



CHIMICA

Catalogo d'esame
per la maturità statale
per l'anno scolastico 2026/2027



Nacionalni centar
za vanjsko vrednovanje
obrazovanja

CATALOGO D'ESAME PER **LA MATURITÀ STATALE** PER L'ANNO SCOLASTICO 2026/2027
CHIMICA



Nacionalni centar
za vanjsko vrednovanje
obrazovanja

INDICE

INTRODUZIONE	5
1 CAMPI DI VERIFICA	7
1 SOSTANZE	7
2 CAMBIAMENTI E PROCESSI	7
3 ENERGIA	7
2 ESITI FORMATIVI ED ESEMPI DI ESPERIMENTI	8
2.1 ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI	8
2.2 ESEMPI DI ESPERIMENTI	19
3 STRUTTURA DELL'ESAME	64
4 ARTICOLAZIONE DELL'ESAME	65
4.1 DURATA DELL'ESAME	65
4.2 SCHEMA DELLE PROVE E MODALITÀ DI SOLUZIONE	65
4.3 OCCORRENTE	65
5 PUNTEGGIO	67
5.1 VALUTAZIONE DELLA PRIMA PARTE DEL LIBRETTO D'ESAME	67
5.2 VALUTAZIONE DELLA SECONDA PARTE DEL LIBRETTO D'ESAME	67
6 ESEMPI DI QUESITI	68
6.1 ESEMPI DI QUESITI DI TIPO CHIUSO (QUESITI A SCELTA MULTIPLA)	68
6.2 ESEMPI DI QUESITI DI TIPO APERTO	69
6.2.1 ESEMPIO DI QUESITI A COMPLETAMENTO	70
6.2.2 ESEMPIO DI QUESITI A RISPOSTA BREVE	72
6.2.3 ESEMPIO DI QUESITI A RISPOSTA LUNGA	73
6.2.4 ESEMPIO DI QUESITI A RISPOSTA LUNGA (VALUTAZIONE DEL PROCEDIMENTO)	74
6.2.5 ESEMPIO DI QUESITI A RISPOSTA LUNGA (SCHIZZO DEL DIAGRAMMA ENTALPICO)	75
6.2.6 ESEMPIO DI QUESITI A RISPOSTA LUNGA (L'USO DELLE STRUTTURE DI LEWIS)	76
6.2.7 ESEMPIO DI QUESITI A RISPOSTA LUNGA (FORMULE STRUTTURALI DI COMPOSTI ORGANICI)	77
7 PREPARAZIONE ALL'ESAME	78
COSTANTI NATURALI FONDAMENTALI	80
POTENZIALE STANDARD DEGLI ELETTRODI DI SISTEMI REDOX IN SOLUZIONE ACQUOSA A 25°C	81



INTRODUZIONE

La chimica è una scienza naturale focalizzata sullo studio della materia, dei processi e delle leggi naturali. L'insegnamento della chimica è impossibile da immaginare senza conoscere la struttura particellare della materia e le sue proprietà macroscopiche e descrivere e interpretare fenomeni/processi a livello microscopico. Ogni giorno siamo circondati da numerosi prodotti dell'industria chimica e farmaceutica, della biotecnologia, della tecnologia alimentare, della tecnologia dei materiali e da altre attività. Quanto sopra sottolinea l'importanza dell'applicazione delle conoscenze della chimica. In conformità con il dichiarato, gli obiettivi dell'esame di maturità statale di chimica sono:

- 1 verifica della conoscenza e della comprensione acquisite all'interno di tre concetti chimici di base: *Sostanze, Cambiamenti e Processi ed Energia*
- 2 controllo delle capacità cognitive risolvendo problemi chimici, utilizzando strumenti matematici e metodi di approccio alla ricerca scientifica
- 3 verifica della comprensione/utilizzo dei metodi di ricerca scientifica (formulazione di domande di ricerca e d'ipotesi, sistematizzazione, analisi e valutazione dei dati, formulazione di conclusioni).

