Catalogo d'esame per la maturità di stato
Anno scolastico 2011/2012

CHIMICA

KEMIJA 2012 tal.indd 1 10.3.2012 11:35:18

Commissione di esperti incaricata della preparazione dell'esame di chimica

prof. dr. sc. Bruno Zelić, Facoltà di ingegneria chimica e tecnologia dell'Università di Zagabria
Inka Nevistić, prof. consulente, VII Ginnasio, Zagabria
Višnja Vlahek Sokač, prof. consulente, Istituto della sanità, Zagabria
Daisy Žgaljić, prof. consulente, I liceo croato a Fiume, Fiume
Žana Matić, prof. mentore, III liceo, Spalato

KEMIJA 2012 tal.indd 2 10.3.2012 11:35:18

Indice

Introduzione 5
1. Argomenti d'esame 5
2. Finalità didattiche 6
1. Le sostanze, gli stati di aggregazione e loro caratteristiche fisiche, soluzioni e solubilità delle sostanze 6
2. Struttura atomica, legami chimici, struttura molecolare e sistema periodico degli elementi 7
3. Simbologia chimica, stechiometria e relativi problemi 8
4. Tipi di reazioni chimiche, equazioni delle reazioni chimiche inorganiche ed organiche, resa delle reazioni chimiche 9
5. Velocità delle reazioni chimiche ed equilibrio 9
6. Acidi, basi, Sali e la Teoria acido-base di Brønsted-Lowry 10
7. Elettrochimica 10
3. Struttura dell'esame 11
4. Modalità dell'esame 11
4.1. Durata dell'esame 11
4.2. Aspetto dell'esame e modalità di soluzione 11
4.3. Occorrente 12
5. Valutazione 13
5.1. Valutazione della prima parte dell'esame 13
5.2. Valutazione della seconda parte dell'esame 13
6. Esempi pratici con indicazioni dettagliate 13
6.1. Esempio di quesito a scelta multipla 13
6.2. Esempi di quesiti di tipo aperto 14
7. Preparazione all'esame 16

Introduzione

La chimica nella maturità di stato è una materia opzionale.

Il catalogo del sapere per la maturità di stato di chimica è il documento fondamentale dell'esame mediante il quale si definiscono chiaramente i contenuti e la metodica dell'esame durante la maturità stessa di chimica, per l'anno scolastico 2011/2012.

Il catologo del sapere contiene tutte le informazioni necessarie e le spiegazioni dettagliate inerenti la forma ed il contenuto dell'esame. Con il catalogo si definisce chiaramente che cosa si richiede dalla persona che affronta l'esame. Il catalogo del sapere è conforme al piano e programma[1] quadriennale approvato, di chimica per i licei.

Il catalogo del sapere contiene i seguenti capitoli:

1. Argomenti d'esame
2. Finalità didattiche
3. Struttura dell'esame
4. Modalità dell'esame
5. Valutazione
6. Esempi di quesiti con indicazione dettagliate
7. Preparazione dell'esame

Nei primi due capitoli il lettore può trovare la risposta alla domanda *che cosa si verifica.*

Nel primo capitolo sono riportati gli argomenti di verifica, cioè il sapere e le capacità fondamentali che vengono richiesti in questo esame di chimica.

Nel secondo capitolo, attraverso descrizioni concrete di ciò che il candidato deve sapere, capire e poter svolgere, vengono spiegate le modalità con le quali viene verificato il sapere richiesto.

Il terzo, quarto e quinto capitolo rispondono alla domanda *in che modo avviene la verifica,* e contengono la spiegazione della struttura e la forma dell'esame, i tipi di esercizi, la modalità di attuazione e di valutazione dei singoli esercizi e delle unità d'esame.

Nel sesto capitolo si trovano degli esempi di esercizi con la spiegazione dettagliata.

Il settimo capitolo risponde alla domanda *come prepararsi per l'esame.*

Accanto al Catalogo del sapere per l'esame di stato di chimica, è stato pubblicato pure un esempio di verifica tipo, la chiave delle risposte e la modalità di valutazione.

1. Argomenti d'esame

L'esame di chimica permette di verificare il livello attuato del sapere acquisito nella chimica fisica, inorganica ed organica, nonché le competenze del candidato in questi campi:

1. Le sostanze, gli stati di aggregazione e loro caratteristiche fisiche, soluzioni e solubilità delle sostanze
2. Struttura dell'atomo, legami chimici, struttura delle molecole e sistema periodico degli elementi
3. Simbologia chimica, stechiometria e relativi problemi
4. Tipi di reazioni chimiche, equazioni delle reazioni chimiche inorganiche ed organiche, resa delle reazioni chimiche
5. Velocità delle reazioni chimiche ed equilibrio
6. Acidi, basi, sali e la Teoria acido-base di Brønsted-Lowry
7. Elettrochimica.

