazione dei fenomeni chimici, traendone conseguenze ed individuando procedure di verifica;
- 4) atteggiamenti razionalmente critici nei confronti delle informazioni, opinioni e giudizi su fatti relativi alla chimica, forniti dai mezzi di informazione.

Obiettivi:

Al termine del corso gli allievi devono essere in grado di:

- 1) esprimere le misure nel Sistema Internazionale;
- 2) saper distinguere un elemento da un composto chimico;
- 3) classificare le sostanze pure sulla base dello stato di aggregazione, prevenendone il comportamento al variare della temperatura;
- 4) riconoscere che un miscuglio è costituito da componenti diversi, ciascuno dei quali risponde in modo specifico alle tecniche di separazione;
- 5) effettuare, sulla base delle tecniche conosciute, la separazione dei componenti un miscuglio;
- 6) enunciare i principi di conservazione che regolano le reazioni;
- 7) correlare le leggi ponderali all'ipotesi atomica;
- 8) riconoscere la differenza fra atomi e molecole mediante il principio di Avogadro, partendo dalla costanza dei rapporti di combinazione dei gas;
- 9) riconoscere che la combinazione degli atomi è determinata da regole di valenza ed utilizzare il concetto di valenza per rappresentare semplici processi chimici mediante formule e schemi di reazione;
- 10) utilizzare il comportamento chimico delle sostanze per riconoscerle ed organizzarle in categorie, riferendosi, per quanto possibile a quelle di uso comune;
- 11) utilizzare la nomenclatura chimica per contraddistinguere le principali categorie di composti inorganici;
- 12) utilizzare il concetto di mole per evidenziare le relazioni tra trasformazioni chimiche ed equazioni che le rappresentano, risolvendo semplici problemi stechiometrici;
- 13) prevedere il comportamento di un gas al variare dei parametri che ne definiscono lo stato fisico;
- 14) applicare le leggi dei gas ideali nella risoluzione di problemi relativi a trasformazioni gassose;
- 15) descrivere i vari tipi di soluzioni e saper risolvere problemi semplici riguardanti le concentrazioni delle soluzioni;

- 16) descrivere la struttura degli atomi in termini di protoni, neutroni, elettroni, distinguendo queste particelle subatomiche in base alla massa ed alla carica e collocandole opportunamente all'interno dell'atomo;
- 17) utilizzare la sequenza delle energie di ionizzazione per prevedere la distribuzione degli elettroni sui diversi livelli energetici individuati con la notazione 1s, 2s, 2p, 3s, 3p (primi 18 elementi);
- 18) interpretare la classificazione degli elementi sulla base della periodicità delle proprietà fisiche e chimiche;
- 19) descrivere le interazioni fra atomi in termini di legami forti e tra molecole in termini di legami deboli;
- 20) descrivere la geometria di semplici molecole in base al modello V.S.E.P.R..

Contenuti:

- 1) Proprietà della materia ed unità di misura del S.I.
- 2) Concetto di trasformazione chimica (in particolare decomposizione e sintesi) e suo impiego per caratterizzare elementi e composti
- 3) Stati di aggregazione della materia e passaggi di stato
- 4) Sistemi omogenei ed eterogenei: metodi di separazione
- 5) Leggi ponderali e teoria atomica di Dalton
- 6) Legge dei rapporti volumetrici di combinazione. Principio di Avogadro e teoria molecolare
- 7) Classificazione degli elementi. Concetto di valenza. Nomenclatura e proprietà dei principali composti inorganici
- 8) Il bilanciamento delle reazioni chimiche
- 9) Masse atomiche e masse molecolari. Significato di mole
- 10) Lo stato aeriforme e le leggi dei gas ideali
- 11) Le soluzioni
- 12) Struttura dell'atomo: protoni, neutroni, elettroni e le loro proprietà di massa e carica. Aspetto elementare del nucleo. Numero atomico. Numero di massa. Concetto di isotopo
- 13) Livelli energetici elettronici e configurazione elettronica per i primi 18 elementi
- 14) Caratteristiche periodiche delle proprietà fisiche e chimiche degli elementi. Uso della tavola periodica medesima
- 15) Il legame chimico: legame covalente, polare, ionico. Cenni sul legame metallico
- 16) Legami intermolecolari: legame ad idrogeno e fase di Van der Waals
- 17) La forma delle molecole secondo il modello V.S.E.P.R.

Modalità di lavoro:

- 1) Lezione frontale
- 2) Discussione guidata
- 3) Esercizi applicativi
- 4) Lavoro di gruppo
- 5) Lavoro sperimentale
- 6) Eventuale recupero

Strumenti di lavoro:

- A) Lavagna
- B) Testo in adozione
- C) Laboratorio
- D) Grafici e tabelle
- E) Videoregistratore

Tipologie di verifica:

- a) Interrogazioni su griglia predisposta
- b) Test con risposta motivata
- c) Relazioni di laboratorio
- d) Quesiti
- e) Colloqui

DISCIPLINA: CHIMICA E LABORATORIOPIANO DI LAVORO DELLE CLASSI: *1^e I.T.I.S*
SCOLASTICO 2009/10

ANNO

PERIODO	ARGOMENTI	CONTENUTI	OBIETTIVI	MODALITA'	STRUMENTI	VERIFICHE	ORE
Settembre	Proprietà della materia. Unità di misura del S.I.	Attributi della materia: massa, volume, energia. Unità di misura fondamentali e derivate. Laboratorio: uso della bilancia; misure di massa, volume, densità.	1	1 - 2 - 3 - 4 - 5	A - B - C	b - c - d - e	5
Ottobre	Elementi e composti chimici.	Definizione elementare di trasformazione chimica. Reazioni di decomposizione e sintesi per caratterizzare elementi e composti chimici. Simboli degli elementi. Laboratorio: reazioni di decomposizione e sintesi.	2	1 - 2 - 3 - 4 - 5	A - B - C	b - c - d - e	3
	Stati di aggregazione della materia.	Stato solido, liquido, gassoso. Passaggi di stato. Laboratorio: determinazione punti di fusione e di ebollizione.	3	1 - 2 - 3 - 4 - 5	A - B - C - D	a - b - c - d - e	6
Ottobre Novembre	Sistemi omogenei e eterogenei.	Definizione di sistema omogeneo ed eterogeneo. Cenni sulle soluzioni. Metodi di separazione. Laboratorio: filtrazione, cristallizzazione, distillazione.	4 - 5	1 - 2 - 3 - 4 - 5	A - B - C	a - b - c - d - e	6
Novembre	Leggi ponderali	Legge di Lavoisier, Proust, Dalton. Teoria atomica di Dalton. Laboratorio: verifica legge di conservazione della massa.	6 - 7	1 - 2 - 3 - 4 - 5	A - B - C	a - b - c - d - e	6
	Legge di Avogadro.	Legge dei rapporti volumetrici delle sostanze gassose. Legge di Avogadro e teoria molecolare.	8	1 - 2 - 3	A - B	a - b - d	3