Il catalogo per la maturità di stato in Chimica è il documento base dell'esame in cui vengono enunciati e spiegati i contenuti, i criteri e le modalità di esame e di valutazione delle conoscenze nell'a.s. 2026/2027. Nel catalogo, con l'obiettivo di sviluppare competenze chiave per l'apprendimento permanente, i concetti chimici sono classificati in aree e unità. All'interno di ciascuna unità sono elencati gli esiti formativi, in base ai quali si formano i compiti per indagare le conoscenze e le abilità degli allievi. Il catalogo segue le Raccomandazioni del Parlamento Europeo e del Consiglio Europeo, che elencano otto competenze chiave, che includono la competenza matematica e le competenze chiave nelle scienze naturali: pensiero critico, creatività, iniziativa, problemistica, valutazione del rischio e processo decisionale. Le competenze nelle scienze naturali e nella tecnologia includono la comprensione sia dei cambiamenti causati dall'attività umana che della responsabilità di ogni individuo come cittadino. Il catalogo è in sintonia con il curriculum approvato di Chimica. Il Centro nazionale per la valutazione esterna della formazione non è responsabile per gli eventuali errori professionali nei libri di testo approvati per la materia di Chimica, sui quali i candidati¹ studiano per l'esame di maturità di stato.

¹ Il termine "candidato" nel catalogo implica una differenza di genere e si riferisce sia alle candidate che ai candidati.

Il catalogo degli esami si articola in sette capitoli:

- 1 Campi di verifica
- 2 Esiti formativi ed esempi di esperimenti
- 3 Struttura dell'esame
- 4 Articolazione dell'esame
- 5 Punteggio
- 6 Esempi di quesiti
- 7 Preparazione all'esame.

Il primo capitolo elenca i campi di verifica e il secondo le conoscenze e le competenze chiave che il candidato deve acquisire. La valutazione delle conoscenze acquisite avviene secondo diversi livelli di apprendimento dei risultati formativi all'interno di un campo. Il secondo capitolo descrive anche esempi di esperimenti che includono contenuti chimici classificati in campi e sono un esempio per gli insegnanti per come organizzare il lavoro pratico degli allievi al fine di comprendere meglio i concetti chimici. Il terzo, quarto e quinto capitolo descrivono i metodi di esame, la struttura e la forma dell'esame, i tipi di quesiti e il metodo per risolvere e valutare i singoli quesiti e le unità d'esame. Il capitolo 6 fornisce esempi di quesiti con spiegazioni dettagliate, mentre il capitolo 7 spiega come prepararsi all'esame.

1 CAMPI DI VERIFICA

Nel catalogo d'esame, i contenuti chimici sono classificati in campi (concetti) e suddivisi in ambiti. I campi del catalogo corrispondono ai concetti del curriculum della materia Chimica per le scuole elementari e i licei della Repubblica di Croazia. I termini chiave e gli esiti formativi sono riportati nelle **tabelle 1, 2 e 3** per una consultazione più facile e per l'interpretazione dei campi e degli ambiti nel catalogo. L'elaborazione dei concetti chimici di base si fonda su leggi chimiche e fisiche, indipendentemente dal loro posto all'interno del curriculum esistente per la materia di Chimica e dei libri di testo approvati. Pertanto, **l'ordine dei concetti non segue l'ordine di svolgimento dei contenuti didattici**. Nella scienza, alcuni concetti spesso si sovrappongono e alcuni concetti non possono essere compresi senza conoscere un altro concetto. Nel corso della realizzazione degli esiti formativi nell'insegnamento della Chimica, è importante introdurre gradualmente alcuni concetti e prestare attenzione alle conoscenze e alle abilità acquisite durante l'insegnamento della Matematica e di altre materie scientifiche. Ciò contribuisce all'alfabetizzazione scientifica complessiva degli allievi. Ad esempio, il concetto di Energia è comune alle seguenti materie: Biologia, Chimica e Fisica. Allo stesso tempo, il concetto di Energia in Chimica si intreccia con altri concetti, come *Sostanze* e *Cambiamenti e Processi*. Sono inoltre necessari l'uso aggiuntivo di grandezze fisiche e unità di misura (SI – sistema di unità di misura) e l'uso del calcolo dimensionale e delle espressioni matematiche, dell'elaborazione dei dati e della presentazione dei risultati e delle rappresentazioni grafiche perché contribuiscono anche all'alfabetizzazione scientifica degli allievi. Pertanto, nell'insegnamento della chimica, dovrebbero essere continuamente praticati e valutati, al fine di sviluppare le capacità di pianificare esperimenti, di osservare, di registrare e di trarre conclusioni.