[1] Glasnik Ministarstva kulture i prosvjete, Posebno izdanje broj 2, Školske novine, Zagabria, 1. kolovoza 1995.

2. Finalità didattiche

In questo capitolo vengono determinate le finalità didattiche per ogni argomento di verifica, nella fattispecie le descrizioni concrete di quello che il candidato deve sapere, capire o poter eseguire, in modo tale da raggiungere un esito positivo all'esame. Gli esiti didattici sono suddivisi in sette unità d'esame, dove molti contenuti didattici di chimica inorganica, chimica organica e biochimica sono trattati nelle finalità didattiche relativi alla struttura molecolare e le reazioni chimiche.

1. Le sostanze, gli stati di aggregazione e loro caratteristiche fisiche, soluzioni e solubilità delle sostanze

1.1. conoscere l'applicazione chimica delle sostanze nella quotidianità e l'uso di reagenti chimici più comuni in laboratorio

1.2. valutare la pericolosità e prevvedere le misure di sicurezza necessarie durante la manipolazione dei reagenti chimici (soprattutto con le sostanze di uso comune)

1.3. elencare e descrivere le caratteristiche fisiche fondamentali di campioni di sostanza (stato di aggregazione, durezza, megnetismo, punto di ebollizione, punto di solidificazione, densità, attività ottica)

1.4. descrivere le proprietà fisiche delle sostanze ioniche e spiegare le proprietà elettrochimiche di queste sostanze allo stato fuso e delle loro soluzioni

1.5. analizzare le proprietà fisico-chimiche delle sostanze e suddividerle in sostanze elementari, composti chimici, miscugli omogenei ed eterogenei, oppure determinare il tipo di sostanza trattata

1.6. descrivere i processi fisici fondamentali di separazione delle sostanze dai miscugli (precipitazione, precristalizzazione, sedimentazione, decantazione, filtrazione, distillazione, sublimazione, estrazione, cromatografia)

1.7. proporre il procedimento di separazione di un miscuglio di sostanze in base alla conoscenza della sua composizione chimica

1.8. spiegare il concetto di scioglimento delle sostanze e l'influenza della temperatura sulla solubilità delle sostanze

1.9. spiegare i processi che avvengono durante lo scioglimento delle sostanze al livello atomico e molecolare

1.10. analizzare le proprietà fisiche delle soluzioni e distinguere le soluzioni insature, le sature e le sovrasature

1.11. confrontare la solubilità di sostanze differenti in base alla descrizione dei cambiamenti osservati durante un esperimento, e prevedere gli esiti degli esperimenti inerenti la solubilità delle sostanze

1.12. distinguere i tipi di sistemi disperdenti e spiegare le cause che portano a particolari proprietà fisiche nei sistemi colloidali

1.13. spiegare le proprietà colligative ed elencare gli esempi (cambiamento della pressione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico, pressione osmotica)

1.14. descrivere i principali tipi di strutture cristalline formate da atomi dello stesso tipo, ed i principali tipi di strutture costituite da composti binari, nonché distinguere le loro celle elementari

2. Struttura atomica, legami chimici, struttura molecolare e sistema periodico degli elementi

2.1. descrivere la struttura atomica e le relazioni tra specie atomiche e molecolari neutre o elettricamente cariche (per esempio, desrivere le relazioni tra H, H^-, H^+ o O_2 e O_2^{2-})

2.2. spiegare i seguenti concetti: numero atomico (di protoni), di neutroni, numero di massa, ed utilizzare i loro relativi simboli

2.3. spiegare il significato di nuclide, isotopo, isobaro ed elemento chimico

2.4. spiegare la relazione tra struttura elettronica dell'atomo e gli spettri di assorbimento o emissione delle sostanze elementari

2.5. spiegare il rapporto tra la struttura elettronica e le dimensioni delle specie atomiche (per esempio, il rapporto tra le dimensioni di un atomo neutro e lo ione atomico)

2.6. spiegare e confrontare i differenti raggi atomici (raggio atomico, ionico, covalente e di van der Waals)

2.7. collegare la posizione dell'elemento chimico nel Sistema periodico degli elementi con la configurazione elettronica dell'atomo, ed in base a questo prevedere le proprietà chimiche e fisiche della sostanza elementare

2.8. rappresentare la configurazione elettronica di atomi e ioni degli elementi chimici dei primi quattro periodi del Sistema periodico degli elementi, oppure, in base alla configurazione elettronica rappresentata, riconoscere il tipo di atomo o ione