Dicembre Gennaio	Nomenclatura chimica e bilanciamento delle reazioni.	Classificazione degli elementi in metalli, non metalli, semimetalli. Concetto di valenza. Nomenclatura e proprietà dei principali composti: ossidi, idrossidi, acidi, sali. Significato e bilanciamento delle reazioni chimiche. Reazioni di formazione dei principali composti inorganici. Laboratorio: preparazione di composti inorganici.	8 - 10 - 11	1-2-3-4-5-6	A - B - C	a - b - c - d	18
Febbraio	Il concetto di mole.	Masse atomiche. Masse molecolari. Calcolo della massa molecolare. Significato di mole. Numero di Avogadro e volume molare. Esercizi di calcolo stechiometrico.	12	1 - 2 - 3 - 6	A - B	a - b - d	6
	Studio dello stato aeriforme.	Gas reali e gas ideali. Leggi di Boyle, Charles, Gay-Lussac. Equazione generale di stato dei gas ideali. Esercizi di calcolo stechiometrico.	13 - 14	1 - 2 - 3 - 6	A - B - D	a - b - d	6
Marzo	Studio delle soluzioni.	Soluzioni gassose, soluzioni gas-liquido, soluzioni liquido-liquido, soluzioni solido-liquido. Modi per esprimere le concentrazioni delle soluzioni: % p/p, %p/r, M.- Laboratorio: preparazione di soluzioni a concentrazione nota.	15	1 - 3 - 4 - 5 - 6	A - B - C	a - b - c - d	6
Marzo Aprile	Struttura dell'atomo.	Proprietà delle particelle subatomiche. Livelli energetici elettronici. Configurazioni elettroniche dei primi 18 elementi. Laboratorio: saggi alla fiamma.	16 - 17	1 - 2 - 3 - 5 - 6	A - B - C - E	a - b - c - d - e	9
Aprile	Sistema periodico.	Caratteristiche periodiche delle proprietà fisiche e chimiche degli elementi. Uso della tavola periodica moderna.	18	1 - 2 - 3 - 6	A - B - D - E	a - b - d - e	3
Aprile Maggio	Il legame chimico.	Legame covalente, polare, ionico, metallico. Legame ad idrogeno. Forze di Van der Waals.	19	1 - 2 - 3 - 6	A - B - E	a - b - d - e	6

Maggio	La forma delle molecole.	Assetto spaziale delle molecole secondo il modello V.S.E.P.R.	20	1 - 2 - 3 - 6	A - B	a - b - d - e	3
--------	--------------------------	---	----	---------------	-------	---------------	---

PROGRAMMAZIONE ANNUALE ESPERIENZE DI LABORATORIO

PIANO DI LAVORO

Classi:

I^e

Indirizzo:

I.T.I.S.

Anno Scolastico: 2009/10

Disciplina: **CHIMICA E LABORATORIO**

PERIODO	ARGOMENTI	CONTENUTI	OBIETTIVI	MODALITA'	STRUMENTI	VERIFICHE	ORE
Settembre Ottobre	1 - 2	- Densità dei solidi e dei liquidi. - Miscela omogenee ed eterogenee (separazione).	1 - 2	A - B	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	6
Novembre Dicembre	3 - 4	- Miscela omogenee ed eterogenee (formazione). - Reazioni chimiche (riconoscimento).	1	A - B	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	6
Gennaio Febbraio	5 - 6	- Punto di fusione e di ebollizione. - Sostanze semplici e composte.	1 - 2	A - B	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	8
Marzo Aprile	7 - 8	- Soluzioni a titolo noto. - Preparazione di ossidi acidi e ossidi basici.	1 - 2	A - B	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	8
Maggio Giugno	9 - 10	- Preparazione di sali. - Saggi alle fiamme.	1 - 2	A - B	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	6

GRIGLIA DI DEFINIZIONE DEI REQUISITI MINIMI PER L'ATTRIBUZIONE DELLA SUFFICIENZA

MATERIA: CHIMICA E LABORATORIO	CLASSE: 1 BIENNIO	INDIRIZZO: ITIS
CONTENUTI	CONOSCENZE MINIME PER L'ACCESSO ALLA CLASSE SUCCESSIVA	COMPETENZE MINIME PER L'ACCESSO ALLA CLASSE SUCCESSIVA
<p>U.D.1 LA SICUREZZA NEL LABORATORIO DI CHIMICA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Norme di comportamento in laboratorio • Simboli di pericolo • Vetreria e strumenti del laboratorio 	<ul style="list-style-type: none"> • Rispettare le regole di comportamento in laboratorio • Conoscere i simboli di pericolo presenti sulle etichette dei prodotti chimici • Usare correttamente la strumentazione 	<ul style="list-style-type: none"> • Assumere un atteggiamento responsabile in laboratorio • Individuare le situazioni di possibile rischio • Acquisire la manualità richiesta nelle operazioni di laboratorio • Usare i dispositivi di protezione individuali, se richiesto
<p>U.D.2 GRANDEZZE E UNITA' DI MISURA NEL SISTEMA INTERNAZIONALE</p> <ul style="list-style-type: none"> • Grandezza • Unità di misura • Sistema Internazionale (S.I.) • Misura • Grandezza fondamentale • Unità di misura fondamentale • Grandezza derivata • Unità di misura derivata • Lunghezza • Metro • Massa • Kilogrammo 	<ul style="list-style-type: none"> • Acquisire il concetto di grandezza fisica • Distinguere il concetto di grandezza da quello di unità di misura • Definire il Sistema Internazionale (S.I.) • Conoscere le unità di misura del Sistema Internazionale (S.I.) • Riconoscere se una grandezza è fondamentale o derivata • Descrivere le principali grandezze di uso comune (lunghezza, massa, peso, temperatura, volume, densità, pressione), sapendole definire e indicandone alcune unità di misura 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper eseguire semplici equivalenze, semplici problemi • Usare i multipli e i sottomultipli per indicare in modo diverso la misura di una grandezza • Passare da una unità di misura di una grandezza ad un'altra, usando gli opportuni fattori di conversione • Saper eseguire trasformazioni di temperatura nelle scale termometriche • Saper applicare la relazione matematica della densità • Saper costruire un grafico utilizzando massa e