L'esame di maturità di stato in Chimica, verifica il livello raggiunto di acquisizione di conoscenze e competenze dei candidati, nei seguenti campi:

1 SOSTANZE

- 1.1. Proprietà, composizione e tipo di sostanza
- 1.2. Terminologia chimica e simboli chimici
- 1.3. La struttura della materia

2 CAMBIAMENTI E PROCESSI

- 2.1. Reazioni chimiche di sostanze organiche e inorganiche
- 2.2. Velocità delle reazioni chimiche
- 2.3. Equilibrio chimico

3 ENERGIA

- 3.1. Termochimica
- 3.2. Elettrochimica.

2 ESITI FORMATIVI ED ESEMPI DI ESPERIMENTI

In questo capitolo sono elencati gli esiti formativi per ciascun campo di verifica e accanto all'elaborazione degli esiti, sono indicati anche i concetti chiave. Inoltre, di seguito, sono riportati esempi di esperimenti con tutte le indicazioni necessarie, i concetti chiave, l'occorrenza, come pure i risultati e gli esiti corrispondenti. Gli esempi di esperimenti sono importanti per l'insegnamento della Chimica e sono quindi parte integrante del catalogo.

2.1 ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI

L'elaborazione degli esiti formativi serve per la preparazione dei quesiti d'esame e facilita la preparazione degli allievi all'esame di maturità di stato. L'insegnamento della chimica, secondo gli esiti formativi proposti, faciliterà l'ulteriore formazione degli allievi nell'ambito delle scienze naturali. Gli esiti formativi riflettono una presentazione misurabile di descrizioni di concetti e indicazioni agli insegnanti, durante la pianificazione del processo di insegnamento. Un singolo esito formativo può riguardare uno o più concetti chiave. Va fatto notare che gli esiti di livello superiore, includono pure gli esiti di livello inferiore. Durante la preparazione dell'esame bisogna prestare attenzione alla rappresentazione dei livelli cognitivi. L'esame contiene il 25% dei quesiti del primo livello cognitivo (riconoscimento, orientamento), il 50% dei quesiti del secondo livello cognitivo (comprensione) e il 25% dei quesiti del terzo livello cognitivo (applicazione delle conoscenze acquisite).

Tabella 1 Elaborazione del campo Sostanze negli ambiti e nei relativi concetti chiave, esiti formativi del curriculum ed elaborazione degli esiti

PRIMO CAMPO SOSTANZE		
CAMPO 1.1. PROPRIETÀ, COMPOSIZIONE E TIPO DI SOSTANZA		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
- Proprietà fisiche e chimiche delle sostanze in cui le particelle sono legate da legami ionici, covalenti e metallici - Frazione in massa dell'elemento nel composto - Determinazione della formula empirica e molecolare - Quantità di sostanza: abbondanza, mole, massa molare, costante di Avogadro - Miscela di gas: legge di Dalton, pressione parziale - Equazione di stato del gas ideale, volume molare e densità del gas - Composizione quantitativa delle miscele: frazioni (massa, volume, molare), concentrazioni (massa, molare), molalità	1.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza. (KEM SŠ A.1.1.) 1.1.2. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente. (KEM SŠ A.1.4.) 1.1.3. Mette in relazione le proprietà di una sostanza con il tipo di legame chimico e le interazioni interparticellari. (KEM SŠ C.1.3.) 1.1.4. Collega i risultati dell'esperimento con le conoscenze concettuali. (KEM SŠ D.1.1.) 1.1.5. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.1.2.) 1.1.6. Osserva le regolarità, generalizzando i dati presentati nel testo, disegni, modelli, tabelle e grafici. (KEM SŠ D.1.3.)	- Confrontare le sostanze per composizione, tipo e proprietà - Sistematizzare i sistemi colloidali per proprietà, composizione e tipo* - Proporre una procedura per la separazione delle sostanze da una miscela basata sulla conoscenza della composizione chimica della miscela e delle proprietà dei componenti della miscela - Confrontare le sostanze in base alla periodicità delle proprietà chimiche - Correlare i raggi atomici, i coefficienti di elettronegatività relativa, l'affinità elettronica, l'energia di ionizzazione dell'atomo, con la posizione nel sistema periodico degli elementi e la struttura elettronica delle specie atomiche