2.9. spiegare il concetto di specie isoelettroniche, elencare degli esempi e confrontare le loro dimensioni

2.10. spiegare i seguenti concetti: energia di prima ionizzazione, affinità elettronica ed elettronegatività, e spiegare la loro periodicità

2.11. distinguere i tre tipi principali di legame chimico (ionico, covalente e metallico) e spiegare le loro proprietà

2.12. spiegare il significato di legame covalente singolo, doppio e triplo

2.13. spiegare l'influenza della temperatura sui legami chimici e le interazioni molecolari

2.14. valutare il tipo di legame chimico in base alla differenza di elettronegatività tra gli atomi legati

2.15. spiegare il significato degli elementi della notazione di Lewis (puntini, linee, lettere) e rappresentare la notazione di Lewis delle specie atomiche, oppure disegnare le formule di struttura, mediante Lewis, di molecole e ioni inorganici o organici.

2.16. riconoscere e spiegare i casi quando la regola dell'ottetto non viene rispettata

2.17. analizzare le formule di struttura secondo Lewis di molecole diverse ed evidenziare, in esse, le somiglianze e differenze

2.18. in base alle formule di struttura secondo Lewis o del diagramma strutturale della molecola, scrivere la formula molecolare delle sostanze

2.19. prevedere la geometria strutturale della molecola (VSEPR) e descriverla come lineare, piana, piramidala, bipiramidala, tetraedica, ottaedrica, ciclica o lineare

2.20. spiegare i concetti e riportare degli esempi di isomeri strutturali, stereoisomeri, isomeri geometrici, isomeri ottici, diastereoisomeri ed enantiomeri

2.21. spiegare il concetto e riportare un esempio dell'atomo di carbonio asimmetrico e sostituito, nonché spiegare il concetto di configurazione assoluta e le regole per la determinazione e rappresentazione (sistema CIP)

2.22. analizzare la struttura molecolare e prevedere il tipo di interazioni dominanti e le principali proprietà fisiche delle sostanze

2.23. analizzare le formule strutturali o chimiche e riconoscere gli esempi di molecole che possono attrarsi mediante i legami ad idrogeno (O–H···O, O–H···N, N–H···O i N–H···N)

2.24. elencare, spiegare e descrivere le principali caratteristiche delle molecole di idrocarburi, alcol, aldeidi, chetoni, eteri, acidi carbossilici e loro derivati, e le ammine

2.25. rappresentare schematicamente e spiegare le proprietà del legame peptidico

2.26. rappresentare schematicamente le strutture delle principali molecole biologiche (zuccheri, lipidi, amminoacidi, proteine, acidi nucleici)

3. Simbologia chimica, stechiometria e relativi problemi

3.1. in base al nome chimico della sostanza ricavare la sua formula chimica e viceversa

3.2. distinguere le formule chimiche dei composti ionici e covalenti

3.3. esprimere la composizione dei miscugli di sostanze (rapporti, frazioni, concentrazioni, molalità) ed attraverso un'espressione chimica del miscuglio passare ad un'altra (per esempio, trasformare la concentrazione in massa in concentrazione molare)

3.4. esprimere quantitativamente la composizione degli elementi di un composto chimico sulla base della sua formula chimica, e determinare la formula chimica del composto attraverso i risultati dell'analisi chimica

3.5. spiegare i seguenti concetti: massa atomica relativa e massa molecolare relativa, quantità numerica, quantità di sostanza, mole, costante di Avogadro, massa molare, e saperli calcolare in base ai dati ricevuti

3.6. calcolare la mole, la massa ed il volume di una sostanza necessari alla reazione chimica, oppure calcolare la mole, la massa ed il volume che si formeranno dalla reazione

3.7. spiegare e calcolare il numero di atomi o di unità formula del composto che appartiene ad un determinato tipo di cella elementare

3.8. spiegare i rapporti tra le unità di misura, usarle correttamente nei calcoli e trasformarle le une nelle altre

3.9. estrapolare i dati dal grafico, oppure, in base ai dati ricevuti disegnare la relativa rappresentazione grafica

3.10. applicare, collegare e combinare le espressioni matematiche necessarie nonchè risolvere e calcolare i problemi stechiometrici. Questo esito didattico suppone diverse tipologie di esercizi che vengono spiegati mediante i seguenti esempi:

3.10.1. calcolare la densità, il volume oppure la massa del campione di una data sostanza, in base a dati predefiniti

3.10.2.calcolare la densità macroscopica o microscopica in base ai dati geometrici delle celle elementari, il numero e la massa degli atomi

3.10.3. applicare il principio di diluizione delle soluzioni (preparare una soluzione a

concentrazione nota)

3.10.4. in base alle proprietà colligative calcolare la massa molare delle sostanze