<ul style="list-style-type: none"> • Peso • Temperatura • Grado centigrado • Kelvin • Volume • Densità • Energia • Joule • Caloria • Pressione • Pascal • Multipli e sottomultipli • Grandezza intensiva • Grandezza estensiva • Notazione esponenziale 	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguere tra massa e peso di un corpo • Distinguere le grandezze intensive da quelle estensive 	<p>volume</p> <ul style="list-style-type: none"> • Rappresentare qualunque numero con la notazione esponenziale • Saper eseguire dei calcoli utilizzando numeri esponenziali, applicando il metodo dell'arrotondamento • Eseguire misure di volume, di massa e di densità in laboratorio
<p>U.D.3 LA STRUTTURA E LE TRASFORMAZIONI DELLA MATERIA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Chimica • Materia • Stati fisici della materia • Passaggi di stato • Trasformazione fisica • Trasformazione chimica o reazione chimica • Reagente • Prodotto • Reazione di sintesi • Reazione di decomposizione • Sostanza pura • Elemento chimico • Simboli degli elementi • Composto 	<ul style="list-style-type: none"> • Dare una definizione di chimica • Definire il concetto di materia • Descrivere gli stati fisici della materia • Descrivere i passaggi di stato • Conoscere i simboli degli elementi più importanti • Definire i concetti di elemento, composto, atomo, molecola • Riconoscere i metalli, i non-metalli, i semi-metalli e definire le loro caratteristiche • Saper distinguere tra miscugli omogenei ed eterogenei • Definire i concetti di soluzione, soluto, solvente 	<ul style="list-style-type: none"> • Disegnare le curve di riscaldamento e di raffreddamento di una sostanza • Scrivere i simboli degli elementi più importanti a partire dai loro nomi • Individuare, a partire dal simbolo chimico, gli elementi più importanti • Distinguere una trasformazione fisica da una chimica • Distinguere gli atomi dalle molecole • Interpretare le formule chimiche in relazione al numero di ciascun tipo di atomi presenti

<ul style="list-style-type: none"> • Atomo • Molecola • Formula chimica • Metalli, non-metalli, semi-metalli • Miscuglio omogeneo ed eterogeneo • Soluzione • Soluto • Solvente 		
<p>U.D.4 LE LEGGI PONDERALI DELLA CHIMICA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Legge della conservazione della massa (Lavoisier) • Legge delle proporzioni definite (Proust) • Legge delle proporzioni multiple (Dalton) • Teoria atomica di Dalton • Principio di Gay-Lussac • Legge di Avogadro 	<ul style="list-style-type: none"> • Conoscere la legge di Lavoisier • Conoscere la legge delle proporzioni definite • Conoscere la legge delle proporzioni multiple • Conoscere i principi fondamentali della teoria atomica di Dalton 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper esprimere correttamente le leggi fondamentali della chimica
<p>U.D.5 NOMI E FORMULE DEI COMPOSTI CHIMICI</p> <ul style="list-style-type: none"> • Formula chimica • Formula molecolare • Formula minima • Valenza • Elettroni di valenza • Regola dell'ottetto • Numero di ossidazione • Comportamento anfotero 	<ul style="list-style-type: none"> • Definire il numero di ossidazione • Conoscere le regole per il calcolo del numero di ossidazione dei composti • Classificare i composti chimici in ossidi, anidridi,acidi, basi, sali • Conoscere la nomenclatura delle principali classi di composti inorganici 	<ul style="list-style-type: none"> • Calcolare il numero di ossidazione per ciascun elemento di un composto o di uno ione • Scrivere la formula minima di un composto binario, dato il numero di ossidazione dei due elementi che lo formano • Data la formula molecolare di un composto o di uno ione, assegnare il nome previsto dalla nomenclatura tradizionale, confrontandola con

<ul style="list-style-type: none"> • Nomenclatura chimica • Nomenclatura IUPAC • Nomenclatura tradizionale • Composto binario • Ossido • Ossido basico • Ossido acido o anidride • Idracido • Idruro • Composto ternario • Idrossido • Ione idrossido o ossidrilione • Ossoacido • Radicale acido • Idrogenione • Ione ossonio o ione idronio • Ione ammonio • Sale • Ione poliatomico • Sale acido • Perossidi 		<p>quella IUPAC</p> <ul style="list-style-type: none"> • Dato il nome previsto dalla nomenclatura tradizionale o da quella IUPAC per un composto o per uno ione, scrivere la sua formula molecolare
<p>U.D.6 LA MOLE E IL CALCOLO STECHIOMETRICO</p> <ul style="list-style-type: none"> • Massa atomica relativa (peso atomico) • Massa molecolare relativa (peso molecolare) • Unità di massa atomica • Mole • Numero di Avogadro • Massa molare • Composizione percentuale • Formula empirica (o minima) 	<ul style="list-style-type: none"> • Acquisire il concetto di massa atomica relativa e conoscerne l'unità di misura • Comprendere il concetto di mole • Comprendere il concetto di massa molare • Comprendere il significato del numero di Avogadro • Sapere esattamente che cosa rappresenta una formula chimica • Spiegare il significato dei coefficienti stechiometrici in un'equazione chimica 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper calcolare le masse molecolari relative (pesi molecolari) utilizzando i valori delle masse atomiche relative (pesi atomici) • Data la massa in grammi di una sostanza, calcolare il corrispondente numero di moli • Data la quantità in numero di moli di una sostanza, calcolare la corrispondente massa in grammi • Calcolare il numero delle molecole e degli atomi presenti in una quantità data di una sostanza

