

CHIMICA

Programma d'esame di maturità generale ◀

▶ Splošna matura

Il presente documento ha validità dalla sessione primaverile dell'anno **2018** fino a quando entra in uso quello nuovo. La validità del Programma per l'anno in cui il candidato deve sostenere l'esame di maturità è indicata nel Programma d'esame di maturità generale dell'anno in corso.



PROGRAMMA D'ESAME DI MATURITÀ GENERALE – CHIMICA
Commissione nazionale di chimica per la maturità generale

Titolo originale: PREDMETNI IZPITNI KATALOG ZA SPLOŠNO MATURO – KEMIJA

Il programma è stato redatto da:

dr. Berta Košmrlj
Darja Kravanja
Alenka Mozer
dr. Franc Perdih
dr. Saša Petriček
Andrej Smrdu
mag. Nataša Svetina
dr. Boris Zmazek

Recensione:

mag. Mojca Alif
dr. Janez Cerkovnik
Stanka Florijančič
dr. Primož Šegedin

Traduzione in lingua italiana:

Marko Potrata

Revisione per la lingua italiana:

dr. Sergio Crasnich

La versione originale in lingua slovena del programma è stata approvata nella seduta n. 177 del Consiglio degli Esperti della Repubblica di Slovenia per l'istruzione generale (Strokovni svet Republike Slovenije za splošno izobraževanje) in data 19. 5. 2016. Essa ha validità a partire dalla sessione primaverile dell'anno 2018. La validità del Programma per l'anno in cui il candidato deve sostenere l'esame di maturità è indicata nel Programma d'esame di maturità generale dell'anno in corso.

© Državni izpitni center, 2016
Tutti i diritti riservati.

Pubblicazione e stampa:
Državni izpitni center

Responsabile:
dr. Darko Zupanc

Redattori:
mag. Aleš Drolc
Bernarda Krafogel
dr. Andrejka Slavec Gornik
Joži Trkov

Revisione editoriale e elaborazione al computer
della traduzione italiana:
Dinka Petje
Tanja Pleterski

Ljubljana 2016

ISSN: 2232-4674

INDICE

1	INTRODUZIONE.....	5
2	OBIETTIVI DELL'ESAME	6
3	STRUTTURA E VALUTAZIONE DELL'ESAME	8
3.1	Schema dell'esame	8
3.2	Tipi di quesiti e valutazione	8
3.3	Criteri di valutazione dell'esame e delle sue singole parti.....	9
4	CONTENUTI E OBIETTIVI DELL'ESAME.....	11
4.1	Introduzione al lavoro sperimentale sicuro.....	11
4.2	Particelle delle sostanze.....	11
4.3	Legami tra le particelle	12
4.4	Quantità di sostanza.....	14
4.5	Reazioni chimiche	14
4.6	Soluzioni.....	15
4.7	Velocità di reazione	16
4.8	Equilibrio chimico	17
4.9	Equilibri nelle soluzioni acquose	18
4.10	Reazioni di ossidazione e di riduzione	19
4.11	Gli elementi nel sistema periodico	20
4.12	Metalli alcalini e alogeni	20
4.13	Proprietà di elementi e composti scelti nei sistemi biologici e nelle tecnologie moderne.....	21
4.14	Struttura delle molecole di composti organici e loro nomenclatura....	21
4.15	Basi delle reazioni organiche	22
4.16	Idrocarburi	23
4.17	Idrocarburi alogenati.....	24
4.18	Composti organici contenenti ossigeno	24
4.19	Composti organici contenenti azoto	26
4.20	Polimeri.....	27
5	ESEMPI DI QUESITI PER L'ESAME SCRITTO.....	28
5.1	Quesiti a risposta chiusa	28
5.2	Quesiti a risposta semiaperta.....	33
6	ESERCITAZIONI DI LABORATORIO.....	36
6.1	Scopo	36
6.2	Elenco.....	36
6.3	Raccomandazioni per la stesura delle relazioni.....	38
7	CANDIDATI CON NECESSITÀ PARTICOLARI.....	39
8	BIBLIOGRAFIA.....	40

1 INTRODUZIONE

*Il Programma d'esame di maturità generale di Chimica (nel prosieguo: programma) è diretto ai candidati¹ che hanno scelto chimica come materia d'esame per la maturità generale. Esso si basa sul curriculum di chimica per i ginnasi² e su quanto stabilito dalla Commissione nazionale di maturità generale per quanto attiene alla struttura degli esami e dei programmi d'esame, definiti nel vigente *Programma di maturità generale*.*

Nel presente documento sono riportati gli obiettivi, la struttura, le modalità di valutazione e i contenuti dell'esame, l'elenco delle esperienze di laboratorio da effettuare e i criteri di valutazione a esse relativi, esempi dei quesiti di maturità e la bibliografia.

La valutazione delle conoscenze del candidato all'esame di maturità generale di chimica non mira semplicemente a fornire un'informazione sulla quantità di contenuti di chimica acquisiti, bensì cerca di evidenziare aspetti diversi legati a conoscenze teoriche, processi e abilità. Oltre alla conoscenza, comprensione e applicazione di nozioni e concetti, è importante che gli studenti dimostrino padronanza nelle abilità sperimentali fondamentali, siano capaci di osservare le trasformazioni chimiche e sappiano raccogliere, ordinare e valutare dati.

Tali competenze sono indispensabili alla risoluzione di semplici quesiti e problemi inerenti l'esame di maturità.

Nel programma sono presentati lo schema dell'esame, i tipi di quesiti e la loro valutazione. Inoltre, sono proposti esempi dei diversi tipi di quesiti, con le relative soluzioni e istruzioni di valutazione.

I contenuti dell'esame sono raggruppati per concetti e livelli cognitivi in riferimento ai quali avviene la verifica. Nelle prove d'esame, la valutazione dei concetti è attuata in base alla sequenza logica dei contenuti del presente documento.

Di quest'ultimo è parte integrante anche l'elenco delle esercitazioni di laboratorio, con i relativi criteri di valutazione.

¹ Nel presente documento, i sostantivi usati al maschile e collegati nominalmente e in modo sensato a concetti comuni e generali (ad es. candidato, valutatore) sono validi per persone di sesso femminile e maschile.

² Učni načrt. Kemija [Elektronski vir]: gimnazija: splošna gimnazija: obvezni predmet (210 ur), izbirni predmet (3 x 35 ur), matura (105 + 35 ur) / predmetna komisija Andreja Bačnik ... [et al.]. - Ljubljana: Ministrstvo za šolstvo in šport: Zavod RS za šolstvo, 2008. Sprejeto na 110. seji Stokovnega sveta RS za splošno izobraževanje 14. 2. 2008.
http://portal.mss.edus.si/msswww/programi2012/programi/gimnazija/ucni_nacrti.htm

2 OBIETTIVI DELL'ESAME

Come disciplina di studio nei ginnasi generali e come materia d'esame, la chimica è orientata all'acquisizione e allo sviluppo di conoscenze e competenze chimiche fondamentali, che permettono una vita e un comportamento attivi e responsabili nella società moderna. Come materia d'esame di maturità generale, la chimica è basata su un approccio empirico, sperimentale, problematico e di ricerca, contribuisce alla comprensione del funzionamento delle scienze naturali e all'instaurazione di un rapporto positivo nei confronti della chimica e delle scienze naturali.

In chimica assumono importanza prioritaria lo sviluppo delle competenze fondamentali per le scienze (naturali) e le tecnologie, nonché quello delle capacità scientifico-matematiche necessarie allo sviluppo di un pensiero completo e critico, grazie al quale si dà piena realizzazione ad abilità essenziali per lo studio e per il successivo corso della vita.

La verifica e valutazione delle conoscenze del candidato all'esame di maturità generale di chimica non mira semplicemente a fornire un'informazione sulla quantità di contenuti di chimica acquisiti, bensì cerca di evidenziare aspetti diversi legati a conoscenze teoriche, processi e abilità. A tale proposito, è importante che i candidati comprendano e sappiano collegare tra loro concetti e saperi ai tre livelli di rappresentazione: macroscopico, submicroscopico e simbolico (alfabetizzazione visuale chimica).

Gli obiettivi dell'esame possono essere ricondotti alle tassonomie degli obiettivi didattici di Bloom e/o di Marzano, che risultano particolarmente adatte alla pratica scolastica grazie alla loro elaborazione degli obiettivi contenutistici e processuali e alla loro posizione nei confronti dei processi mentali e delle abilità.

Le competenze caratteristiche della chimica, oggetto di verifica e di valutazione anche all'esame di maturità generale, riguardano:

- l'uso della terminologia tecnica fondamentale nella descrizione di fenomeni, processi e regole (comunicazione nella L1),
- la comprensione di processi e metodi di studio della natura dal punto di vista chimico,
- la comprensione delle correlazioni tra struttura, proprietà e utilizzo delle sostanze,
- l'adozione di un approccio responsabile per quanto riguarda l'uso delle sostanze chimiche, la capacità e disponibilità a adottare comportamenti impegnati, responsabili e attenti alla salute e all'ambiente (sicurezza chimica),
- la comprensione e l'uso della scrittura simbolica/grafica,
- la rappresentazione spaziale o alfabetizzazione visuale chimica fondamentale, tramite l'uso di diversi mezzi visuali,
- i processi conoscitivi di ordine globale, il pensiero critico e la creatività,
- le capacità e abilità sperimentali – investigative, nonché la scelta e l'utilizzo di diversi metodi di ricerca:
 - la ricerca, il trattamento e la valutazione di dati provenienti da fonti diverse,
 - la capacità di valutare l'importanza di un'informazione,
 - la conoscenza sistematica di metodi di ricerca, trattamento e valutazione dei dati,
 - la scelta e l'utilizzo di attrezzature adeguate e sicure,
 - l'osservazione sistematica, l'annotazione e l'utilizzo di osservazioni/misurazioni come fonte di dati,
 - la definizione dei fattori sperimentali, nonché la distinzione tra costanti e variabili,

- l'utilizzo delle tecnologie dell'informazione e della comunicazione (TIC) per la raccolta, la conservazione, la ricerca e la presentazione delle informazioni,
- la valutazione dell'affidabilità dei risultati ottenuti,
- la capacità di argomentare deduzioni o asserzioni;
- l'alfabetizzazione scientifica e con essa la consapevolezza delle correlazioni tra processi sociali, socioeconomici e scientifico-tecnologici,
- la capacità relazionale e decisionale:
 - la consapevolezza di come le scienze naturali-matematiche e le tecnologie influiscono sulla vita e l'ambiente,
 - il riconoscimento e la prevenzione dei pericoli per la salute,
 - la capacità di collaborare in modo responsabile e attivo alla risoluzione di problemi e a uno sviluppo continuo e naturale,
 - la valutazione critica delle conquiste scientifiche.