PRIMO CAMPO SOSTANZE		
CAMPO 1.1. PROPRIETÀ, COMPOSIZIONE E TIPO DI SOSTANZA		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
• Procedimento per la preparazione di soluzioni di determinate concentrazioni, diluendo la soluzione e dissolvendo i solidi nel solvente • Dissoluzione salina, curva di solubilità, espressione della composizione della soluzione satura; soluzione satura, insatura e sovrasatura • Diagramma di fase delle sostanze pure • Influenza della struttura, dei legami chimici e delle interazioni interparticellari, sulle proprietà macroscopiche della materia • Proprietà fisiche di base di una sostanza allo stato di aggregazione solido, liquido e gassoso: stato di aggregazione, densità, punto di ebollizione, punto di fusione, durezza, magnetismo, volatilità, attività ottica, solubilità, viscosità, tensione superficiale, conducibilità elettrica del fuso e della soluzione • Proprietà colligative delle soluzioni (diminuzione del punto di congelamento, aumento del punto di ebollizione, pressione osmotica, diminuzione della pressione di vapore del solvente) • Definizioni di acidi e basi (teoria di Arrhenius, teoria di Brønsted-Lowry e teoria di Lewis) • Acidi coniugati e coppie di basi • Forza acida e basica, • Valore pH, scala pH • Idrolisi salina • Indicatori • Tamponi • Proprietà fisiche dei composti organici: idrocarburi, alogenuri, alcoli, aldeidi, chetoni, acidi carbossilici, esteri • Pericoli e misure di sicurezza, misure di protezione • Pittogrammi di pericolo e pericoli	1.1.7. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza. (KEM SŠ A.2.1.) 1.1.8. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente. (KEM SŠ A.2.3.) 1.1.9. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.2.2.) 1.1.10. Indaga le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza. (KEM SŠ A.3.1.) 1.1.11. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.3.2.) 1.1.12. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sulla salute umana e sull'ambiente. (KEM SŠ A.3.3.) 1.1.13. Considera in modo critico l'impatto delle sostanze sull'uomo e sull'ambiente.* (KEM SŠ AB.4.8.) 1.1.14. Indaga le proprietà, la composizione e il tipo di biomolecole selezionate utilizzando la terminologia chimica e i simboli all'interno del concetto.* (KEM SŠ A.4.12) 1.1.15. Analizza i cambiamenti chimici delle sostanze selezionate.* (KEM SŠ B.4.19.) 1.1.16. Collega le proprietà delle sostanze selezionate con la loro applicazione.* (KEM SŠ AB.4.20.) 1.1.17. Esamina criticamente le informazioni sui materiali.* (KEM SŠ A.4.21.) 1.1.18. Indaga le proprietà, la composizione, il tipo e la produzione dei sistemi colloidali.* (KEM SŠ AB.4.25.) 1.1.19. Collega l'influenza di vari fattori alla stabilità dei sistemi colloidali.* (KEM SŠ BC.4.26.) 1.1.20. Considera in modo critico l'impatto e l'applicazione dei sistemi colloidali sulla vita umana e sull'ambiente.* (KEM SŠ AB 4.27.)	• Stimare il tipo di legame chimico in base alla differenza di elettronegatività degli atomi legati • Distinguere le proprietà estese e intense delle sostanze • Calcolare la frazione di massa dei singoli tipi di atomi in un composto dalla formula molecolare oppure strutturale nota del composto • Determinare la formula empirica e molecolare di un composto in base all'analisi chimica • Calcolare l'abbondanza, la molteplicità delle sostanze, la massa molare e il volume molare in base ai dati forniti • Applicare la legge di Dalton e l'equazione di stato di un gas ideale • Calcolare la massa, il volume e la frazione di massa, la massa e la concentrazione di massa e la molarità della soluzione • Applicare il calcolo chimico per preparare una soluzione di una data composizione, diluendo la soluzione o sciogliendo il solido • Calcolare la massa massima di sale che può essere disciolta in una data quantità di acqua ad una data temperatura, in base alla composizione della soluzione satura • Esprimere la solubilità per frazione di massa, concentrazione di massa o concentrazione di massa di sale in soluzione satura • Calcolare sulla base dei dati di solubilità e della massa di sale aggiunta a una data quantità di solvente, se la soluzione è insatura, sovrasatura o satura • Analizzare il diagramma di stato delle sostanze pure: (a) stato di aggregazione in determinate condizioni di pressione e temperatura o (b) temperatura e pressione alla quale si verificano cambiamenti di fase