3.10.5. calcolare l'abbassamento crioscopico dato dallo scioglimento di una quantità nota di sostanza nella soluzione preparata

3.10.6. collegare l'equazione di stato dei gas ideali e l'espressione della carica elettrica e calcolare il volume del gas che si forma sull'elettrodo durante l'elettrolisi

3.10.7. applicare la legge di Faraday dell'elettrolisi

3.10.8. calcolare il valore di pH e pOH dei liquidi in base alle concentrazioni note di ioni ossonio e idrossido

3.10.9. scrivere l'espressione per la costante di equilibrio e calcolare la concentrazione dei reagenti e prodotti della reazione

4. Tipi di reazioni chimiche, equazioni delle reazioni chimiche inorganiche ed organiche, resa delle reazioni chimiche

4.1. spiegare la reazione chimica a livello atomico (molecolare) e spiegare il significato qualitativo e quantitativo dell'equazione della reazione chimica

4.2. analizzare la descrizione della reazione chimica e in base ad esso scrivere l'esatta equazione della reazione chimica, nonché indicare correttamente gli stati di aggregazione dei reagenti e prodotti

4.3. spiegare i seguenti concetti: reagente limitante, reagente in eccesso e resa della reazione chimica

4.4. spiegare i seguenti concetti: sintesi chimica, analisi chimica, pirolisi (inteso come decomposizione termochimica in assenza di aria), ossidazione (intesa come decomposizione chimica in presenza di aria), fotolisi, elettrolisi, addizione, sostituzione, eliminazione

4.5. prevedere i prodotti delle reazioni organiche ed inorganiche

4.6. disitnguere i tipi di reazioni chimiche (soprattutto l'addizione, la sostituzione e l'eliminazione)

4.7. elencare e scrivere le reazioni tipiche e di sintesi degli idrocarburi, alcol, aldeidi, chetoni, acidi carbossilici e ammine

4.8. elencare, riconoscere ed applicare le reazioni organiche di sintesi con i rispettivi reagenti

4.9. elencare le tipiche prove analitiche e scrivere le equazioni delle reazioni chimiche corrispondenti. Per spiegare questo esito didattico vengono riportati di seguito alcuni esempi: sedimentazione degli alogenuri metallici in soluzione, sedimentazione dei carbonati o solfati dei metalli alcalino-terrosi, identificazione delle sostanze mediante il saggio alla fiamma, reazioni tipiche su legami doppi e tripli, specifiche reazioni di molecole organiche come aldeidi, zuccheri, amminoacidi o proteine...

4.10. spiegare le cause delle variazioni energetiche che avvengono durante il cambiamento degli stati di aggregazione o durante le reazioni chimiche

4.11. distinguere i concetti di trasformazione esotermica ed endotermica

4.12. rappresentare mediante il diagramma i risultati ottenuti da una prova di termochimica

4.13. calcolare l'entalpia di reazione

5. Velocità delle reazioni chimiche ed equilibrio

5.1. spiegare il concetto di velocità delle reazioni chimiche e l'influenza di diversi fattori sulla velocità delle reazioni (concentrazione dei reagenti, temperatura, catalizzatori, dimensione della

superficie di contatto delle reazioni chimiche eterogenee)

5.2. spiegare e distinguere i seguenti concetti: catalisi, catalizzatori ed inibitori

5.3. spiegare il concetto di enzima e il ruolo delle funzioni enzimatiche nei sistemi viventi

5.4. elaborare graficamente i risultati ottenuti dalla velocità delle reazioni chimiche

5.5. spiegare il concetto di equilibrio nei sistemi chimici

5.6. scrivere l'espressione per la costante di equilibrio di una reazione chimica

5.7. collegare il valore della costante di equilibrio con le concentrazioni all'equilibrio, oppure con le pressioni all'equilibrio, dei reagenti e dei prodotti di una reazione chimica

5.8. spiegare, nonché, in base ai dati predefiniti, calcolare il grado di reazione e quello di dissociazione

5.9. spiegare il principio di Le Chatelier e l'influenza di diversi fattori sull'equilibrio di una reazione chimica (ΔT, Δp, ΔcR, ΔcP)

5.10. collegare il grafico di dipendenza della concentrazione della sostanza dal tempo con l'equazione della reazione chimica, e determinare in base ad esso quale sostanza è il reagente limitante

5.11. spiegare il concetto di prodotto ionico dell'acqua

5.12. spiegare il concetto di pH

6. Acidi, basi, Sali e la Teoria acido-base di Brønsted-Lowry

6.1. distinguere i seguenti concetti: acido, idrossido e base (secondo la Teoria di Arrhenius)