Soprattutto attraverso il lavoro sperimentale, i candidati all'esame di maturità generale di chimica sviluppano anche altri aspetti essenziali per lo studio e il prosieguo della vita, riconducibili alle seguenti competenze:

- comunicazione in lingua straniera (comprensione della terminologia chimica essenziale in lingua straniera al fine di utilizzare le fonti in forma scritta ed elettronica),
- imparare a imparare (pianificazione delle proprie attività, responsabilità nei confronti della costruzione del proprio sapere, studio autonomo, sviluppo di competenze metacognitive e abitudini lavorative),
- competenze sociali e civiche (comunicazione costruttiva nell'ambito di una collaborazione di gruppo, rapporto responsabile nei confronti di compiti e impegni concordati),
- spirito di iniziativa e intraprendenza (creatività, iniziativa, pianificazione, organizzazione, gestione, valutazione dei rischi, assunzione di decisioni).

3 STRUTTURA E VALUTAZIONE DELL'ESAME

3.1 Schema dell'esame

L'esame scritto di maturità generale di chimica è composto di due prove d'esame. Ogni prova d'esame concorre al voto finale nella misura del 40 % del voto, mentre il rimanente 20 % è costituito dalla valutazione interna delle esercitazioni di laboratorio.

► **Esame scritto – parte esterna dell'esame**

Prova d'esame	Durata	Percentuale del voto	Valutazione	Mezzi consentiti	Allegato
1	90 minuti	40 %	esterna	penna stilografica o a sfera, matita HB o B, gomma, temperamatite, calcolatrice ³	sistema periodico degli elementi
2	90 minuti	40 %			
Totale	180 minuti	80 %			

A conclusione della Prova d'esame 1 e prima di iniziare a risolvere la Prova d'esame 2, sono previsti 30 minuti di pausa.

► **Esercitazioni di laboratorio – parte interna dell'esame**

	Percentuale del voto	Valutazione
Esercitazioni di laboratorio	20 %	interna

3.2 Tipi di quesiti e valutazione

La prova d'esame 1 è costituita da 40 quesiti a risposta chiusa (domande a scelta multipla). Ogni risposta corretta è valutata con un punto. La prova d'esame 2 è costituita da 15 quesiti di tipo chiuso (combinazione di risposte) o semiaperto, come ad esempio quesiti a riempimento (con una parola o locuzione), a risposte brevi (risposte costituite da una parola), di sostituzione (sostituzione di affermazioni false), vero/falso, ordinamento e classificazione, collegamento, deduzione, interpretazione e collegamento, combinazioni di quesiti a scelta multipla e ordinamento, domande con elementi costruttivi dati (collegamento logico di concetti), domande a risposta estesa riguardanti la conoscenza di fatti (concetti, definizioni, formule, leggi, trasformazione delle unità), la padronanza di metodi e tecniche standard di laboratorio, l'utilizzo standard di conoscenze tecniche e tecnologiche ecc.

I quesiti a risposta aperta (temi) sono compresi nelle relazioni riguardanti le attività di laboratorio (commento e giudizio critico dei risultati, analisi delle fonti di errore ecc.).

³ La calcolatrice scientifica non programmabile (calcolatrice) è la calcolatrice elettronica che agevola il lavoro con le operazioni di calcolo di base e non permette:

- di comunicare con l'ambiente – »mondo esterno«,
- di salvare i dati dell'ambiente ovvero del mondo esterno,
- di salvare i dati impostati in precedenza,
- di calcolare con i simboli,
- di programmare nuove funzioni,
- di tracciare i grafici delle funzioni.

► **Esame scritto**

Prova d'esame	Tipo di quesito	Numero di quesiti	Valutazione
1	Quesiti con risposte a scelta multipla	40 (25 di chimica generale e inorganica, 15 di chimica organica)	ogni quesito 1 punto 40 punti
2	Quesiti a risposta chiusa e semiaperta	15 (10 di chimica generale e inorganica, 5 di chimica organica)	I quesiti si valutano con punteggi diversi (2–12), in relazione alla loro difficoltà e complessità. 80 punti

► **Esercitazioni di laboratorio**

Tipo di quesito	Numero di esercitazioni	Valutazione
Lavoro sperimentale	8	ogni esercitazione 10 punti
Totale	8	80 punti

3.3 Criteri di valutazione dell'esame e delle sue singole parti

Nella prova d'esame 1, la percentuale dei quesiti che verifica il sapere riconducibile ai livelli tassonomici inferiori è maggiore che nella prova d'esame 2. I quesiti del primo livello tassonomico verificano la conoscenza, quelli del secondo livello tassonomico la comprensione e l'applicazione, quelli del terzo livello tassonomico la risoluzione di problemi, il giudizio critico e la motivazione.

3.3.1 Ripartizione per livelli tassonomici

Livelli tassonomici	Prova d'esame 1	Prova d'esame 2	Esercitazioni di laboratorio
I. conoscenza	35 %	25 %	fino al 25 %
II. comprensione e applicazione	50 %	50 %	sopra il 50 %
III. risoluzione di problemi, giudizio critico e motivazione	15 %	25 %	fino al 25 %

3.3.2 Criteri di valutazione delle singole parti dell'esame

► **Esame scritto**

Nella prova d'esame 1 ogni risposta corretta è valutata con 1 punto, mentre nella prova d'esame 2 i quesiti si valutano con punteggi diversi a seconda della loro difficoltà e complessità (2 – 12 punti).

► **Esercitazioni di laboratorio**

Durante il periodo delle lezioni, il candidato ha la possibilità di eseguire almeno dieci esercitazioni di laboratorio, delle quali non meno di tre attinenti alla chimica organica. Per le esercitazioni di laboratorio svolte, il candidato consegna all'insegnante le relazioni, scritte in base alle istruzioni di quest'ultimo. L'insegnante può all'inizio dell'anno scolastico stabilire la data di consegna delle singole relazioni dopo lo svolgimento delle esercitazioni e stabilire la perdita del punteggio nel caso le date di consegna non siano state rispettate. L'alunno verrà valutato con zero punti nel caso non consegna le relazioni nella data prestabilita dal calendario dell'esame di maturità. L'insegnante assegna il voto della parte interna dell'esame di maturità generale sulla base delle otto esercitazioni migliori, valutandole in base alle istruzioni contenute nel presente documento. Il punteggio massimo conseguibile nella parte interna dell'esame corrisponde al 20 % del voto finale.

Valutazione

L'insegnante valuta i seguenti aspetti del lavoro in laboratorio:

- conoscenza delle basi teoriche riguardanti l'esperienza;
- pianificazione del lavoro sperimentale;
- abilità nel lavoro e rispetto delle norme di sicurezza in laboratorio;
- annotazione delle misurazioni, ordinamento e analisi dei dati;
- formulazione di conclusioni argomentate.

L'insegnante sceglie le esperienze di laboratorio valutando almeno due dei campi elencati. Ciascun campo deve essere valutato in almeno tre esercitazioni di laboratorio. L'insegnante stabilisce i criteri di valutazione dei singoli aspetti dell'esercitazione in base alla loro complessità o rappresentatività, assegnando a ciascuno di essi un punteggio compreso tra 1 e 5 punti, in modo tale da poter raggiungere 10 punti in ogni esercitazione. Il numero complessivo di punti per ogni campo delle esercitazioni di laboratorio deve essere almeno 10.

In via eccezionale, la valutazione delle esercitazioni di laboratorio può essere sostituita dalla valutazione di un lavoro di ricerca, a patto che siano rispettate le seguenti condizioni:

- adeguatezza del livello tecnico del lavoro;
- svolgimento di almeno 20 ore di lavoro in laboratorio;
- presentazione del lavoro a una gara regionale, statale o internazionale;
- conclusione del lavoro nell'anno solare precedente quello della maturità generale o, al più tardi, entro la data di consegna delle relazioni;
- partecipazione al lavoro, in qualità di relatore o correlatore, del docente in servizio presso la scuola frequentata dal candidato.

3.3.3 Voto finale

Il voto finale è il risultato della somma dei punti percentuali conseguiti in entrambe le parti dell'esame (esterna e interna). Su indicazione della Commissione nazionale di maturità di chimica, la Commissione nazionale di maturità generale stabilisce i criteri di conversione dei punti percentuali in voti (1–5). Le modalità di conversione dei punti percentuali in voti valgono sia per la sessione primaverile sia per quella autunnale.

4 CONTENUTI E OBIETTIVI DELL'ESAME

Le conoscenze generali e specifiche del candidato sono valutate nella parte esterna dell'esame di maturità generale (Prova d'esame 1 e 2). La parte interna dell'esame è rappresentata dalle esercitazioni di laboratorio, nelle quali si verificano le conoscenze generali, specifiche e opzionali del candidato, con particolare riguardo alle capacità e abilità di lavoro in laboratorio.

4.1 Introduzione al lavoro sperimentale sicuro

Contenuti, concetti	Obiettivi
Lavoro in sicurezza nel laboratorio scolastico condizioni sperimentali (temperatura, pressione), variabile, costante	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– distingue tra costante e variabile e definisce le condizioni sperimentali,– conosce e sa usare gli strumenti fondamentali di laboratorio,– conosce le tecniche fondamentali di laboratorio (misurazione del peso con la bilancia digitale, misurazione del volume, uso del becco Bunsen, separazione dei miscugli);
Basi di tossicologia dispositivi di protezione individuale, frasi H e P, categorie di sostanze pericolose, LD ₅₀ , dosaggio, esposizione acuta e cronica	<ul style="list-style-type: none">– conosce i simboli e le sigle delle sostanze pericolose, nonché i simboli GHS,– conosce i parametri di esposizione alle sostanze pericolose (dosaggio; durata e frequenza dell'esposizione, vie di entrata delle sostanze pericolose) e gli adeguati dispositivi di protezione individuale,– comprende l'importanza dell' LD₅₀.