PRIMO CAMPO SOSTANZE		
CAMPO 1.1. PROPRIETÀ, COMPOSIZIONE E TIPO DI SOSTANZA		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
Contenuto opzionale: • Tipi di sistemi colloidali, disperdenti e fase dispersa* • Proprietà delle particelle colloidali (dimensioni, diffusione della luce – fenomeno di Tyndall, sedimentazione, moto browniano), stabilità colloidale* • Composti organici: cicloalcani, ammine e ammidi* • Biomolecole selezionate: carboidrati (monosaccaridi, disaccaridi, polisaccaridi), aminoacidi, peptidi, proteine, enzimi, grassi e oli, vitamine, alcaloidi, acidi nucleici* • Tensioattivi, saponi* • Polimeri organici e inorganici, polimeri naturali e sintetici*		• Confrontare le proprietà fisiche e chimiche delle diverse sostanze rispetto al tipo di legame chimico • Confrontare le proprietà fisiche e chimiche delle diverse sostanze rispetto alla struttura e all'azione interparticellare • Confrontare le proprietà fisiche e chimiche delle diverse sostanze rispetto alle condizioni ambientali • Analizzare l'effetto di vari fattori sulla stabilità dei sistemi colloidali* • Calcolare la densità, il volume o la massa della sostanza campione, sulla base dei dati forniti • Collegare la composizione del composto con le qualità colligative della soluzione • Calcolare la variazione delle proprietà colligative in base alla composizione della soluzione • Distinguere i seguenti termini: acido, idrossido e alcali, nell'ambito della teoria di Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis • Determinare quale unità è acido di Brønsted-Lowry, base di Brønsted-Lowry e unità anfotera in un dato esempio • Calcolare i valori di pH e pOH di soluzioni acquose in base alle concentrazioni date analizzare il diagramma di fase degli ioni ossonio o idrossido puro • Prevedere il valore del pH di soluzioni acquose di varie sostanze • Spiegare il valore del pH delle soluzioni acquose di sostanze diverse con la corrispondente equazione di reazione chimica in conformità alle teorie acido-base • Valutare il valore del pH della soluzione acquosa in base al viraggio di colore di diversi indicatori o viceversa, in base al valore del pH della soluzione acquosa, valutare il colore dell'indicatore • Confrontare acidi, basi e tamponi per composizione, tipo e proprietà • Scrivere la reazione di equilibrio nella soluzione tampone