<ul style="list-style-type: none"> • Formula molecolare • Reazione chimica • Reagenti • Prodotti • Equazione chimica • Freccia di reazione • Bilanciamento dell'equazione chimica • Coefficiente stechiometrico • Stechiometria • Resa percentuale di una reazione • Reagente limitante 		<ul style="list-style-type: none"> • Data la formula di una sostanza, ricavare la composizione percentuale • Data la composizione percentuale di una sostanza, ricavare la formula empirica (minima) • Data la composizione percentuale di una sostanza e la sua massa molare, ricavare la formula molecolare • Bilanciare semplici equazioni chimiche, agendo sui coefficienti stechiometrici • Data l'equazione bilanciata che descrive una reazione chimica e la massa di una delle sostanze che figurano tra i reagenti o tra i prodotti, calcolare la massa che reagisce per ciascuna delle altre sostanze che partecipano alla reazione • Calcolare la resa percentuale di una reazione
<p>U.D.7 LO STATO AERIFORME</p> <ul style="list-style-type: none"> • Stato aeriforme • Stato liquido • Stato solido • Stato gassoso • Stato di vapore • Volume di un gas • Pressione di un gas • Manometro • Trasformazioni dei gas • Gas ideale o perfetto • Gas reale • Legge isoterma o di Boyle • Legge isocora o di Gay-Lussac • Legge isobara o di Charles • Scala della temperatura assoluta o scala Kelvin 	<ul style="list-style-type: none"> • Spiegare perché il volume dei gas può variare facilmente • Spiegare la pressione esercitata dai gas in termini di urti delle particelle • Conoscere le unità di misura della pressione • Individuare e discutere le relazioni tra i parametri che descrivono lo stato fisico di un gas • Saper esprimere correttamente le leggi di Boyle, Gay-Lussac e Charles • Individuare le condizioni standard di un gas 	<ul style="list-style-type: none"> • Calcolare le variazioni di pressione, di volume o di temperatura durante le trasformazioni di un gas, facendo ricorso alla legge isoterma, alla legge isocora o a quella isobara • Calcolare il volume molare di un gas in condizioni definite di temperatura e pressione • Applicare l'equazione di stato dei gas perfetti nella soluzione di problemi relativi alle trasformazioni dei gas

<ul style="list-style-type: none"> • Kelvin • Principio di Avogadro • Condizioni normali • Volume molare dei gas • Equazione di stato dei gas perfetti • Costante universale dei gas 		
<p>U.D.8 LE SOLUZIONI</p> <ul style="list-style-type: none"> • Soluzioni gassose • Soluzioni gas-liquido • Soluzioni liquido-liquido • Soluzioni solido-liquido • Concentrazione di una soluzione • Composizione percentuale peso/peso • Composizione percentuale peso/volume • Composizione percentuale volume/volume • Parti per milione • Frazione molare • Molarità • Molalità • Proprietà colligative delle soluzioni • Abbassamento della pressione di vapore • Legge di Raoult • Innalzamento ebullioscopico • Ebullioscopia • Costante ebullioscopia molale • Abbassamento crioscopico 	<ul style="list-style-type: none"> • Acquisire il concetto di soluzione • Individuare in una soluzione il soluto ed il solvente • Conoscere i vari modi di esprimere la concentrazione • Conoscere le proprietà colligative 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper riconoscere una soluzione • Saper fare semplici calcoli sulla concentrazione • Note due delle grandezze tra molarità, moli (o massa) del soluto e volume della soluzione, ricavare la terza • Convertire i valori di concentrazione dalla forma espressa in percentuale peso/peso alla forma espressa in molarità e viceversa • Saper eseguire calcoli stechiometrici relativi alle soluzioni • Saper preparare soluzioni a concentrazione definita

<ul style="list-style-type: none"> • Crioscopia • Costante crioscopia molale • Membrana semipermeabile • Soluzione ipertonica • Soluzione ipotonica • Soluzione isotonica • Osmosi • Pressione osmotica • Legge della pressione osmotica 		
<p>U.D.9 LA STRUTTURA DELL'ATOMO</p> <ul style="list-style-type: none"> • Particelle subatomiche • Elettrone • Modello atomico di Thomson • Protone • Neutrone • Esperimento e modello di Rutherford • Nucleo • Nucleone • Numero di massa • Numero atomico • Isotopo • Unità di massa atomica • Peso atomico • Peso molecolare 	<ul style="list-style-type: none"> • Elencare le particelle subatomiche • Descrivere il modello di Thomson • Descrivere il modello di Rutherford • Definire il numero atomico e il numero di massa • Definire il concetto di isotopo • Definire l'unità di massa atomica 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper identificare un elemento conoscendone il numero atomico e il numero di massa • Noti il numero atomico e il numero di massa di un atomo, calcolare il numero di elettroni, protoni e neutroni presenti nell'atomo • Calcolare il peso molecolare di un composto, nota la sua formula molecolare
<p>U.D.10 LA STRUTTURA DELL'ATOMO SECONDO IL MODELLO DEGLI ORBITALI</p> <ul style="list-style-type: none"> • Modello planetario dell'atomo • Teoria quantistica • Quanto di energia • Modello atomico di Bohr • Fotone 	<ul style="list-style-type: none"> • Spiegare perché il modello planetario dell'atomo non può essere accettato • Individuare le caratteristiche salienti che differenziano il modello atomico di Bohr da quello planetario 	<ul style="list-style-type: none"> • Scrivere la configurazione elettronica totale di un atomo dato o di un suo ione, seguendo l'ordine di riempimento degli orbitali • Calcolare, per un dato atomo, il numero di elettroni presenti in uno specificato livello o

<ul style="list-style-type: none"> • Onda stazionaria • Principio di indeterminazione di Heisenberg • Orbitale • Modello quantomeccanico • Numeri quantici • Numero quantico principale • Numero quantico angolare • Numero quantico magnetico • Numero quantico di <i>spin</i> • Orbitali <i>s</i> • Orbitali <i>p</i> • Orbitali <i>d</i> • Orbitali <i>f</i> • Livello elettronico • Sottolivello elettronico • Principio di esclusione di Pauli • Orbitali isoenergetici • Regola di Hund • Notazione <i>s p d f</i> • Configurazione elettronica totale • Atomo allo stato fondamentale • Atomo allo stato eccitato • Analisi alla fiamma • Spettro luminoso 	<ul style="list-style-type: none"> • Spiegare in che cosa il concetto di orbitale differisce da quello di orbita • Individuare le caratteristiche salienti che differenziano il modello atomico degli orbitali da quello di Bohr • Definire le caratteristiche di un orbitale, in termini di dimensioni, forma e orientazione nello spazio, conoscendo il valore dei numeri quantici • Conoscere le disposizioni elettroniche con i livelli ed i sottolivelli 	<p>sottolivello elettronico</p> <ul style="list-style-type: none"> • Individuare nella configurazione elettronica totale gli elettroni del livello elettronico più esterno
<p>U.D.11 SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI</p> <ul style="list-style-type: none"> • Tavola periodica degli elementi • Sistema periodico degli 	<ul style="list-style-type: none"> • Spiegare la suddivisione del Sistema periodico in blocchi, gruppi, periodi • Data la configurazione elettronica esterna di un 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper leggere ed utilizzare la tavola periodica • Scrivere la configurazione elettronica totale ed esterna di un elemento in base alla posizione