4.2 Particelle delle sostanze

Contenuti, concetti	Obiettivi
Particelle fondamentali dell'atomo protone, neutrone, elettrone, nucleo dell'atomo, nube elettronica, numero atomico e numero di massa, ione, catione, anione	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– spiega la struttura dell'atomo dal punto di vista della massa e della carica,– conosce le particelle fondamentali dell'atomo e determina il loro numero negli atomi, negli ioni e nelle molecole,– riconosce i protoni, i neutroni e gli elettroni in base alla carica relativa e alla massa relativa,– conosce l'importanza del numero atomico e del numero di massa;
Isotopi isotopo, composizione isotopica, massa atomica relativa	<ul style="list-style-type: none">– conosce la definizione di isotopo e le differenze tra gli isotopi di un dato elemento,– calcola la massa atomica relativa di un elemento sulla base della composizione isotopica e della massa atomica relativa dei singoli isotopi;

Contenuti, concetti**Struttura della nube elettronica**

configurazione elettronica, livelli, sottolivelli, orbitali, elettroni di valenza, stato fondamentale e stato eccitato

Periodicità delle proprietà fisiche e chimiche degli elementi prescelti

periodi e gruppi del sistema periodico, raggio atomico, raggio ionico, ionizzazione, energia di ionizzazione

Obiettivi

- scrive la configurazione elettronica degli atomi e degli ioni degli elementi più rappresentativi (gli elementi degli otto gruppi principali), conosce i diversi modi per esprimere la configurazione elettronica: notazione completa e concisa (con l'aiuto di un gas nobile) e rappresentazione grafica,
- definisce i livelli (gusci), i sottolivelli, gli orbitali e gli elettroni di valenza degli atomi degli elementi,
- conosce la differenza tra stato fondamentale ed eccitato;
- conosce il significato dei periodi e dei gruppi del sistema periodico,
- comprende la variazione del raggio atomico lungo i periodi e i gruppi,
- confronta la grandezza degli atomi con quella dei loro ioni,
- comprende la formazione degli ioni e il legame con l'energia di ionizzazione,
- comprende il significato dell'energia di ionizzazione e conosce la variazione dell'energia di prima ionizzazione degli elementi lungo i periodi e i gruppi.

4.3 Legami tra le particelle

Contenuti, concetti**Legame ionico, legame covalente**

legame ionico, legame covalente polare, legame covalente apolare, elettronegatività degli elementi

Formule di struttura delle molecole

repulsione tra le coppie di elettroni di legame e di non-legame, forma della molecola, angolo tra i legami, coppia di elettroni di legame, coppia di elettroni di non-legame, polarità molecolare, dipolo

Obiettivi

Il candidato

- distingue il legame ionico da quello covalente polare e covalente apolare, conosce le caratteristiche di tali legami e le proprietà delle sostanze come conseguenza del tipo di legame,
- determina il carattere del legame chimico in base ai dati sull'elettronegatività degli elementi,
- conosce il collegamento tra la forza del legame, la sua energia e la sua lunghezza;
- scrive le formule di struttura di molecole semplici (H_2 , N_2 , alogeni, H_2O , CO_2 , NH_3 , $BeCl_2$, BF_3 , CH_4 , etano, etene, etino ...), determina la forma delle molecole, l'angolo tra i legami, i tipi di legami, il numero di coppie di elettroni di legame, quello di coppie di non-legame e la polarità della molecola,
- collega il modello della sostanza con la sua formula,
- spiega la differenza degli angoli di legame con la repulsione tra le coppie di elettroni,
- distingue tra la polarità del legame e quella della molecola e determina la polarità molecolare;

Contenuti, concetti	Obiettivi
Nomenclatura IUPAC dei composti binari	<ul style="list-style-type: none"> - scrive le formule o i nomi dei composti binari (secondo la nomenclatura IUPAC);
Legami molecolari forze di orientamento, forze di induzione, forze di dispersione, polarizzabilità	<ul style="list-style-type: none"> - determina le forze intermolecolari in base alla polarità delle molecole tra cui esse si manifestano e spiega la loro influenza sulle proprietà fisiche, - definisce la polarizzabilità delle molecole;
Legame a idrogeno influenza dei legami a idrogeno sulle proprietà fisiche delle sostanze	<ul style="list-style-type: none"> - definisce e rappresenta i legami a idrogeno (anche tra le molecole dei composti organici), - spiega l'influenza dei legami a idrogeno sulle proprietà fisiche delle sostanze;
Tipi di cristalli in base al tipo di legame e al tipo di particelle che costituiscono la rete cristallina sostanze cristalline, sostanze amorfe, cristalli ionici, molecolari, covalenti e metallici, allotropia	<ul style="list-style-type: none"> - conosce la differenza tra le sostanze cristalline e quelle amorfe e presenta esempi di sostanze amorfe (vetro, plastica, amido ...), - definisce i tipi di cristalli in base alle tipologie di legame e di particelle che costituiscono la rete cristallina, - colloca una sostanza in una delle categorie di cristalli in base alla sua formula, - confronta le forze di attrazione tra le particelle dei cristalli ionici, molecolari e covalenti evidenziando la loro influenza sulle proprietà fisiche delle sostanze solide, - conosce le differenze tra le proprietà dei diversi tipi di cristalli, - conosce il legame metallico e la sua influenza sulle proprietà fisiche dei metalli, - spiega l'allotropia e conosce le differenze di struttura, proprietà e uso tra diamante e grafite;
Proprietà fondamentali della struttura regolare delle sostanze solide numero di coordinazione	<ul style="list-style-type: none"> - conosce o determina il numero di coordinazione dei cristalli ionici e di quelli metallici, - comprende la struttura dei cristalli a livello submicroscopico, - conosce le differenze tra le strutture del NaCl e del CsCl.

4.4 Quantità di sostanza

Contenuti, concetti	Obiettivi
Massa relativa e massa molare massa molecolare relativa, massa molare	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– conosce le definizioni di massa molecolare relativa e massa molare, e comprende la differenza tra le due,– calcola la massa molare degli elementi poliatomici e dei composti;
Quantità di sostanza e costante di Avogadro quantità di sostanza, mole, costante di Avogadro, numero di particelle	<ul style="list-style-type: none">– calcola la quantità di sostanza, la massa e il numero di particelle,– calcola il numero di atomi, molecole e ioni in una data quantità di sostanza;
Proprietà caratteristiche dei gas	<ul style="list-style-type: none">– conosce le proprietà caratteristiche dei gas;
Volume molare equazione generale dei gas	<ul style="list-style-type: none">– descrive lo stato del gas in base al suo volume, alla sua quantità di sostanza, alla sua pressione e alla sua temperatura,– calcola la quantità di sostanza e il volume molare di un gas.

4.5 Reazioni chimiche

Contenuti, concetti	Obiettivi
Reazione chimica come trasformazione della sostanza reagenti, prodotti, equazione chimica, rapporto molare, eccesso di sostanza	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– definisce la reazione chimica come trasformazione della sostanza,– deduce e rappresenta le trasformazioni delle sostanze tramite l'uso di schemi submicroscopici,– comprende l'importanza delle equazioni chimiche dal punto di vista qualitativo e quantitativo,– riconosce una reazione chimica,– scrive l'equazione bilanciata di una reazione chimica indicando gli stati di aggregazione,– conosce le formule degli elementi che a condizioni ambientali si trovano in forma di molecole poliatomiche,– scrive il rapporto molare e valuta una reazione chimica dal punto di vista quantitativo,– determina il reagente in eccesso;

Contenuti, concetti	Obiettivi
Reazione chimica come trasformazione dell'energia reazioni esotermiche e endotermiche, diagramma energetico, variazione dell'entalpia, entalpia standard di formazione, entalpia standard di reazione, equazione termochimica, energia di attivazione	<ul style="list-style-type: none"> – definisce la reazione chimica come trasformazione dell'energia, – distingue le reazioni esotermiche da quelle endotermiche, – conosce il segno della variazione di entalpia per i processi esotermici e per quelli endotermici, – conosce le variazioni energetiche della rottura e della formazione dei legami, – conosce il valore dell'entalpia standard di formazione degli elementi e comprende l'importanza della condizione standard dell'elemento, – scrive l'equazione termochimica per una data entalpia di formazione o di reazione, – distingue l'entalpia standard di formazione dall'entalpia standard di reazione e ne conosce l'importanza, – calcola l'entalpia standard di reazione in base alla reazione termochimica e ai dati sulle entalpie standard di formazione, – rappresenta e spiega il diagramma energetico delle reazioni esotermiche ed endotermiche e da esso ricava il valore dell'energia di attivazione e quello della variazione di entalpia della reazione, – riconosce la combustione come esempio di variazione esotermica, la fotosintesi come esempio di variazione endotermica e altri esempi semplici della vita quotidiana.