PRIMO CAMPO SOSTANZE		
CAMPO 1.1. PROPRIETÀ, COMPOSIZIONE E TIPO DI SOSTANZA		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
		- Confrontare le sostanze organiche per composizione, tipo e proprietà - Prevedere l'azione chimica di varie sostanze sulla salute e sull'ambiente - Indicare i pericoli e le misure di sicurezza necessarie quando si lavora con sostanze chimiche tossiche, corrosive e infiammabili - Analizzare l'impatto delle sostanze nocive sull'uomo e sull'ambiente* - Collegare le proprietà e l'applicazione dei sistemi colloidali e il loro impatto sulla vita e sull'ambiente* - Riconoscere i segnali e gli avvertimenti di pericolo di base - Indicare le tecniche di base di laboratorio e gli attrezzi - leggere i dati rappresentati con un disegno, con modelli, con tabelle e con grafici
CAMPO 1.2. NOMENCLATURA CHIMICA E SIMBOLI		
- Significato qualitativo e quantitativo di simboli e formule chimiche - Unità formula - Significato della formula chimica: formula empirica e molecolare - Equazioni delle reazioni chimiche - Terminologia e simboli dei composti organici e inorganici secondo IUPAC - Nomi banali di composti organici e inorganici - Elementi dei simboli di Lewis (punti, trattini e segni di lettere) - Terminologia di biomolecole selezionate: carboidrati (monosaccaridi, disaccaridi, polisaccaridi), amminoacidi (punto isoelettrico, ione zwitter), peptidi, proteine, enzimi, grassi e oli, vitamine, alcaloidi, acidi nucleici*	1.2.1. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza. (KEM SŠ A.1.2.) 1.2.2. Spiega i tipi e le proprietà dei legami chimici. (KEM SŠ B.1.1.) 1.2.3. Associa l'energia potenziale ai legami chimici tra gli atomi all'interno di una molecola e alle azioni interparticellari. (KEM SŠ C.1.1.) 1.2.4. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza. (KEM SŠ A.2.2.) 1.2.5. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza. (KEM SŠ A.3.2.) 1.2.6. Indaga le proprietà, la composizione e il tipo di biomolecole selezionate, utilizzando la terminologia chimica e i simboli all'interno del concetto.* (KEM SŠ A.4.12)	- Scrivere una formula chimica basata sul nome chimico della sostanza (o viceversa) - Analizzare qualitativamente e quantitativamente i simboli chimici e le formule chimiche - Rappresentare molecole di composti organici mediante formule strutturali, basate sul nome del composto o viceversa - Denominare i composti organici secondo la nomenclatura IUPAC - Riconoscere i gruppi funzionali nelle molecole dei composti organici e viceversa, identificare il tipo di composto organico in base a un dato gruppo funzionale - Riconoscere un atomo di carbonio sostituito asimmetricamente* - Mostrare i simboli di Lewis delle specie atomiche e le formule strutturali di molecole e ioni inorganici e organici