6.2. prevedere l'esito di reazioni chimiche acido-base semplici

6.3. definire il concetto di acido e base secondo la Teoria di Brønsted-Lowry e mediante un esempio concreto determinare, quale specie è l'acido e quale la base secondo Brønsted-Lowry

6.4. spiegare il concetto di reazione di neutralizzazione (secondo la Teoria di Brønsted-Lowry sugli acidi e basi)

6.5. spiegare la relazione tra l'acido di Brønsted-Lowry e la sua base coniugata, nonché, determinare l'acido o la base coniugata della specie chimica data

6.6. spiegare il concetto di indicatore acido-base

6.7. in base al cambiamento di colore dei diversi tipi di indicatori stimare l'acidità della soluzione acquosa

6.8. prevedere il valore di pH delle soluzioni acquose di sostanze diverse

6.9. spiegare il concetto di anfotero ed interpretarlo mediante la Teoria di Brønsted-Lowry

7. Elettrochimica

7.1. spiegare il concetto di numero di ossidazione e determinarlo in esercizi proposti

7.2. collegare i concetti di ossidazione e riduzione con il cambiamento del numero di ossidazione

7.3. prevedere il cambiamento del numero di ossidazione che avviene durante una reazione chimica

7.4. spiegare i concetti di agente ossidante e riducente e determinarli in un esempio di reazione chimica proposta

7.5. spiegare e distinguere le celle galvaniche ed elettrolitiche

7.6. descrivere la composizione di alcune celle galvaniche tipiche

7.7. prevedere le reazioni chimiche che avverranno agli elettrodi di una cella galvanica

7.8. scrivere lo schema della cella galvanica o elettrolitica

7.9. analizzare i potenziali di riduzione standard della semicella e in base a questi prevedere le differenze di potenziale delle possibili celle galvaniche o elettrolitiche

7.10. prevedere gli esiti possibili delle trasformazioni che avvengono agli elettrodi durante l'elettrolisi di composti fusi o soluzioni acquose di composti

7.11. spiegare il processo della corrosione e proporre dei metodi per prevenirla (metodi e prodotti protettivi)

3. Struttura dell'esame

Le percentuali dei campi di verifica sono rappresentati nella tabella 1.

Tabella 1. Percentuali dei campi di verifica

CAMPO DI VERIFICA	PERCENTUALE
1. Le sostanze, gli stati di aggregazione e loro caratteristiche fisiche, soluzioni e solubilità delle sostanze	15 %
2. Struttura dell'atomo, legami chimici, struttura delle molecole e sistema periodico degli elementi	15 %
3. Simbologia chimica, stechiometria e relativi problemi	20 %
4. Tipi di reazioni chimiche, equazioni delle reazioni chimiche inorganiche ed organiche, resa delle reazioni chimiche	20 %
5. Velocità delle reazioni chimiche ed equilibrio	10 %
6. Acidi, basi, Sali e la Teoria acido-base di Brønsted-Lowry	10 %
7. Elettrochimica	10 %

L'esame di chimica consta di due parti.

La prima parte è composta da quesiti a scelta multipla.

La struttura della prima parte dell'esame è indicata nella tabella 2.

Tabella 2. Struttura della prima parte dell'esame

TIPI DI QUESITI	NUMERO DI QUESITI	PUNTEGGIO
Quesiti a scelta multipla	40	40

La seconda parte dell'esame consta di quesiti di tipo aperto.

I quesiti di tipo aperto possono essere di completamento, a risposta breve e quesiti a risposta argomentata.

La struttura della seconda parte dell'esame è indicata nella tabella 3.

Tabella 3. Struttura della seconda parte dell'esame

TIPI DI QUESITI	NUMERO DI QUESITI	PUNTEGGIO
Quesiti di tipo aperto	12	60

4. Modalità dell'esame

4.1. Durata dell'esame

L'esame di chimica si svolge in forma scritta e dura **180 minuti** senza interruzione.

La data dello svolgimento verrà pubblicata nella *Guida alla maturità di stato* nonché sulle pagine internet del *Centro nazionale per la valutazione esterna delle competenze formative* (www.ncvvo.hr).

4.2. Aspetto dell'esame e modalità di soluzione

I candidati ricevono una busta nella quale ci sono *due libretti d'esame, un libretto con il Sistema periodico degli elementi e la lista delle costanti naturali necessarie, ed il foglio per le risposte*.

Ai candidati si richiede che leggano attentamente le indicazioni fornite prima dello svolgimento dell'esame.

Inoltre, accanto ad ogni tipologia di quesiti viene allegata l'indicazione per lo svolgimento. Perciò è molto importante leggere queste indicazioni perchè in esse viene indicato anche il modo corretto di contrassegnare la risposta esatta.