4.6 Soluzioni

Contenuti, concetti	Obiettivi
Composizione delle soluzioni solvente, soluto, soluzione, solubilità delle sostanze, soluzione satura, frazione di massa, concentrazione in grammo per litro, concentrazione molare	Il candidato <ul style="list-style-type: none"> – conosce la definizione della solubilità di una sostanza, – conosce l'influenza della temperatura sulla solubilità delle sostanze solide, – conosce la differenza tra le soluzioni sature e quelle insature, – deduce e rappresenta la composizione delle soluzioni a livello submicroscopico, – determina la solubilità di un soluto dal diagramma della solubilità e la trasforma in frazione di massa, – calcola la solubilità di una sostanza in base alla frazione di massa del soluto in una soluzione satura, – definisce e calcola la composizione delle soluzioni, – converte reciprocamente frazione di massa, concentrazione molare e concentrazione in grammo per litro del soluto, – valuta quantitativamente la variazione di composizione delle soluzioni durante la diluizione, la concentrazione e il mescolamento di due o più soluzioni,

Contenuti, concetti	Obiettivi
	<ul style="list-style-type: none"> – conosce l'influenza della temperatura e della pressione sulla solubilità dei gas e gli effetti sull'ambiente a esso collegati;
Solubilizzazione idratazione, ioni idratati, molecole idratate	<ul style="list-style-type: none"> – conosce i processi di solubilizzazione dei cristalli ionici e dei cristalli molecolari (idratazione),

4.7 Velocità di reazione

Contenuti, concetti	Obiettivi
	Il candidato <ul style="list-style-type: none"> – comprende il concetto di velocità di reazione e scrive l'espressione della velocità di reazione, – determina dal diagramma la variazione delle quantità delle sostanze nel tempo, – calcola la velocità media di reazione in un dato intervallo di tempo;
Velocità di reazione espressione della velocità di reazione, velocità media di reazione	
Influenze sulla velocità di reazione catalisi omogenea ed eterogenea, catalizzatore, enzimi	<ul style="list-style-type: none"> – conosce l'influenza della concentrazione delle sostanze, della temperatura e della superficie del reagente solido sulla velocità di reazione, – conosce l'influenza del catalizzatore sul corso delle reazioni chimiche, – conosce l'importanza degli enzimi come biocatalizzatori nelle reazioni biochimiche, – conosce l'importanza del catalizzatore nelle automobili e sa spiegare i processi chimici che avvengono nella marmitta catalitica di un'automobile;
Teoria delle collisioni energia di attivazione, complesso attivato, stadi delle reazioni chimiche, meccanismo della reazione chimica	<ul style="list-style-type: none"> – definisce la reazione chimica come la conseguenza delle collisioni tra le molecole e l'energia di attivazione come l'energia richiesta dalle molecole in collisione affinché la reazione avvenga, – comprende il collegamento tra energia di attivazione e velocità di reazione.

4.8 Equilibrio chimico

Contenuti, concetti

Equilibrio chimico

reazioni reversibili, costante di equilibrio K_c , equilibrio omogeneo, equilibrio dinamico

Fattori che influiscono sull'equilibrio chimico

influsso della concentrazione, della temperatura, della pressione o del volume, principio di Le Chatelier

Obiettivi

Il candidato

- comprende la reversibilità delle reazioni chimiche,
 - comprende che l'equilibrio chimico è un processo dinamico,
 - scrive l'equazione di una reazione all'equilibrio indicando gli stati di aggregazione,
 - scrive l'espressione della costante di equilibrio K_c e ne comprende l'importanza,
 - conosce la differenza tra l'equilibrio omogeneo e quello eterogeneo,
 - sa che la costante di equilibrio dipende dalla temperatura,
 - calcola la costante di equilibrio in base alle quantità delle sostanze all'equilibrio e partendo dal suo valore determina la posizione dell'equilibrio,
 - utilizza la costante di equilibrio per calcolare le quantità delle sostanze all'equilibrio,
 - calcola le quantità delle sostanze all'equilibrio,
 - deduce o rappresenta la posizione dell'equilibrio a livello submicroscopico,
 - riconosce l'importanza delle reazioni all'equilibrio per l'industria, l'ambiente e gli organismi;
-
- conosce i fattori che influiscono sulla posizione dell'equilibrio chimico,
 - spiega l'influenza delle variazioni di pressione, volume, temperatura e concentrazioni dei reagenti e dei prodotti sull'equilibrio di una reazione chimica,
 - spiega, il principio di Le Chatelier aiutandosi con esempi.

4.9 Equilibri nelle soluzioni acquose

Contenuti, concetti

Obiettivi

Equilibri protolitici

definizione di acido e di base secondo Brønsted, equazioni delle reazioni protolitiche, elettrolita, costanti di equilibrio: K_a , K_b e K_w

- Il candidato
- comprende e utilizza la definizione di base e di acido di Brønsted,
 - scrive le equazioni delle reazioni protolitiche,
 - scrive le formule ovvero i nomi degli acidi (compresi gli ossiacidi), delle basi, dei sali (compresi i sali acidi e i cristalloidrati) e degli ioni più importanti,
 - conosce i concetti di base coniugata e acido coniugato e li indica in una data reazione protolitica,
 - scrive l'espressione della costante acida K_a o della costante basica K_b e ne comprende l'importanza,
 - valuta la forza degli acidi e delle basi in base ai valori della K_a ed della K_b ,
deduce o rappresenta la posizione dell'equilibrio nelle soluzioni acquose di acidi e basi a livello submicroscopico,
 - spiega l'importanza del prodotto ionico dell'acqua K_w ,
 - definisce un elettrolita,
 - collega la forza, la concentrazione e la struttura dell'elettrolita con la conducibilità elettrica,
 - conosce l'importanza degli acidi e delle basi nella vita quotidiana nonché il loro impatto sull'ambiente (pioggia acida);

pH e indicatori

pH, concentrazione degli ioni ossonio, concentrazione degli ioni idrossido

- conosce la definizione di pH e calcola il suo valore per soluzioni di acidi e basi forti,
- conosce il colore degli indicatori fenolftaleina, tornasole e metilarancio a seconda del pH,
- utilizza il pH per calcolare la concentrazione o la composizione delle soluzioni di acidi e basi forti,
- confronta il pH delle soluzioni, utilizza i valori di pH per confrontare le concentrazioni degli ioni ossonio o idrossido e, basandosi sui valori di pH e altri dati, confronta le proprietà delle soluzioni (concentrazione dell'acido o della base, forza dell'acido o della base, quantità di titolante necessaria per neutralizzare la soluzione ...);

Titolazioni acido-basiche

neutralizzazione, curva di titolazione, punto di equivalenza, titolante

- scrive l'equazione della reazione di neutralizzazione indicando gli stati di aggregazione, e la utilizza nei calcoli stechiometrici,
- spiega il cambiamento del pH durante la titolazione tra un acido forte e una base forte,
- spiega la curva di titolazione e il punto di equivalenza,
- sceglie gli indicatori opportuni nelle titolazioni acido-basiche;

Contenuti, concetti	Obiettivi
Reazioni ioniche precipitato, gas, sostanza poco dissociata	<ul style="list-style-type: none"> - conosce le cause della formazione delle reazioni ioniche, scrive l'equazione di una reazione ionica indicando gli stati di aggregazione e la utilizza nei calcoli stechiometrici, - spiega perché avvengono le reazioni ioniche, - deduce o rappresenta l'andamento di una reazione ionica a livello submicroscopico;
Protolisi degli ioni dei sali	<ul style="list-style-type: none"> - riconosce l'acidità o la basicità delle soluzioni saline come conseguenza della protolisi degli ioni dei sali, - scrive l'equazione delle reazioni protolitiche degli ioni.

4.10 Reazioni di ossidazione e di riduzione

Contenuti, concetti	Obiettivi
Ossidazione e riduzione ossidazione, riduzione, ossidante, riducente, numero di ossidazione, reazione redox	Il candidato <ul style="list-style-type: none"> - determina il numero di ossidazione, - riconosce una reazione redox, l'ossidazione, la riduzione, l'ossidante, il riducente e determina il numero degli elettroni acquistati o persi, - bilancia semplici reazioni redox e le utilizza nei calcoli stechiometrici;
Serie dei potenziali di ossidoriduzione potenziali standard (redox) degli elettrodi	<ul style="list-style-type: none"> - utilizza la serie dei potenziali di ossidoriduzione per determinare la direzione di una data reazione e per ordinare i riducenti e gli ossidanti in base alla forza;
Cella galvanica batterie, accumulatori, celle a combustibile	<ul style="list-style-type: none"> - spiega la struttura e il funzionamento della cella galvanica, - calcola la tensione della cella galvanica conoscendo i potenziali standard degli elettrodi delle semicelle;
Elettrolisi cella elettrolitica, catodo, anodo, carica elettrica, costante di Faraday, corrente elettrica, durata dell'elettrolisi	<ul style="list-style-type: none"> - spiega l'elettrolisi dei composti binari fusi e delle soluzioni acquose di sali binari e spiega le reazioni che avvengono al catodo e all'anodo, - utilizza la legge di Faraday per il calcolo di diverse grandezze.

4.11 Gli elementi nel sistema periodico

Contenuti, concetti	Obiettivi
Blocchi nel sistema periodico	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– scrive le equazioni delle reazioni degli ossidi dei metalli e quelle degli ossidi dei non metalli con l'acqua;
Elementi di transizione e composti di coordinazione atomo ovvero ione centrale, leganti, numero di coordinazione	<ul style="list-style-type: none">– definisce le caratteristiche degli elementi di transizione (utilizzabilità, esistenza di composti con numeri di ossidazione diversi, varietà dei colori dei composti degli elementi di transizione),– conosce la struttura fondamentale dei composti di coordinazione e sa determinare l'atomo o lo ione centrale e i leganti in semplici composti di coordinazione, ricavandoli dalla formula o dal nome.

4.12 Metalli alcalini e alogeni

Contenuti, concetti	Obiettivi
Metalli alcalini	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– conosce le reazioni dei metalli alcalini con l'ossigeno e con l'acqua,– conosce le reazioni degli ossidi alcalini con l'acqua,– conosce le proprietà fisiche caratteristiche dei metalli alcalini rispetto a quelle degli altri metalli,– conosce i colori impartiti alla fiamma dal sodio e dal potassio;
Alogeni	<ul style="list-style-type: none">– conosce le principali fonti naturali degli alogeni e i metodi per ottenere il cloro dall'elettrolisi,– conosce le proprietà fisiche e chimiche caratteristiche del fluoro, del cloro, del bromo e dello iodio,– spiega la reattività degli alogeni come agenti ossidanti,– conosce le reazioni degli alogeni con l'idrogeno e le proprietà delle soluzioni acquose degli alogenuri di idrogeno.