PRIMO CAMPO SOSTANZE		
CAMPO 1.3. STRUTTURA DELLA MATERIA		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
• Particelle subatomiche: numero di protoni (protone, ordinale, numero atomico), numero di nucleoni (nucleone, numero di massa) • Isotopi, nuclidi, numero di carica, isobari* • Massa di atomi e molecole, unità atomica di massa, massa atomica relativa, massa molecolare relativa • Disposizione degli elettroni del guscio e configurazione elettronica, elettroni di valenza • Modello di Bohr degli atomi, energia, lunghezza d'onda e frequenza della radiazione elettromagnetica, stato fondamentale ed eccitato, assorbimento ed emissione di radiazione elettromagnetica, identificazione della materia mediante colorazione con fiamma • La struttura della materia in cui le particelle sono legate da legami ionici, covalenti e metallici • Tipi di isomeri: isomeri costituzionali (strutturali), stereoisomeri (isomeri cis/ trans) • Struttura delle molecole organiche (formula molecolare, formula di struttura di Lewis e formula di struttura condensata) • Atomo di carbonio sostituito asimmetricamente, attività ottica* • Struttura spaziale della molecola, modello VSEPR • Energia di interazione: interazioni di Van der Waals, legami idrogeno • Sostanze amorfe e cristalli • Struttura spaziale dei cristalli • Tipi di cristalli in base al tipo di elemento costitutivo (atomi, molecole, ioni) • Sistema a cristalli cubici	1.3.1. Collega la struttura della materia con le proprietà. (KEM SŠ A.1.3.) 1.3.2. Spiega i tipi e le proprietà dei legami chimici. (KEM SŠ B.1.1.) 1.3.3. Associa l'energia potenziale ai legami chimici tra gli atomi all'interno di una molecola e alle azioni interparticellari. (KEM SŠ C.1.1.) 1.3.4. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.1.2.) 1.3.5. Osserva le regolarità, generalizzando i dati presentati nel testo, disegni, modelli, tabelle e grafici. (KEM SŠ D.1.3.) 1.3.6. Collega la struttura degli atomi con l'energia e con le proprietà fisiche e chimiche della materia.* (KEM SŠ ABC.4.1.) 1.3.7. Analizza le interazioni delle sostanze con le radiazioni elettromagnetiche.* (KEM SŠ BC.4.2.) 1.3.8. Collega i risultati dell'esperimento con la conoscenza concettuale.* (KEM SŠ D.4.3.) 1.3.9. Applica conoscenze e abilità matematiche.* (KEM SŠ D.4.4.)	• Determina il numero di protoni (atomico), il numero di nucleoni (di massa) • Identifica diversi nuclidi, isotopi e specie isoelettroniche • Calcolare la massa di un atomo o di una molecola, la massa atomica relativa o la massa molecolare relativa in base a dati dati • Mostrare la disposizione degli elettroni nei gusci di specie atomiche elettricamente neutre e cariche rispetto alla posizione nel sistema periodico degli elementi • Analizzare le transizioni degli atomi dallo stato fondamentale allo stato eccitato e viceversa • Associare i cambiamenti negli stati energetici di un atomo o di una molecola, con spettri di emissione e di assorbimento basati sul colore della fiamma o sul colore della sostanza • Calcolare l'energia della radiazione elettromagnetica • Prevedere il tipo di particelle che si sviluppano durante la decomposizione radioattiva • Scrivere l'equazione della reazione della decomposizione radioattiva • Determinare a quale tipo di legame sono collegati gli atomi all'interno della molecola/composto/sostanza • Prevedere la struttura spaziale di una molecola o di uno ione in base alla modello VSEPR • Distinguere gli isomeri dei composti organici in base ai loro nomi o alle loro formule strutturali • Prevedere il tipo dominante di interazioni intermolecolari in base alla struttura delle molecole • Mostrare la configurazione elettronica di atomi e ioni nello stato fondamentale • Collegare la struttura del guscio elettronico con la posizione dell'elemento chimico nel sistema periodico degli elementi • Identificare esempi di molecole che possono unire legami idrogeno

PRIMO CAMPO SOSTANZE		
CAMPO 1.3. STRUTTURA DELLA MATERIA		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
		• Distinguere sostanze amorfe, cristalli, polimorfi e allotropi • Distinguere le celle unitarie di un sistema cubico • Calcolare i parametri che descrivono un particolare tipo di cella unitaria di un sistema cubico in base ai dati forniti

Tabella 2 Elaborazione del campo Cambiamenti e processi negli ambiti e nei relativi concetti chiave, esiti formativi del curriculum ed elaborazione degli esiti