<p>elementi</p> <ul style="list-style-type: none"> • Blocco degli orbitali <i>s</i> • Blocco degli orbitali <i>p</i> • Blocco degli orbitali <i>d</i> • Blocco degli orbitali <i>f</i> • Periodo • Gruppo • Elemento di transizione • Configurazione elettronica esterna • Proprietà periodiche • Gas inerti • Ottetto • Configurazione stabile a bassa energia • Volume atomico • Ione • Catione • Anione • Catione monovalente • Catione bivalente • Catione trivalente • Anione monovalente • Anione bivalente • Energia di ionizzazione • Affinità elettronica • Elettroni di legame • Elettronegatività • Metallo • Non-metallo • Semi-metallo 	<p>elemento, individuarne la posizione nel Sistema periodico</p> <ul style="list-style-type: none"> • Correlare le proprietà chimiche degli elementi con la loro configurazione elettronica esterna • Conoscere la regola dell'ottetto • Elencare le proprietà periodiche degli elementi • Spiegare le particolarità della posizione di idrogeno ed elio nel Sistema periodico • Correlare le caratteristiche metalliche, semi-metalliche o non-metalliche di un elemento con la sua posizione nel Sistema periodico 	<p>occupata nel Sistema periodico</p> <ul style="list-style-type: none"> • Saper applicare la regola dell'ottetto
---	---	--

<p>U.D.12 LEGAMI CHIMICI E</p> <p>MOLECOLE</p> <ul style="list-style-type: none"> • Molecola • Formula chimica • Formula molecolare • Formula di struttura • Legame chimico • Rappresentazione di Lewis • Doppio • Singoletto • Legame covalente • Legame covalente omopolare • Doppio legame • Triplo legame • Legame covalente eteropolare • Legame covalente dativo • Legame ionico • Composto ionico • Legame metallico • Dipolo • Legame ione-dipolo • Interazioni di Van der Waals • Interazione dipolo-dipolo • Interazione dipolo-dipolo indotto • Interazione dipolo indotto-dipolo indotto • Forza di London • Legame idrogeno • Geometria molecolare • Teoria VSEPR • Molecola polare • Molecola apolare 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper riconoscere il significato di legame chimico • Saper riconoscere gli elettroni di valenza di un atomo • Conoscere i legami chimici: ionico, covalente, dativo, metallico • Saper definire il concetto di elettronegatività • Saper descrivere i principali legami intermolecolari 	<ul style="list-style-type: none"> • Riportare simbolicamente la configurazione elettronica esterna degli atomi secondo la rappresentazione di Lewis • Data la formula molecolare di una sostanza, scriverne la formula di struttura secondo il modello di Lewis
--	---	--

PROGRAMMAZIONE DIDATTICA

Disciplina: **CHIMICA E LABORATORIO**

Classi: **2^e I.T.I.S.**

Anno Scolastico 2009/10

Finalità:

Il corso ha come finalità generale l'inquadramento dei fenomeni chimici, partendo ove più possibile dall'esperienza quotidiana degli studenti, per tendere ad un'opera di razionalizzazione delle esperienze e delle conoscenze.

Pertanto tende a sviluppare:

- 1) l'attitudine ad un lavoro di indagine sistematica e di confronto di idee;
- 2) capacità di formulare ipotesi di interpretazione di fenomeni chimici, traendone conseguenze ed individuando procedure di verifica;
- 3) atteggiamenti razionalmente critici nei confronti delle informazioni, opinioni e giudizi su fatti relativi alla chimica, forniti dai mezzi di informazione.

Obiettivi:

- 1) Individuare le proprietà di un elemento in base alla sua posizione nel sistema periodico
- 2) Descrivere i legami chimici più importanti
- 3) Descrivere la geometria di molecole semplici
- 4) Riconoscere che una reazione chimica scambia energia con l'ambiente
- 5) Classificare i processi chimici in base agli scambi energetici
- 6) Correlare la velocità di una reazione alle variabili che la influenzano
- 7) Comprendere il significato di equilibrio chimico e come esso possa essere modificato attraverso la variazione di determinati parametri
- 8) Conoscere le proprietà degli acidi e delle basi
- 9) Saper valutare l'acidità e la basicità di soluzioni acquose attraverso la scala del pH
- 10) Saper bilanciare reazioni redox
- 11) Costruire sulla base delle interazioni metallo/soluzione una scala elettrochimica di reattività, utilizzandola per prevedere semplici processi redox
- 12) Definire, partendo dalle caratteristiche dell'atomo di C, le strutture e le isomerie dei composti organici più importanti
- 13) Riconoscere che le proprietà dei composti organici sono dovute alla presenza di gruppi funzionali caratteristici

Contenuti:

- 1) Recupero dei concetti fondamentali del 1° anno: sistema periodico degli elementi, legame chimico, forma e polarità delle molecole
- 2) Aspetti energetici delle reazioni chimiche
- 3) Velocità di una reazione chimica e fattori che la influenzano
- 4) Equilibrio chimico
- 5) Dissociazione elettrolitica ed equilibri ionici in soluzione acquosa
- 6) Reazioni di ossidoriduzione
- 7) Elettrochimica
- 8) Struttura e proprietà dell'atomo di carbonio
- 9) Classificazione e proprietà dei principali composti organici
- 10) Cenni sui composti organici macromolecolari

Modalità di lavoro:

- 1) Lezione frontale
- 2) Discussione guidata
- 3) Esercizi applicativi
- 4) Lavoro di gruppo
- 5) Lavoro sperimentale
- 6) Eventuale recupero

Strumenti di lavoro:

- A) Lavagna
- B) Libro di testo
- C) Laboratorio
- D) Tavola periodica degli elementi

Tipologie di verifica:

- a) Interrogazioni su griglia predisposta
- b) Test a scelta multipla
- c) Relazioni di laboratorio
- d) Domande e quesiti dal posto
- e) Verifiche scritte