4.13 Proprietà di elementi e composti scelti nei sistemi biologici e nelle tecnologie moderne

Contenuti, concetti	Obiettivi
Ottenimento di importanti metalli dai minerali	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– conosce le fonti e il procedimento di ottenimento dell'alluminio dalla bauxite;
Utilizzo dei composti inorganici nella vita quotidiana H ₂ SO ₄ , NH ₃ , HNO ₃ , H ₃ PO ₄ , ossiacidi del cloro e clorati, concimi artificiali	<ul style="list-style-type: none">– conosce le proprietà di: H₂SO₄, H₃PO₄, HNO₃,– conosce gli ossiacidi del cloro e sa scrivere le loro formule e i loro nomi,– conosce la composizione dei concimi artificiali e le modalità di preparazione dei composti dell'azoto e del fosforo impiegati come concimi artificiali,– conosce gli effetti dell'inquinamento causati dall'uso incontrollato dei concimi artificiali e dall'emissione degli ossidi di azoto nell'aria;
Elementi e composti nelle tecnologie moderne silicio, nanotecnologia	<ul style="list-style-type: none">– conosce l'uso del silicio come semiconduttore,– conosce l'impiego dei composti del silicio per la preparazione del vetro e del cemento,– conosce il concetto di nanotecnologia.

4.14 Struttura delle molecole di composti organici e loro nomenclatura

Contenuti, concetti	Obiettivi
Nomi e formule dei composti organici formula empirica, molecolare, razionale, scheletrica e di struttura, regole fondamentali della nomenclatura IUPAC per i composti organici, gruppi funzionali dei composti organici	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– conosce la composizione elementare dei composti organici,– determina l'ibridazione degli atomi di carbonio,– conosce la suddivisione dei composti organici in base alla struttura dello scheletro (ciclici/aciclici, saturi/insaturi, alifatici/aromatici),– scrive le formule empiriche, molecolari, di struttura, razionali e scheletriche di composti organici semplici,– scrive le formule generali dei composti organici,– in base alla nomenclatura IUPAC, attribuisce i nomi partendo dalle formule di struttura e viceversa per esempi semplici dei seguenti tipi di composti organici: alcani, alcheni, alchini e composti aromatici, idrocarburi alogenati, alcoli, aldeidi, chetoni, acidi carbossilici, eteri, esteri, ammine (primarie), ammidi, nitrili e amminoacidi,

Contenuti, concetti	Obiettivi
	<ul style="list-style-type: none"> – conosce i nomi e le strutture dei gruppi funzionali dei composti organici (idrossilico, carbonilico, carbossilico, estereo, etereo, ammidico, amminico, alogeno, nitro e ciano);
Isomeria dei composti organici di catena, di posizione, funzionale, geometrica, ottica	<ul style="list-style-type: none"> – rappresenta con esempi semplici l'isomeria di catena, di posizione, funzionale e geometrica, – definisce il tipo di isomeria presente tra le coppie di composti fornite, – determina i centri chirali sulla molecola, – scrive le formule e i nomi dei diversi isomeri in base alla formula molecolare, – in base alla formula molecolare, deduce i possibili isomeri (compresi quelli geometrici e ottici) di composti organici semplici.

4.15 Basi delle reazioni organiche

Contenuti, concetti	Obiettivi
Rottura dei legami e tipi di particelle rottura omolitica del legame, rottura eterolitica del legame, elettrofilo, nucleofilo, radicale	Il candidato <ul style="list-style-type: none"> – riconosce gli elettrofili, i nucleofili e i radicali partendo dalla formula della particella, – comprende la rottura eterolitica e omolitica del legame C–Y che dà origine agli intermedi ionici (carbocationi, carboanioni) e radicalici (radicali);
Schema di una reazione organica schema di reazione, substrato, reagente, composto intermedio, prodotto, condizioni di reazione	<ul style="list-style-type: none"> – scrive lo schema di una data reazione, – definisce i concetti di: substrato, reagente, composto intermedio, prodotto, condizioni di reazione;
Suddivisione delle reazioni organiche sostituzione, addizione, eliminazione, ossidazione, riduzione, reazioni organiche radicaliche e polari (ioniche)	<ul style="list-style-type: none"> – definisce il tipo e il meccanismo di una reazione organica in base alla natura del substrato e del reagente, – rappresenta le reazioni di addizione, sostituzione ed eliminazione ed i tipi di composti con cui avvengono le singole reazioni.

4.16 Idrocarburi

Contenuti, concetti

Obiettivi

Alcani e cicloalcani sostituzione radicalica

Il candidato

- spiega il cambiamento dei punti di ebollizione degli alcani con l'aumento della lunghezza delle catene e sa quali alcani non ramificati si trovano nello stato di aggregazione gassoso a condizioni ambientali,
- comprende l'influenza della ramificazione della catena di atomi di carbonio sul punto di ebollizione dell'alcano,
- spiega la non reattività degli alcani nelle reazioni con gli acidi, le basi, gli ossidanti e i riducenti a condizioni di reazione standard,
- spiega la reazione di alogenazione radicalica di un alcano e l'influenza della struttura del substrato sulla formazione dei prodotti;

Alcheni, cicloalcheni, alchini addizioni elettrofile

- conosce gli esempi principali di addizione elettrofila sugli alcheni, sui cicloalcheni e sugli alchini: addizione di alogenuri di idrogeno (idroalogenazione), acqua (idratazione), bromo e cloro (bromurazione, clorurazione; alogenazione),
- conosce la reazione di addizione dell'idrogeno ai composti organici contenenti un doppio o un triplo legame (idrogenazione catalitica);

Composti aromatici areni, sostituzioni elettrofile aromatiche

- conosce la struttura del benzene, il rappresentante principale dei composti aromatici (areni) e riconosce la formula di un arene,
- comprende la differenza di reattività degli areni rispetto agli alcheni,
- conosce esempi di sostituzioni elettrofile sul benzene (nitrazione, solfonazione, alogenazione, alchilazione, acilazione) e sa denominare i prodotti formati;

Idrocarburi come combustibili combustibili fossili, gas naturale, petrolio, combustione, riscaldamento globale dell'atmosfera (effetto serra)

- conosce le fonti naturali degli idrocarburi, il loro utilizzo nella produzione di energia e come materie prime nell'industria chimica nonché il loro impatto sull'ambiente,
- scrive l'equazione dell'ossidazione completa dei composti organici e la utilizza per i calcoli stechiometrici.

4.17 Idrocarburi alogenati

Contenuti, concetti	Obiettivi
Reazioni degli idrocarburi alogenati sostituzione nucleofila, eliminazione dell'alogenuro di idrogeno	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– spiega la reazione di sostituzione nucleofila degli alogenuri alchilici (idrolisi basica, reazione con l'ammoniaca ...),– conosce esempi di eliminazione degli alogenuri di idrogeno;
Proprietà ed uso degli idrocarburi alogenati buco dell'ozono, freon	<ul style="list-style-type: none">– confronta la reattività degli idrocarburi alogenati in base al tipo di alogeno.– conosce le proprietà degli idrocarburi alogenati (ad esempio l'influenza dell'alogeno presente nella molecola sul punto di ebollizione, la solubilità degli idrocarburi alogenati in acqua),– conosce gli effetti degli idrocarburi alogenati sull'ambiente.

4.18 Composti organici contenenti ossigeno

Contenuti, concetti	Obiettivi
Proprietà fisiche fondamentali dei composti organici contenenti ossigeno solubilità, punto di ebollizione	Il candidato <ul style="list-style-type: none">– confronta i composti organici in base al punto di ebollizione,– prevede la solubilità dei composti organici in acqua e nei solventi organici apolari;
Alcoli e fenoli alcolati e fenolati, alcol primari secondari e terziari, fermentazione, disidratazione, eteri, esteri, ossidazione	<ul style="list-style-type: none">– spiega la differenza tra gli alcoli ed i fenoli,– spiega le reazioni di formazione degli alcolati e dei fenolati a partire dagli alcoli e dai fenoli (ad esempio la reazione con il sodio o con l'idrossido di sodio),– classifica gli alcoli in primari, secondari e terziari,– spiega la formazione dell'etanolo in natura tramite la fermentazione,– conosce la sintesi degli alcoli dagli altri composti organici contenenti l'ossigeno e dagli alcheni,– definisce la disidratazione degli alcoli ad eteri o alcheni,– definisce l'ossidazione degli alcoli a composti carbonilici e acidi carbossilici,– conosce la sostituzione che porta alla formazione degli alogenuri alchilici a partire dagli alcoli,– conosce la reazione di formazione degli esteri,– definisce l'importanza e la diffusione degli alcoli in natura (metanolo, etanolo, glicerolo);

Contenuti, concetti**Obiettivi****Aldeidi e chetoni**

addizioni nucleofile sul gruppo carbonilico, ossidazione e riduzione del gruppo carbonilico

- definisce la formazione delle aldeidi e dei chetoni dagli alcoli, dagli acidi carbossilici e dagli alchini,
- conosce esempi di reazioni di addizione (NaCN/H^+ , NaHSO_3) e di addizioni seguite da un'eliminazione (reazione con le ammine e le idrazine, ad esempio con la 2,4-dinitrofenilidrazina) sul gruppo carbonilico,
- definisce i prodotti che si formano dall'ossidazione e dalla riduzione del gruppo carbonilico,
- distingue tra l'andamento dell'ossidazione delle aldeidi e quello dei chetoni (anche con i reagenti di Tollens e Fehling);

Acidi carbossilici e derivati

sintesi degli acidi carbossilici: ossidazione degli alcoli primari e delle aldeidi; sintesi dei derivati degli acidi carbossilici: cloruri aciclici, anidridi, ammidi, nitrili, esteri, e sali e le loro trasformazioni

- conosce la formazione degli acidi carbossilici dagli alcoli primari e dalle aldeidi,
- scrive lo schema della reazione di formazione dei derivati degli acidi carbossilici e lo schema delle loro trasformazioni;

Carboidrati

suddivisione dei carboidrati, monosaccaridi, oligosaccaridi, disaccaridi, polisaccaridi, esosio, aldoso, chetosio, struttura ciclica del monosaccaride, struttura aciclica del monosaccaride, proiezione di Fischer, proiezione di Haworth, furanosio, piranosio, legame glicosidico