I candidati sono tenuti a risolvere i quesiti di tipo chiuso (a risposta multipla) ontrassegnando la lettera davanti alla risposta esatta, tra quelle proposte. Le lettere delle risposte esatte si contrassegnano con una X. In quanto il candidato segna due risposte per lo stesso quesito, questo verrà valutato con 0 punti anche se tra le risposte c'è quella esatta.

I candidati risolvono i quesiti di tipo aperto (a risposta argomentata) riportando la risposta corretta (procedimento, schema o diagramma se viene richiesto dall'esercizio) sull'apposito spazio predisposto nelle indicazioni per lo svolgimento.

4.3. Occorrente

Durante l'esame di chimica è permesso l'uso della calcolatrice e del Sistema periodico degli elementi. Il libretto con il Sistema periodico degli elementi, necessario allo svolgimento dell'esame, è parte inetgrante del materiale[2] d'esame. Ai candidati non è permesso portare né usare nessun altro Sistema periodico degli elementi. Nell'esame può anche essere richiesto al candidato di disegnare un diagramma e quindi è permesso l'uso dell'occorrente per il disegno.

Per lo svolgimento dell'esame i candidati devono usare penne a sfera blu o nere.

All'esame è permesso usare la calcolatrice tascabile del tipo *Scientific* che deve avere le seguenti opzioni:

- funzione esponenziale (tasto 10^x)
- funzione logaritmica (tasto *log x*)
- funzione trigonometrica (tasti *sin*, *cos*, *tan*).

La calcolatrice tascabile **non deve avere** le seguenti opzioni:

- possibilità di collegamento wireles
- uso della scheda di memoria
- calcolo simbolico (ad es. il nome *CAS*)
- soluzioni grafiche (ad es. il nome *Graphic* o ha il tasto *GRAPH*)
- derivate e integrali.

Nella *Lista delle calcolatrici tascabili* sarà riportata la tipologia (il nome e il codice) della calcolatrice usata dall'allievo all'esame.

[2] vedi il capitolo *Esempio di esame e modalità di soluzione*

5. Valutazione

Il numero totale di punti è **100**.

5.1. Valutazione della prima parte dell'esame

La prima parte dell'esame consta di 40 quesiti a scelta multipla.

Ogni risposta esatta dei quesiti a scelta multipla porta un punto. Risolvendo correttamente tutta la prima parte dell'esame il candidato può realizzare al massimo 40 punti.

5.2. Valutazione della seconda parte dell'esame

La seconda parte dell'esame consta di 12 quesiti di tipo aperto.

Di questi 8 sono quesiti a risposta breve o lunga e ogni risposta esatta a questo tipo di quesito porta 6 punti.

I rimanenti 4 quesiti, possono essere quesiti di completamento, di collegamento e sistemazione e di ordinamento e ogni risposta esatta a questo tipo di quesito porta 3 punti.

Per ogni quesito di tipo aperto è stata elaborata una griglia valutativa in modo da assegnare, ad ogni parte del quesito, un punto.

Risolvendo correttamente i quesiti a risposta breve il candidato può realizzare al massimo 60 punti.

6. Esempi pratici con indicazioni dettagliate

In questo capitolo si trovano degli esempi pratici di quesiti. Accanto ad ogni tipo di quesito viene proposta la descrizione dello stesso, la finalità didattica richiesta dal quesito, la risposta corretta nonché la modalità di valutazione.

6.1. Esempio di quesito a scelta multipla

Il quesito a scelta multipla è composto dalle **indicazioni** (nelle quali viene descritto il modo di risoluzione del quesito e le caratteristiche comuni a tutti gli esercizi simili), dalle **basi** (nelle quali viene impostato il quesito) e da **quattro risposte proposte**, delle quali solo una è corretta.

Nel seguente quesito solo una risposta è corretta. Accanto al numero del quesito sul foglio delle risposte, dovete contrassegnare con una X solamente una delle quattro risposte proposte.

In quale delle seguenti molecole il legame chimico è più forte?

A. H_2

B. O_2

C. N_2

D. Cl_2

RISPOSTA CORRETTA: C

CAMPO DI VERIFICA: 2

ESITO FORMATIVO: distinguere i tre tipi fondamentali di legame chimico (legame ionico, covalente e metallico) e spiegare le loro proprietà.