DISCIPLINA: CHIMICA E LABORATORIO
PIANO DI LAVORO DELLE CLASSI: 2° I.T.I.S.
SCOLASTICO 2009/10

ANNO

PERIODO	ARGOMENTI	CONTENUTI	OBIETTIVI	MODALITA'	STRUMENTI	VERIFICHE	ORE
Settembre Ottobre	Sistema periodico degli elementi. Legame chimico.	Suddivisione del sistema periodico in blocchi, gruppi, periodi. Correlazione con la struttura atomica. Variazione delle proprietà degli elementi nei gruppi e nei periodi. Legame covalente, ionico, dativo metallico. Legami intermolecolari.	1 - 2	1 - 2 - 3	A - B - D	a - d	12
Novembre	Forma delle molecole. Aspetti energetici delle reazioni chimiche.	Strutture di molecole semplici secondo la teoria V.S.E.P.R. - Processi eso/endotermici. Entalpia di reazione. Entropia. fattore energetico ed entropia per definire la spontaneità di un processo.	3 - 4 - 5	1 - 2 - 3 - 4 - 5	A - B - C - D	a - b - c - d - e	12
Dicembre	Velocità delle reazioni chimiche.	Definizione di velocità di una reazione chimica. Fattori che influenzano la velocità di una reazione. Teoria degli molecolari e del complesso attivato.	6	1 - 2 - 3 - 4 - 5 - 6	A - B - C - D	a - c - d	9
Gennaio	Equilibrio chimico.	reazioni reversibili. Significato di equilibrio chimico. Legge di azione della massa. Fattori che influenzano l'equilibrio di una reazione e principio di Le Chatelier.	7	1 - 2 - 3 - 4 - 5 - 6	A - B - C - D	a - b - c - d - e	15
Febbraio	Equilibri ionici in soluzione acquosa.	Dissociazione elettrolitica. Dissociazione dell'acqua. Prodotto ionico dell' acqua . Scala del pH. Acidi e basi secondo Arrhenius e secondo Brønsted-Lowry. Forza degli acidi e delle basi.	8 - 9	1 - 2 - 3 - 4 - 5 - 6	A - B - C - D	a - c - d	15
Marzo	Reazioni di ossidoriduzione ed elettrochimica.	Significato di ossidazione e riduzione. Calcolo del n.o.- Bilanciamento reazioni redox. Pile elettrochimiche. Scala dei potenziali redox. Elettrolisi.	10 - 11	1 - 2 - 3 - 4 - 5 - 6	A - B - C - D	a - b - c - d - e	12

Aprile	Proprietà dell'atomo di carbonio. Classificazione dei composti organici.	Struttura elettronica dell'atomo di C. Formazione di catene lineari, ramificate, aperte e chiuse. Isomeria funzionale, geometrica, configurazionale. Legami semplici, doppi, tripli. Regole di nomenclatura e proprietà degli idrocarburi.	12 - 13	1 - 2 - 3 - 4 - 5 - 6	A - B - C	a - c - d	9
Maggio Giugno	Classificazione dei composti organici. Composti organici macromolecolari.	Regole di nomenclatura e proprietà di: alogenuri, alcoli, fenoli, aldeidi, chetoni, acidi carbossilici, esteri e ammine. Cenni sulla formazione di materie plastiche.	13	1 - 2 - 3 - 4 - 5 - 6	A - B - C	a - b - c - d - e	9

PROGRAMMAZIONE ANNUALE ESPERIENZE DI LABORATORIO

PIANO DI LAVORO
Scolastico: 2009/10

Classi:

2^e

Indirizzo:

I.T.I.S.

Anno

Disciplina: **CHIMICA E LABORATORIO**

PERIODO	ARGOMENTI	CONTENUTI	OBIETTIVI	MODALITA'	STRUMENTI	VERIFICHE	ORE
Settembre Ottobre	1 - 2	- Composti ionici, covalenti polari e non polari. - Reazioni endotermiche ed esotermiche.	1 - 2	A - B	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	6
Novembre Dicembre	3 - 4	- Velocità di reazione. - Equilibrio chimico.	1 - 2	A - B	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	6
Gennaio Febbraio	5 - 6	- Acidi e basi, neutralizzazione. - Riconoscimento di anioni e cationi.	1 - 2	A - B	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	8
Marzo Aprile	7 - 8	- Pile elettrochimiche. - Idrocarburi insaturi (saggi qualitativi).	1 - 2	A	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	8
Maggio Giugno	9 - 10	- Alcoli ed aldeidi (saggi qualitativi). - Preparazione esteri.	1 - 2	A	Attrezzature di laboratorio.	Relazioni.	6

GRIGLIA DI DEFINIZIONE DEI REQUISITI MINIMI PER L'ATTRIBUZIONE DELLA SUFFICIENZA

MATERIA: CHIMICA E LABORATORIO	CLASSE: 2 BIENNIO	INDIRIZZO: ITIS
<p>U.D.13 ASPETTI ENERGETICI DELLE REAZIONI CHIMICHE</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reazione di sintesi • Reazione di sostituzione semplice • Reazione di doppio scambio • Precipitato • Reazione di precipitazione • Reazione di decomposizione • Reazione di neutralizzazione • Reazione di dissociazione ionica • Reazione di combustione • Reazione di ossidoriduzione • Energia interna o energia chimica • Calore di reazione • Entalpia • Funzione di stato • Variazione dell'entalpia • Reazione esotermica • Reazione endotermica • Entalpia di formazione • Legge di Hess • Valore calorico di un alimento • Entropia • Energia libera o energia libera di Gibbs 	<ul style="list-style-type: none"> • Sapere che ogni reazione chimica è accompagnata da scambi di energia • Data l'equazione di una reazione chimica, assegnarla al tipo di reazione di appartenenza • Sapere che esistono reazioni esotermiche e reazioni endotermiche • Conoscere le grandezze entalpia, entropia ed energia libera • Discutere la spontaneità di una reazione chimica in funzione sia della variazione di entalpia, sia della variazione di entropia 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper distinguere una reazione esotermica o endotermica conoscendo l'equazione di reazione • Saper argomentare la direzione di una trasformazione chimica conoscendo i valori di ΔH e ΔS
<p>U.D.14 VELOCITA' DELLE REAZIONI CHIMICHE</p> <ul style="list-style-type: none"> • Cinetica chimica • Velocità di una reazione chimica 	<ul style="list-style-type: none"> • Conoscere il concetto di velocità di reazione • Conoscere il significato di energia di attivazione 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper progettare e realizzare semplici esperienze per evidenziare gli effetti della temperatura, della