- conosce la suddivisione dei carboidrati in base al numero di unità monosaccaridiche,
- conosce la suddivisione dei monosaccaridi in base al numero di atomi di carbonio e in base al tipo di gruppo carbonilico (aldosi, chetosi),
- riconosce le formule del glucosio e del fruttosio nella forma ciclica ed in quella aciclica,
- conosce i disaccaridi più importanti: saccarosio e lattosio,
- definisce le unità monosaccaridiche che compongono un singolo disaccaride ed il legame glicosidico,
- conosce il legame delle unità monosaccaridiche, la forma della catena e l'importanza dei polisaccaridi più diffusi (amido, glicogeno, cellulosa),
- conosce la reazione con i reagenti di Fehling o di Tollens,
- conosce i prodotti dell'idrolisi dell'amido,
- conosce la reazione di identificazione dell'amido con l'acqua di iodio;

Lipidi

classificazione dei lipidi, trigliceridi (triacilgliceroli), glicerolo, acidi grassi saturi ed insaturi, grassi, oli, cere, steroidi, deterioramento dei grassi, detersivi (sapone, detersivi)

- conosce la classificazione dei lipidi in lipidi che presentano il gruppo esterico e lipidi che non presentano il gruppo esterico (lipidi saponificabili e non saponificabili),
- comprende la struttura dei trigliceridi (triacilgliceroli) e delle cere,
- definisce le proprietà fisiche fondamentali dei trigliceridi (densità, solubilità in acqua, stato di aggregazione a seconda della natura degli acidi grassi legati),

Contenuti, concetti**Obiettivi**

- conosce l'importanza dei grassi nell'alimentazione,
- conosce la sensibilità dei grassi all'ossigeno dell'aria, alla luce e al calore (irrancidimento),
- conosce il sistema tetraciclico degli steroidi,
- capisce il funzionamento delle sostanze tensioattive,
- conosce i saponi e i detersivi come detergenti e le loro differenze di struttura e biodegradabilità.

4.19 Composti organici contenenti azoto

Contenuti, concetti**Obiettivi****Ammine**

basicità delle ammine

- Il candidato
- definisce la basicità delle ammine,
 - conosce le reazioni delle ammine con gli acidi,
 - classifica le ammine in primarie, secondarie e terziarie;

Amminoacidi proteinogenici

classificazione degli amminoacidi, proprietà acide e basiche, struttura dipolare degli amminoacidi, attività ottica degli amminoacidi, punto isoelettrico degli amminoacidi, anfotericità degli amminoacidi

- conosce la struttura fondamentale delle molecole degli amminoacidi proteinogenici,
- spiega la classificazione degli amminoacidi in neutri, acidi, basici, aromatici ed eterociclici,
- spiega le proprietà acide e basiche degli amminoacidi,
- collega la struttura dipolare dell'amminoacido al suo stato di aggregazione,
- spiega la struttura degli amminoacidi in ambiente fortemente acido, neutro e fortemente basico,
- conosce le reazioni per l'identificazione degli amminoacidi e delle proteine: reazione del biureto e test alla ninidrina,
- spiega la cromatografia degli amminoacidi,
- scrive la formula generale degli amminoacidi D ed L,
- spiega il punto isoelettrico e valuta il suo valore in base alle proprietà acido-basiche dell'amminoacido;

Proteine

peptide, dipeptide, polipeptide, proteina, legame peptidico, proteine coniugate, denaturazione delle proteine, amminoacidi essenziali.

- scrive lo schema della reazione di formazione del peptide,
- determina, in base alla formula del peptide, gli amminoacidi che lo compongono,
- definisce le proprietà del legame peptidico ovvero ammidico,
- definisce la struttura delle proteine: successione degli amminoacidi, torsione delle catene amminoacidiche e l'inclusione di elementi non proteici nella struttura delle proteine (proteine coniugate),
- comprende l'importanza della struttura della proteina per la sua funzione e conosce le influenze sulla struttura della proteina (denaturazione delle proteine),

Contenuti, concetti**Obiettivi**

-
- comprende l'importanza delle proteine e degli amminoacidi essenziali per l'alimentazione.

4.20 Polimeri

Contenuti, concetti**Obiettivi****Polimerizzazione**

monomero, polimero, polimerizzazione, poliaddizione (polimerizzazione per addizione), policondensazione (polimerizzazione per condensazione)

Il candidato

- distingue e scrive gli schemi delle reazioni di poliaddizione e di policondensazione,
- conosce la differenza nella struttura dei monomeri nelle polimerizzazioni per addizione e per condensazione,
- risale al monomero dalla struttura del polimero;

Polimeri naturali

caucciù, polisaccaridi (amido, cellulosa), proteine (seta, lana, pelle)

- conosce le caratteristiche strutturali fondamentali dei polimeri naturali;

Polimeri sintetici

polimeri di addizione: polietene, polipropene, polistirene, cloruro di polivinile, teflon ... polimeri di condensazione: polietere, poliesteri, poliammidi ...

- conosce i polimeri sintetici di addizione e di condensazione, le loro proprietà e gli usi nella vita quotidiana.

5 ESEMPI DI QUESITI PER L'ESAME SCRITTO

5.1 Quesiti a risposta chiusa

1. In quale coppia i due composti sono isomeri?
- A Propanale e propanone.
 - B Etil etanoato e acido propanoico.
 - C Metanolo e metanale.
 - D Etano e etanolo.

Dom.	Soluzione
1	♦ A

(1 punto)

2. La pioggia acida si forma come conseguenza dell'inquinamento atmosferico. Alcune sostanze presenti nell'aria sono solubili in acqua e provocano la formazione di precipitazioni acide dannose per l'ambiente.
- 2.1. La pioggia acida è conseguenza:
- A dello scioglimento dell'ozono nell'acqua;
 - B dello scioglimento dell'azoto nell'acqua;
 - C dello scioglimento degli ossidi di zolfo nell'acqua;
 - D dello scioglimento di vari ossidi di metalli nell'acqua;
 - E dello scioglimento di vari ossidi di azoto nell'acqua.

Scrivete la combinazione di affermazioni corrette: _____

(4 punto)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
2.1	2	♦ C	Per ogni risposta corretta 2 punti, per ogni risposta errata una detrazione di 2 punti. Non è possibile l'assegnazione di un punteggio complessivo negativo.
	2	♦ E	
Totale	4		

3. Spiegate la forma della molecola del tricloruro di boro completando le seguenti affermazioni:

3.1. I tre doppietti elettronici di legame nella molecola del tricloruro di boro si dispongono nello spazio in modo da essere il _____ distanti possibile. Come conseguenza di ciò, la molecola di tricloruro di boro avrà una forma _____. Gli angoli di legame nella molecola sono di _____, nella molecola ci sono _____ doppietti elettronici di non-legame.

(4 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
3.1	1	♦ più	
	1	♦ triangolare	
	1	♦ 120°	
	1	♦ 9	
Totale	4		

4. In un recipiente dal volume di 500 mL ci sono 2,20 g di ossido di diazoto gassoso alla temperatura di 20 °C.

4.1. Scrivete la formula dell'ossido di diazoto: _____

(1 punto)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
4.1	1	♦ N ₂ O	

5. Le quattro affermazioni sottostanti descrivono il cloro e i suoi composti, ma in ognuna di esse compare un errore (una parola errata). Correggete le affermazioni sostituendo le parole errate con quelle corrette.

5.1. A condizioni ambientali il cloro è un liquido di colore giallo-verde.

5.2. Il cloro si ricava per elettrolisi di una soluzione acquosa di clorito di sodio.

5.3. La soluzione acquosa del cloro si chiama acqua di cloruro.

5.4. Il clorato di idrogeno HCl(g) si forma dalla reazione tra idrogeno e cloro.

Scrivete nella tabella le parole sbagliate e le opportune correzioni.

	Parola sbagliata	Correzione
5.1.		
5.2.		
5.3.		
5.4.		

(4 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
		Parola sbagliata	Correzione
5.1	1	♦ liquido	gas
5.2	1	♦ clorito	cloruro
5.3	1	♦ acqua di cloruro	acqua di cloro
5.4	1	♦ clorato	cloruro
Totale	4		

6. Tre becker contengono rispettivamente una soluzione di acido acetico 0,01 M, una soluzione di acido nitrico (V) 0,01 M e una soluzione di ammoniaca 0,01 M.

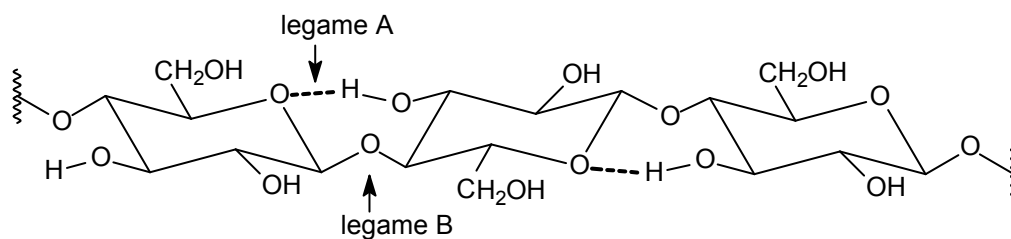
6.1. Ordinate le soluzioni per valore crescente di pH:

_____ < _____ < _____

(2 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
6.1	2	♦ $\text{HNO}_3 < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{NH}_3$	

7. È data la formula di un certo idrato di carbonio.



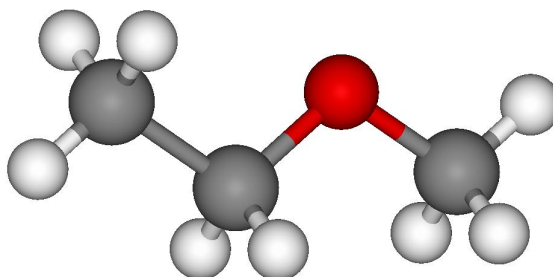
7.1. Definite il tipo o i tipi di legame indicati con le lettere A e B.