PUNTEGGIO:

1 punto – risposta corretta

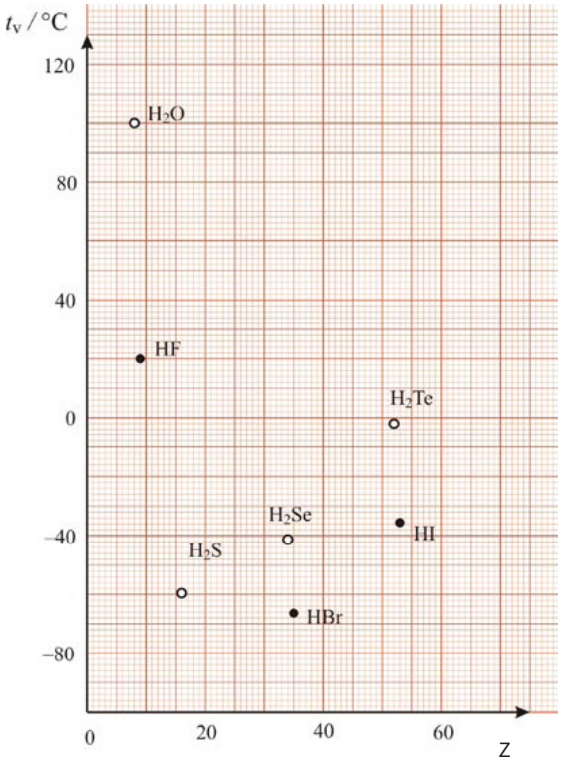
0 punti – risposta erratta, mancante o nel caso vengano segnate più risposte

6.2. Esempi di quesiti di tipo aperto

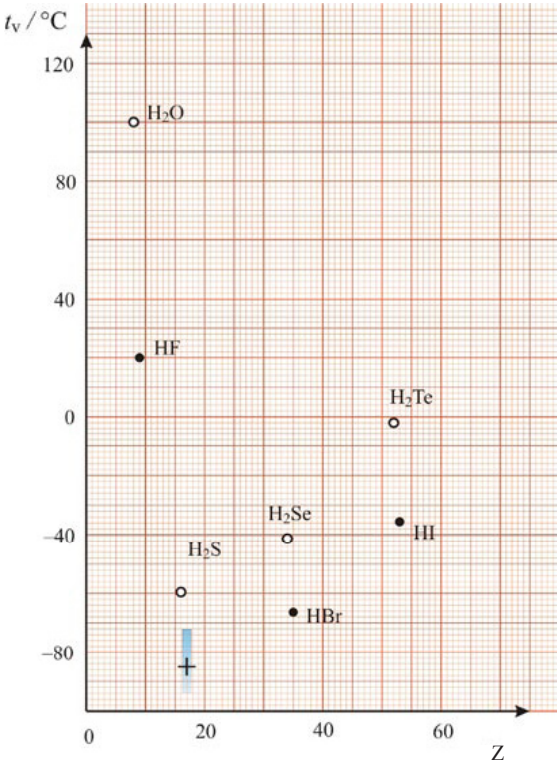
I quesiti di tipo aperto nella seconda parte dell'esame, possono essere quesiti di completamento, quesiti a risposta breve e quesiti a risposta argomentata.

Esempio di quesito di completamento

In base al diagramma di ebollizione per alcuni composti dei non-metalli con l'idrogeno, stimare il punto di ebollizione del cloruro d'idrogeno, e riportarlo nel diagramma. Sull'ascissa sono indicati i numeri atomici dei non-metalli.



RISPOSTA CORRETTA: Al candidato è richiesto di riportare la sua soluzione nell'apposito spazio del diagramma evidenziato con il colore blu (–85 ± 10) °C.



CAMPO DI VERIFICA: 2

ESITO FORMATIVO: analizzare la struttura delle molecole e prevedere le interazioni intermolecolari dominanti, nonché le proprietà fisiche e chimiche fondamentali delle sostanze

PUNTEGGIO: 1 punto per la risposta corretta

Esempio di quesito a risposta breve

Il quesito a risposta breve è composto dalle **indicazioni** (nelle quali viene descritto il modo di risoluzione del quesito e le caratteristiche comuni a tutti gli esercizi simili), e dalle **basi** (per lo più domande) dove si spiega che cosa deve rispondere il candidato.

Al quesito seguente rispondi con una frase semplice. Riportate la vostra risposta nell'apposito spazio del libretto d'esame.

Le proprietà macroscopiche delle sostanze dipendono dalla loro struttura interna, cioè dalle interazioni tra le loro unità costituenti.

1.1. Indica un metodo per riconoscere che le molecole di una sostanza sono legate da attrazioni intermolecolari a idrogeno.

1.2. Elenca quali proprietà delle molecole (quali fattori) influenzano maggiormente la potenza delle forze di van de Waals.