<ul style="list-style-type: none"> • Costante di velocità • Fattore sterico • Suddivisione dei reagenti • Energia di attivazione • Teoria degli urti • Complesso attivato • Adsorbimento • Catalizzatore • Catalisi • Enzima 	<ul style="list-style-type: none"> • Discutere i diversi fattori che influenzano la velocità delle reazioni chimiche 	<p>concentrazione e dello stato fisico dei reagenti sulla velocità di reazione</p>
<p>U.D.15 L'EQUILIBRIO CHIMICO</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reazione chimica reversibile • Equilibrio chimico • Costante di equilibrio • Legge di azione di massa o di Guldberg e Waage • Principio dell'equilibrio mobile o di Le Chatelier • Reazione a completamento o irreversibile 	<ul style="list-style-type: none"> • Avere chiaro il concetto di reazione reversibile • Spiegare come è raggiunta la condizione di equilibrio chimico per una reazione chimica reversibile • Avere chiaro il concetto di costante di equilibrio • Conoscere il principio dell'equilibrio mobile 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper scrivere la costante di equilibrio per una data reazione reversibile • Date le concentrazioni di reagenti e prodotti in un sistema chimico all'equilibrio, calcolare il valore della costante di equilibrio (a temperatura e pressione costanti) • Applicare il principio dell'equilibrio mobile a un sistema chimico all'equilibrio al quale siano apportate modificazioni nella temperatura, nella pressione o nelle concentrazioni di reagenti o prodotti
<p>U.D.16 EQUILIBRI CHIMICI IN SOLUZIONE ACQUOSA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Dissociazione elettrolitica • Elettrolita • Non-elettrolita • Soluzione elettrolitica • Ionizzazione • Reazione di dissociazione ionica • Elettrolita forte • Elettrolita debole • Grado di dissociazione • Dissociazione dell'acqua • Idrogenione • Ione ossonio o ione idronio • Ione idrossido o ossidrione • Prodotto ionico dell'acqua • Solubilità • Sostanza solubile 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper distinguere gli elettroliti in forti e deboli • Conoscere il prodotto ionico dell'acqua • Conoscere il significato di solubilità • Conoscere gli equilibri di solubilità e le relative costanti 	<ul style="list-style-type: none"> • Nota la concentrazione di ioni ossonio in soluzione acquosa, ricavare quella degli ioni idrossido e viceversa • Saper calcolare la solubilità di un sale conoscendone il prodotto di solubilità e viceversa

<ul style="list-style-type: none"> • Sostanza insolubile • Soluzione satura • Corpo di fondo • Precipitazione • Soluzione sovrasatura • Prodotto di solubilità • Effetto dello ione in comune 		
<p>U.D.17 ACIDI E BASI</p> <ul style="list-style-type: none"> • Acido, secondo Arrhenius • Base, secondo Arrhenius • Teoria di Brønsted-Lowry • Acido, secondo Brønsted-Lowry • Base, secondo Brønsted-Lowry • Base coniugata • Acido coniugato • Coppia coniugata acido-base • Elettrolita anfotero • Soluzione neutra, acida, basica • pH • pOH • pH-metro • Acido forte, base forte • Acido debole, base debole • Costante di dissociazione dell'acido • Costante di dissociazione della base • Acido monoprotico, acido poliprotico (diprotico, triprotico, tetraprotico) • Base monobasica, base polibasica (dibasica, tribasica) • Reazione di neutralizzazione • Idrolisi salina • Idrolisi acida • Idrolisi basica • Soluzione tampone • Indicatore di pH • pH di viraggio • Cartine indicatrici del pH • Titolo di una soluzione • Titolazione acido-base 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper definire acidi e basi secondo le teorie di Arrhenius e Brønsted-Lowry • Data una reazione acido-base, individuare le coppie coniugate acido-base • Saper definire il pH di una soluzione • Conoscere e saper spiegare il fenomeno dell'idrolisi • Conoscere le soluzioni tampone e saperne illustrare il funzionamento • Indicare una coppia di sostanze in grado di formare una soluzione tampone • Conoscere gli indicatori acido-base 	<ul style="list-style-type: none"> • Calcolare il pH di una soluzione di cui sia nota la concentrazione degli ioni ossonio oppure degli ioni idrossido • Saper fare semplici calcoli per la determinazione del pH di soluzioni acide e basiche • Saper calcolare il pH di una soluzione salina idrolizzata • Calcolare il pH di una soluzione tampone data • Dati i risultati ottenuti sperimentalmente con una titolazione acido-base, ricavare il titolo della soluzione incognita

<ul style="list-style-type: none"> • Equivalente chimico • Normalità di una soluzione 		
<p>U.D.18 ELETTROCHIMICA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Cella galvanica o cella voltaica o pila • Elettrolisi • Electrochimica • Riducente, riduzione • Ossidante, ossidazione • Reazione di ossidoriduzione o reazione redox • Semireazione redox • Elettrodo • Anodo • Catodo • Pila elettrica • Semielemento di una pila • Potenziale di riduzione di un semielemento • Potenziale di riduzione standard • Scala dei potenziali di riduzione standard • Pila Daniell • Circuito esterno e circuito interno della pila • Forza elettromotrice di una pila • Pila a secco Leclanchè • Pila Mallory o pila a bottone • Pila a combustibile o cella a combustibile • Accumulatore • Batteria elettrochimica • Fase di scarica e fase di carica di un accumulatore • Conduttori elettrici di prima e di seconda classe • Voltmetro o cella elettrolitica • Conducibilità elettrica delle soluzioni • Reazione elettrolitica 	<ul style="list-style-type: none"> • Saper riconoscere una reazione di ossidoriduzione • Individuare in una reazione di ossidoriduzione gli ossidanti e i riducenti • Saper che cos'è una pila chimica • Conoscere il significato di anodo e catodo • Conoscere il significato di potenziale standard di riduzione e la relativa serie • Saper che cos'è il fenomeno dell'elettrolisi • Conoscere le leggi di Faraday 	<ul style="list-style-type: none"> • Determinare le variazioni del numero di ossidazione per le sostanze che partecipano a una reazione redox • Determinare i coefficienti che consentono di bilanciare una reazione di ossidoriduzione • Saper utilizzare la serie dei potenziali per prevedere il decorso di una reazione • Saper schematizzare una pila chimica • Saper individuare l'anodo e il catodo in base alla conoscenza dei potenziali redox • Data la scala dei potenziali di riduzione standard, calcolare la forza elettromotrice di una pila • Calcolare la quantità di sostanza che reagisce a un dato elettrodo nel corso della elettrolisi in una soluzione nota