Legame A: _____ Legame B: _____

(2 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
7.1	1	♦ Legame A: a idrogeno	
	1	♦ Legame B: glicosidico	
Totale	2		

8. Il modello sottostante rappresenta un composto organico con l'ossigeno.

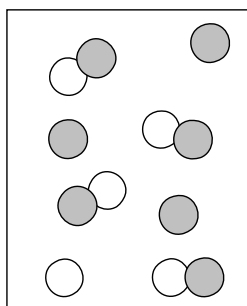


8.1. Scrivete la formula razionale del composto: _____

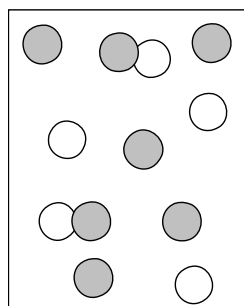
(2 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
8.1	2	♦ CH ₃ CH ₂ OCH ₃	

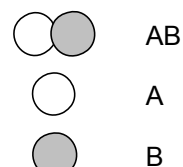
9. Gli schemi sottostanti rappresentano la composizione del miscuglio gassoso di una reazione all'equilibrio, a due temperature diverse.



$T = 325 \text{ K}$
situazione iniziale



$T = 350 \text{ K}$
situazione finale

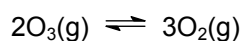


9.1. Scrivete l'equazione della reazione chimica che avviene nel passaggio dalla situazione iniziale a quella finale.

(2 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
9.1	2	♦ $AB \rightleftharpoons A + B$	

10. Nella reazione all'equilibrio, l'ozono si decompone in ossigeno in base all'equazione:



10.1. Scrivete la formula della costante di equilibrio di tale reazione. _____

(2 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
10.1	2	♦ $K_c = [\text{O}_2]^3 / [\text{O}_3]^2$	

11. Scrivete la formula di struttura della molecola del tricloruro di azoto e indicate le coppie di elettroni liberi e quelle di legame. Annotate anche la forma della molecola e definitela come polare o apolare.

11.1.	Formula di struttura	Forma della molecola	Polarità della molecola

(4 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
11.1	2	♦ $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{---}\ddot{\text{N}}\text{---}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$	
	1	♦ forma piramidale	
	1	♦ molecola polare	
Totale	4		

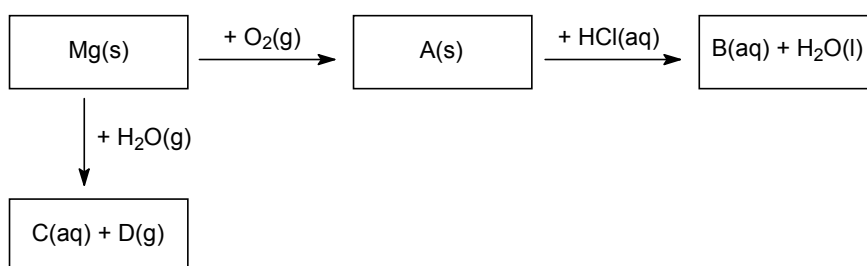
12. Nella reazione chimica tra la soluzione acquosa di acetato di piombo (II) e quella di ioduro di potassio si forma il precipitato giallo di ioduro di piombo (II). Scrivete l'equazione della reazione e indicate gli stati di aggregazione.

12.1. Equazione della reazione: _____

(3 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
12.1	3	♦ $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2(\text{aq}) + 2\text{KI}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{KCH}_3\text{COO}(\text{aq}) + \text{PbI}_2(\text{s})$	Per l'equazione bilanciata correttamente ma senza gli stati di aggregazione 2 punti.

13. Completate lo schema di reazione con le formule delle sostanze.

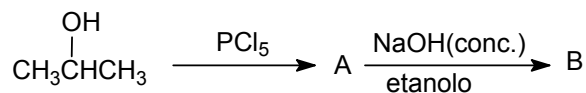


13.1. A(s): _____ B(aq): _____
 C(aq): _____ D(g): _____

(4 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
13.1	1	♦ A(s): MgO	
	1	♦ B(aq): MgCl ₂	
	1	♦ C(aq): Mg(OH) ₂	
	1	♦ D(g): H ₂	
Totale	4		

14. Completate lo schema di reazione dato. Scrivete le formule di struttura o quelle razionali dei composti organici A e B e indicate anche i loro nomi.



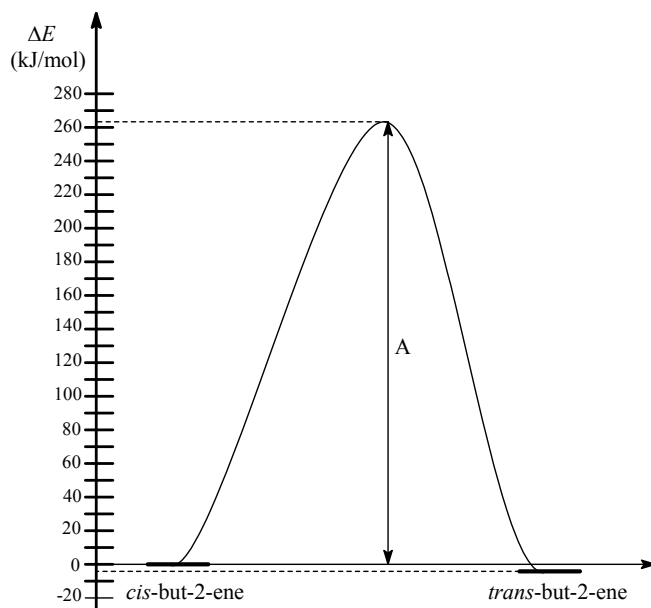
14.1.	Composto A	Composto B
Formula		
Nome		

(6 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
14.1	2	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_3 \end{array}$ ♦ composto A: $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3$	Il nome del composto è valutato solo in presenza della formula del composto corrispondente.
	1	♦ 2-cloropropano	
	2	♦ composto B: $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$	
	1	♦ propene	
Totale	6		

5.2 Quesiti a risposta semiaperta

1. È dato il diagramma energetico della trasformazione del *cis*-but-2-ene in *trans*-but-2-ene.



- 1.1. Definite la trasformazione del *cis*-but-2-ene in *trans*-but-2-ene come reazione endotermica o esotermica e argomentate la vostra risposta.

(3 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
1.1	1	♦ La reazione è esotermica.	
	2	♦ l'energia del prodotto è inferiore rispetto all'energia del reagente, l'entalpia standard di reazione è negativa.	
Totale	3		

2. In laboratorio, spesso si preparano delle soluzioni di soluti solidi.

2.1. Tra le apparecchiature indicate cerchiare le quattro che sono fondamentali per la preparazione, a una data concentrazione molare, di una soluzione acquosa di un soluto solido.

Apparecchiature:

CONDENSATORE BEUTA PIPETTA MATRACCIO BURETTA
 BILANCIA ACQUA DISTILLATA SFERETTE DI VETRO SOLUTO

(4 punti)

2.2. In un matraccio di 250 mL sono stati messi 27,2 g di idrossido di potassio puro ed è stata aggiunta acqua fino alla tacca. Calcolate la concentrazione molare dell'idrossido di potassio nella soluzione ottenuta.

Calcolo:

Risultato:

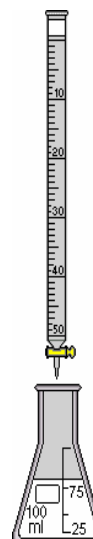
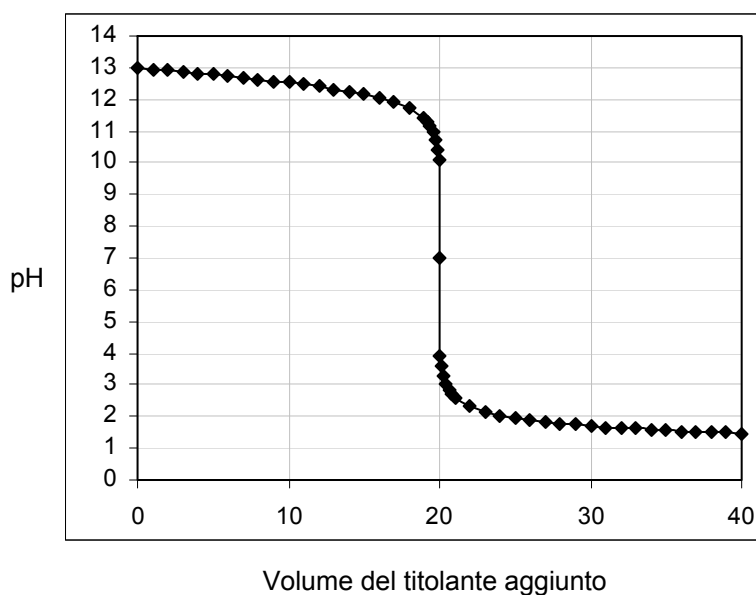
$c(\text{KOH}) =$ _____

(2 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
2.1	1	♦ matraccio	
	1	♦ bilancia	
	1	♦ acqua distillata	
	1	♦ soluto	
Totale	4		
2.2	2	♦ $c(\text{KOH}) = 1,94 \text{ mol/L}$	Per un risultato con il valore numerico corretto ma privo di unità di misura o con un'unità di misura sbagliata, 1 punto.

3. Durante la neutralizzazione, una soluzione acquosa di NaOH 0,10 M reagisce con una soluzione acquosa di HCl 0,10 M. Il diagramma sottostante illustra il rapporto tra la variazione del pH del campione e il volume del titolante aggiunto.

3.1. Sulla linea posta accanto alla buretta scrivete la formula del titolante.



Il titolante è una soluzione 0,10 M:

- 3.2. Spiegate perché, aggiungendo 30 mL di titolante, il pH è di 1,8.

(1 punto)

(3 punti)

Dom.	Punti	Soluzione	Indicazioni aggiuntive
3.1	1	♦ HCl	
3.2	3	♦ Perché abbiamo aggiunto un volume in eccesso di titolante HCl; dopo aver raggiunto la neutralizzazione (punto di equivalenza) a un'ulteriore aggiunta di HCl corrisponde un aumento della concentrazione di ioni H_3O^+ che causa un abbassamento del pH.	La motivazione deve essere scritta con frasi sensate e usando la terminologia chimica tecnica.
Totale	4		

6 ESERCITAZIONI DI LABORATORIO

6.1 Scopo

La chimica è basata sull'approccio empirico, sperimentale e di ricerca, il che contribuisce alla comprensione del funzionamento delle scienze naturali.