RISPOSTE CORRETTE:

1.1. alto punto di ebollizione in rapporto alle sostanze costituite da molecole di dimensioni simili

1.2. numero di elettroni (densità elettronica) nella molecola (ma non la massa), l'allungamento (forma) della molecola

CAMPO DI VERIFICA: 2

ESITO FORMATIVO: analizzare la struttura molecolare e prevedere le interazioni intermolecolari dominanti, nonché le proprietà fisiche e chimiche fondamentali delle sostanze

PUNTEGGIO: 1 punto per l'alto punto di ebollizione, 1 punto per il numero di elettroni e 1 punto per la forma delle molecole: in totale 3 punti

Questi concetti chiave devono essere riconoscibili nella risposta e usati nel contesto appropriato

Esempio di quesito a risposta lunga

Anche il quesito a risposta lunga è costituito dalle **indicazioni** (nelle quali viene descritto il modo di risoluzione del quesito e le caratteristiche comuni a tutti gli esercizi simili), e dalle **basi** (per lo più domande) dove si spiega che cosa deve rispondere il candidato. Nei quesiti a risposta lunga al candidato può essere richiesto che riporti anche lo svolgimento di risoluzione.

Risolvi il seguente quesito e riporta lo svolgimento di risoluzione.

Riporta lo svolgimento e la risposta negli appositi spazi del libretto d'esame.

4.1. Il solfato di bario è un corpo di fondo poco solubile. Scrivi l'equazione della reazione di formazione del solfato di bario partendo dalla reazione delle soluzioni acquose di solfato di sodio e cloruro di bario. È obbligatorio riportare anche gli stati di aggregazione dei reagenti e dei prodotti.

RISPOSTA CORRETTA:

$Na_2SO_4(aq) + BaCl_2(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ NaCl(aq)$

PUNTEGGIO:

1 punto per l'esatto bilanciamento e la corretta espressione dell'equazione chimica

1 punto per l'ndicazione corretta degli stati di aggregazione (tutti devono essere corretti)

Negli esercizi di calcolo vengono applicate le regole della cosiddetta valutazione sequenziale, secondo la quale il candidato non verrà valutato negativamente due volte per lo stesso errore.

CAMPO DI VERIFICA: 3 e 4

ESITO FORMATIVO:

3.1. sulla base del nome chimico del composto scrivere la sua formula chimica e viceversa

3.6. calcolare la mole, la massa ed il volume della sostanza necessari alla reazione chimica, oppure calcolare la mole, la massa ed il volume della sostanza che si formeranno durante la reazione

4.2. analizzare la descrizione della reazione chimica ed in base a questa scrivere la corretta equazione della reazione chimica, riportando pure gli stati di aggregazione corretti dei reagenti e prodotti

SPIEGAZIONE DEL PUNTEGGIO:

Nei quesiti a risposta argomentata dell'esame di chimica, per lo più vengono proposti problemi di stechiometria nei quali è necessario calcolare, disegnare e scrivere qualcosa. Per ogni esercizio del genere bisogna elaborare una griglia appropriata di valutazione. Siccome esistono moltissime tipologie di tali esercizi, non era possibile riportare per ognuno di essi la corrispondente griglia di valutazione. L'esempio riportato descrive i principi fondamentali di valutazione di questi esercizi.

7. Preparazione all'esame

Durante la preparazione per l'esame di chimica, i candidati possono usare tutti i manuali di chimica, mezzi didattici e tutto il materiale utilizzato da loro nei quattro anni di studio e approvato dal MZOS della Repubblica di Croazia.

Possono inoltre usare come materiale aggiuntivo i test delle gare di chimica (acessibili nei cataloghi delle gare e sulle pagine web: eskola.chem.pmf.hr/index13.php3), nonché gli esami nazionali degli anni precedenti (pubblicati sulle pagine web del *Centro per la valutazione esterna delle competenze formative,* www.ncvvo.hr/drzavnamatura/web/public/svi_ispiti).

Il solo elenco delle finalità didattiche per ogni campo di verifica dovrebbe servire come riferimento per valutare il sapere acquisito.

Inoltre, pure una buona conoscenza del modo in cui la verifica viene svolta, condiziona l'esito dell'esame.

Durante il percorso di studio ogni persona realizza risultati differenti. Comunque alla fine torna utile verificare le competenze acquisite. Quindi, viene spontaneo chiedersi come verificare la propria preparazione all'esame.

L'indicatore migliore per la preparazione all'esame di chimica sono l'efficienza nell'osservare (carpire, riconoscere) le trasformazioni chimiche, le spiccate capacità di interpretazione qualitativa dei risultati di esperimenti chimici e l'efficienza nell'interpretare le osservazioni fatte durante gli esperimenti chimici.

Nacionalni centar za vanjsko vrednovanje obrazovanja

KEMIJA 2012 tal.indd 18 10.3.2012 11:35:20