<ul style="list-style-type: none"> • Elettrolisi • Prima e seconda legge di Faraday • Faraday • Costante di Faraday • Raffinazione elettrolitica • Galvanostegia • Galvanoplastica 		
<p>U.D.19 LE PROPRIETA' DEI COMPOSTI ORGANICI</p> <ul style="list-style-type: none"> • Chimica organica • Composto organico saturo • Composto organico insaturo • Concatenazione • Catena lineare • Catena ramificata • Catena aperta • Catena chiusa • Isomeria • Isomeri • Isomeri conformazionali • Isomeri di catena • Isomeri di posizione • Isomeri <i>cis-trans</i> o geometrici • Forma <i>cis</i> e forma <i>trans</i> • Isomeri di gruppi funzionali • Isomeri configurazionali • Molecola chirale • Carbanione • Gruppo funzionale • Reazione di ossidazione • Reazione di riduzione • Reazione di sostituzione • Reazione di eliminazione • Reazione di addizione • Atomo elettrofilo • Atomo nucleofilo • Gruppi idrofili • Gruppi idrofobici o lipofili • Solventi organici 	<ul style="list-style-type: none"> • Discutere le proprietà più significative dell'atomo di carbonio dal punto di vista della chimica organica • Distinguere tra composti organici saturi e insaturi • Distinguere tra i diversi tipi di catena di atomi di carbonio • Conoscere i vari tipi di isomeria • Spiegare perché i composti organici contenenti solo atomi di carbonio e di idrogeno hanno bassissima reattività • Spiegare perché l'introduzione in un composto organico di un atomo o di un gruppo di atomi capace di attirare o respingere elettroni aumenta la reattività del composto • Spiegare perché i gruppi funzionali sono determinanti per impartire specifiche caratteristiche a un composto • Spiegare perché i legami multipli rappresentano punti di elevata reattività nelle molecole in cui sono presenti • Indicare i principali criteri secondo i quali si svolgono le reazioni organiche • Individuare la relazione che lega il peso molecolare alle temperature di fusione e di ebollizione dei composti organici • Conoscere le regole della nomenclatura IUPAC 	<ul style="list-style-type: none"> • Fornire un esempio per ciascuno dei diversi tipi di isomeria • Saper scrivere tutti i possibili isomeri corrispondenti a una data formula grezza • Data l'equazione di una semplice reazione tra composti organici, attribuirle al tipo di reazione di appartenenza • Prevedere la solubilità maggiore o minore di un composto organico sulla base della presenza nella molecola di gruppi idrofili o lipofili • Applicare le regole della nomenclatura IUPAC a semplici composti e radicali organici

<ul style="list-style-type: none"> • Nomenclatura IUPAC dei composti organici • Radicale • Carbonio primario • Carbonio secondario • Carbonio terziario 		
<p>per U.D.20 CLASSIFICAZIONE DEI COMPOSTI ORGANICI</p> <ul style="list-style-type: none"> – Idrocarburi – Idrocarburi a catena aperta – Idrocarburi a catena chiusa – Alcani – Radicale alchilico – Idrocarburi alifatici – Reazione di sostituzione – Reazione di combustione – Reazione di deidrogenazione – Cracking o pirolisi – Gas naturale – Petrolio – Alcheni – Reazione di addizione – Reazione di polimerizzazione – Monomero – Polimero – Alchini – Cicloalcani – Forma a sedia, forma a barca – Idrogeni equatoriali, idrogeni assiali – Idrocarburi aromatici – Radicale arilico – Elettroni delocalizzati – Legame a elettroni delocalizzati – Polimero di addizione – Polimero di condensazione – Radicale libero – Perossido organico – Materie plastiche, termoplastiche e termoidurenti 	<ul style="list-style-type: none"> – Conoscere le principali reazioni degli idrocarburi – Conoscere gli idrocarburi alifatici e aromatici – Citare e discutere esempi per ciascuno dei tipi di reazione che riguardano gli idrocarburi – Discutere le differenze tra un cicloalcano e un composto aromatico – Spiegare perché i composti aromatici hanno grande importanza economica, ma scarsa rilevanza biologica – Sapere che cosa sono i polimeri e conoscere i principali polimeri di addizione e di condensazione – Spiegare l'importanza industriale delle reazioni di polimerizzazione – Citare alcune delle materie plastiche più importanti dal punto di vista commerciale e indicare per ciascuna di esse le principali applicazioni – Elencare i principali gruppi funzionali dei composti organici e scriverne le formule di struttura – Illustrare le modalità di produzione dei saponi – Spiegare l'azione detergente dei saponi – Distinguere i composti eterociclici dagli idrocarburi aromatici 	<ul style="list-style-type: none"> – Data la formula di struttura di un idrocarburo, riconoscere la categoria di appartenenza del composto – Assegnare il nome IUPAC ad alcani, alcheni e alchini a catena lineare contenenti non più di 10 atomi di carbonio – Noto il nome IUPAC, scrivere la formula di struttura di un idrocarburo a catena lineare – Descrivere la formazione di un legame a elettroni delocalizzati in un idrocarburo aromatico – Nota la formula di struttura, classificare un composto come monofunzionale o polifunzionale – Nota la formula di struttura, riconoscere la categoria di appartenenza di un composto organico – Per ogni tipo di gruppo funzionale scrivere un esempio di semplice composto organico caratterizzato da quel gruppo funzionale – Noto il nome IUPAC di un composto organico a breve catena lineare, scriverne la formula di struttura – Nota la formula di struttura di un composto organico a breve catena lineare, scrivere il relativo nome IUPAC

- | | | |
|--|--|--|
| <ul style="list-style-type: none">- Composto monofunzionale- Composto polifunzionale- Alogenuri alchilici- Alogenuri arilici- Alcoli- Gruppo ossidrilico- Alcol primario- Alcol secondario- Alcol terziario- Ione alcossido- Polialcoli- Fenoli- Tioalcoli- Eteri- Aldeidi- Gruppo carbonilico- Gruppo aldeidico- Chetoni- Acidi carbossilici- Gruppo carbossilico- Ossiacidi- Acido monocarbossilico- Acido bicarbossilico- Acido tricarbossilico- Acidi grassi- Acido grasso saturo- Acido grasso insaturo- Idrogenazione degli acidi grassi- Esteri- Sapone- Ammine- Ammina primaria- Ammina secondaria- Ammina terziaria- Composti eterociclici- Eteroatomo | | |
|--|--|--|