Il lavoro sperimentale è il metodo didattico fondamentale per le lezioni di chimica, e si ricollega agli altri metodi di studio e insegnamento attivo. Nella valutazione delle esperienze di laboratorio sono comprese le competenze di tipo procedurale e le altre capacità del candidato, la cui verifica non è possibile in sede di esame scritto.

Nelle singole esperienze di laboratorio, il candidato:

- sa usare diverse fonti per il reperimento dei dati (bibliografia tecnico-divulgativa, Internet, banche dati ...);
- padroneggia le tecniche sperimentali scelte;
- osserva sistematicamente, annota e utilizza osservazioni e misurazioni come fonte di dati;
- utilizza la terminologia chimica fondamentale nella descrizione di fenomeni, processi e leggi;
- comprende e sa collegare concetti in tutti e tre i livelli di rappresentazione macroscopico, submicroscopico e simbolico (alfabetizzazione visuale chimica);
- presenta in modo argomentato l'andamento e i risultati o le osservazioni di un lavoro sperimentale autonomo;
- ha un rapporto responsabile nei confronti dell'uso delle sostanze, dimostra capacità e preparazione a un comportamento impegnato, responsabile e motivato alla tutela della salute e dell'ambiente (sicurezza chimica).

6.2 Elenco

I titoli delle esercitazioni di laboratorio indicate comprendono tutti i contenuti del programma.

L'insegnante sceglie dall'elenco dieci esercitazioni di laboratorio, che sono svolte in conformità con le normative stabilite dal programma di chimica per il ginnasio generale.

1. UTILIZZO DELLE APPARECCHIATURE DI LABORATORIO PER LA SEPARAZIONE DEI MISCUGLI (sublimazione, distillazione p.e. del vino rosso, estrazione p.e. dei coloranti da campioni vegetali, filtrazione, cromatografia dei coloranti p.e dalle foglie di spinaci, cavolo rosso ...)
2. LA STRUTTURA DELL'ATOMO – stato fondamentale e stato eccitato (saggio alla fiamma degli ioni metallici; lampade a scarica nei gas – idrogeno, elio, argo ...)
3. LA STRUTTURA DELL'ATOMO E IL SISTEMA PERIODICO (proprietà degli elementi in relazione alla posizione nel sistema periodico e proprietà dei loro ossidi e dei loro idruri)
4. DETERMINAZIONE DELLA FORMULA DEL COMPOSTO (ad esempio dell'acqua in un cristalloidrato ...)
5. VOLUME MOLARE DI UN GAS (elettrolisi dell'acqua nell'apparecchio di Hoffman)

6. STECHIOMETRIA DI UNA REAZIONE CHIMICA (decomposizione termica del KMnO_4 , determinazione dei coefficienti della reazione chimica con la titolazione della vitamina C ...)
7. REAZIONE CHIMICA ED ENERGIA (la reazione chimica tra il ferro e una soluzione di CuSO_4 ...)
8. FORZE INTERMOLECOLARI (evaporazione del dietil etere, dell'acetone, dell'etanolo con pezzi di ovatta; calore di evaporazione; misurazione della temperatura con il termometro – Vernier)
9. PROPRIETÀ DELLE SOSTANZE SOLIDE (i cristalli: punto di fusione, solubilità in acqua, conducibilità delle soluzioni ...)
10. PREPARAZIONE DI SOLUZIONI (parte di massa, concentrazione in grammo per litro e concentrazione molare, diluizione e concentrazione delle soluzioni, soluzioni sature, misurazione della densità ...)
11. INFLUENZE SULLA VELOCITÀ DI REAZIONE – QUALITATIVO (influenza della concentrazione, della superficie del reagente solido, della temperatura, del catalizzatore, dei biocatalizzatori/enzimi)
12. VELOCITÀ DI REAZIONE – QUANTITATIVO (per esempio: la reazione del $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ con HCl , decomposizione dell' H_2O_2 ...)
13. EQUILIBRIO CHIMICO (influenze sulla posizione dell'equilibrio)
14. ACIDI E BASI NELLE SOLUZIONI ACQUOSE (dipendenza del pH dalla concentrazione e dalla forza; misurazione del pH delle soluzioni presenti in casa; idrolisi/protolisi degli ioni dei sali; indicatori – intervallo del pH, viraggio della colorazione, indicatori naturali ...)
15. TITOLAZIONE DI NEUTRALIZZAZIONE (reazione tra un acido e una base o p.e. determinazione degli acidi nel vino ...; misurazione del pH con gli indicatori o con le interfacce di Vernier per la misurazione del pH)
16. REAZIONI IONICHE (formazione dei precipitati ...)
17. CONDUCIBILITÀ DELLE SOLUZIONI (elettroliti e non elettroliti)
18. REAZIONI REDOX (titolazione redox)
19. SERIE REDOX (metalli, idrogeno, alogeni)
20. CELLA GALVANICA (classica e microcella galvanica ...)
21. ELETTROLISI DELLE SOLUZIONI ACQUOSE (KI , NaNO_3 , H_2SO_4 ...)
22. COMPOSTI DI COORDINAZIONE (composti di cobalto, nichel, rame, argento, forza dei legami con i leganti ...)
23. PROPRIETÀ DEI COMPOSTI INORGANICI TECNOLOGICAMENTE IMPORTANTI (H_2SO_4 , NH_3 , HNO_3 , H_3PO_4 ...)
24. METALLI ALCALINI E ALOGENI
25. IDENTIFICAZIONE DI UN SALE INORGANICO SCONOSCIUTO (p.e. MXO_3 , MX)
26. ANALISI DELL'ACQUA E DEL TERRENO (pH, ioni, ossigeno, durezza dell'acqua ..., valigie di Merck, interfacce di Vernier)
27. INFLUENZA DELLA STRUTTURA SULLA PROPRIETÀ DEI COMPOSTI ORGANICI (idrocarburi alogenati, alcoli, eteri, chetoni ...; solubilità in acqua, punto di fusione, punto di ebollizione)
28. TIPI DI REAZIONI ORGANICHE (esecuzione di sostituzioni, eliminazioni, addizioni, ossidazioni, riduzioni, polimerizzazioni ...)
29. CARBOIDRATI (preparazione e proprietà del metano, dell'etano, dell'etino ...)

30. ALCOOLI (proprietà e reattività)
31. REAZIONI DI IDENTIFICAZIONE DELLE ALDEIDI E DEI CHETONI (reazioni di Tollens e di Fehling per le aldeidi, i chetoni e i carboidrati)
32. LIPIDI (sintesi del sapone dall'olio vegetale, dai grassi ...)
33. AMMINOACIDI (reazioni di identificazione, cromatografia degli amminoacidi ...)
34. PROTEINE (denaturazione, determinazione qualitativa tramite la reazione del biureto)
35. SINTESI DI UN COMPOSTO ORGANICO (aspirina, paracetamolo, metilarancio ...; sintesi degli esteri come aromi ...)
36. DETERMINAZIONE QUALITATIVA DI UN COMPOSTO ORGANICO (distinzione tra alcoli, fenoli, glucosio, fruttosio, saccarosio, amido, acido organico, estere, amminoacido e proteina)
37. DISTINZIONE QUALITATIVA DEGLI ALIMENTI (contenuto di riducenti, coloranti, amido e proteine)

6.3 Raccomandazioni per la stesura delle relazioni

Dopo aver eseguito le esercitazioni di laboratorio, il candidato consegna la relazione con i seguenti elementi consigliati:

- titolo dell'esercitazione,
- obiettivo dell'esercitazione di laboratorio,
- elenco delle apparecchiature, vetreria di laboratorio e sostanze chimiche,
- descrizione del lavoro di laboratorio e delle misure di sicurezza,
- misurazioni e/o osservazioni,
- calcoli,
- spiegazione dei risultati,
- conclusione e commento.

7 CANDIDATI CON NECESSITÀ PARTICOLARI

La Legge sull'esame di maturità e gli atti inerenti a tale legge dichiarano che tutti i candidati sostengono l'esame di maturità alle stesse condizioni. Per i candidati diversamente abili e con necessità particolari, inseriti nei programmi d'istruzione in base ad apposita delibera di orientamento, e per altri candidati in casi giustificati (infortunio, malattia), le modalità di svolgimento dell'esame vengono adattate a seconda delle specifiche esigenze. Allo stesso modo vengono adattate le modalità di valutazione delle competenze.⁴

Sono possibili i seguenti adattamenti:

1. lo svolgimento dell'esame in due parti, in due sessioni di seguito;
2. il prolungamento dei tempi delle prove d'esame (come pure quello degli intervalli che possono essere più frequenti e più brevi);
3. la presentazione della prova in una forma particolare (come per esempio in scrittura braille, oppure con caratteri ingranditi, o su dischetto ...);
4. l'allestimento di un apposito locale per lo svolgimento dell'esame;
5. l'adattamento del piano di lavoro (per esempio migliorandone la luminosità, consentendone l'elevazione ...);
6. l'uso di mezzi particolari (la macchina per la scrittura braille, particolari strumenti di scrittura, fogli - lucidi per particolari grafie);
7. lo svolgimento dell'esame con l'aiuto di un assistente (per esempio per la lettura o per la scrittura, per l'interpretazione del linguaggio dei segni, per i non vedenti);
8. l'uso del computer per la lettura e/o per scrivere;
9. la modifica dell'esame orale e della prova di ascolto (per esempio con l'esonero, con la lettura labiale, con la traduzione nel linguaggio gestuale);
10. l'adattamento delle modalità di valutazione (per esempio gli errori che sono conseguenza dell'handicap del candidato non si valutano; nella valutazione i valutatori esterni collaborano con gli esperti chiamati a comunicare con i candidati con necessità particolari).

⁴ Le indicazioni sono valide per tutte le materie dell'esame di maturità generale e vanno prese in considerazione con i dovuti adattamenti per le singole materie d'esame.

8 BIBLIOGRAFIA

I testi e i materiali didattici approvati dal Consiglio degli Esperti della Repubblica di Slovenia per l'istruzione generale sono elencati nel Catalogo dei libri di testo per la scuola media pubblicato sul sito internet dell'Istituto dell'educazione della Repubblica di Slovenia all'indirizzo www.zrssi.si.