SECONDO CAMPO CAMBIAMENTI E PROCESSI		
CAMPO 2.1. REAZIONI CHIMICHE DI SOSTANZE ORGANICHE E INORGANICHE		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
• Significato qualitativo e quantitativo dell'equazione della reazione chimica, coefficiente stechiometrico, frecce per la reazione reversibile, diretta, di ritorno e di equilibrio • Quantità di conversioni di reazione (propagazione di reazione chimica), stechiometria delle reazioni chimiche • Reagente limitante e reagente in eccesso • Resa della reazione • Periodicità delle proprietà chimiche: reattività chimica in base alla posizione degli elementi nel sistema periodico degli elementi • Metalli: Na, K, Ca, Mg, Fe, Cu, Al; Non metalli: H, Cl, O, S, C, N, P • Analisi, sintesi • Analisi qualitativa, reazioni di dimostrazione di composti organici (reattivo di Fehling, reattivo di Tollens, reattivo di Trommer, reazione del biuretto, reazione xantoproteica, soluzione di Lugol) e composti inorganici (precipitazione di sali poco solubili, es. alogenuri e solfuri d'argento e carbonati e solfati di metalli alcalino-terrosi) • Numero di ossidazione, ossidazione e riduzione, agente ossidante e riducente • Reazioni redox • Preparazione e reazioni chimiche tipiche di composti organici (idrocarburi, alogenocarburi, alcoli, aldeidi, chetoni, acidi carbossilici, esteri), es.: – combustione – pirolisi – addizione – eliminazione – sostituzione	2.1.1. Analizza i cambiamenti fisici e chimici. (KEM SŠ B.1.2.) 2.1.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche. (KEM SŠ B.2.2.) 2.1.3. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche. (KEM SŠ B.3.3.) 2.1.4. Collega i risultati dell'esperimento con le conoscenze concettuali. (KEM SŠ D.1.1.) 2.1.5. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.1.2.) 2.1.6. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.2.2.) 2.1.7. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.3.2.) 2.1.8. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni nell'ambiente.* (KEM SŠ AB.4.7.) 2.1.9. Considera in modo critico l'impatto delle sostanze sull'uomo e sull'ambiente.* (KEM SŠ AB.4.8.) 2.1.10. Indaga i cambiamenti chimici di biomolecole selezionate.* (KEM SŠ B.4.13.)	• Scrivere l'equazione di reazione chimica appropriata in base ai dati mostrati nel diagramma di dipendenza dalla concentrazione dei partecipanti nella reazione nel tempo e viceversa • Mostrare un diagramma della dipendenza della concentrazione dei partecipanti nella reazione dal tempo in base alla corrispondente equazione di reazione chimica • Calcolare la quantità, massa o volume di reagente consumato e/o prodotto, formato sulla base dei dati forniti per il cambiamento descritto dall'equazione di reazione chimica • Determinare il reagente limitante e il reagente in eccesso in base ai dati sulla quantità di reagenti nel sistema di reazione • Calcolare la resa di una reazione chimica • Prevedere la reattività chimica delle sostanze elementari e dei loro composti in base alla posizione degli elementi nel sistema periodico degli elementi • Descrivere e analizzare i cambiamenti chimici su esempi di reazioni nell'ambiente* • Prevedere reagenti e prodotti di reazioni chimiche di composti inorganici • Mostrare le reazioni tipiche dei composti inorganici (con stati di aggregazione marcati o senza stati di aggregazione marcati) • Determinare il numero di ossidazione degli atomi, la reazione di ossidazione e riduzione e l'agente ossidante e riducente in un dato esempio di reazione chimica

SECONDO CAMPO CAMBIAMENTI E PROCESSI		
CAMPO 2.1. REAZIONI CHIMICHE DI SOSTANZE ORGANICHE E INORGANICHE		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
- Preparazione e reazioni chimiche tipiche di composti inorganici (acidi, basi, sali, ossidi di metalli e non metalli, idruri), es.: - reazioni di metalli e non metalli con l'ossigeno - reazione di un ossido metallico o non metallico con l'acqua - reazioni dei metalli con acidi - reazioni di metalli con soluzioni acquose di sale - reazione di ossido di metallo con acido - reazione di ossido non metallico con alcali - decomposizione termica - ionizzazione di acidi, idrossidi e sali in acqua - reazione di neutralizzazione - idrolisi del sale - Contenuto opzionale: - Procedure analitiche di analisi qualitativa e quantitativa di campioni di acqua, aria e suolo* - Ciclicizzazione di glucosio e fruttosio, legame glicosidico, esterificazione di glicerolo e acidi grassi superiori, idrolisi basica e acida di grassi e oli, legame peptidico*		- Scrivere le equazioni delle semireazioni di ossidazione e riduzione, e scrivere l'equazione totale della reazione redox (con stati di aggregazione indicati o senza stati di aggregazione indicati), per un dato processo redox - Prevedere reagenti e prodotti di reazioni chimiche di composti organici - Indicare, dalle equazioni delle reazioni chimiche, reazioni tipiche dei composti organici (con stati di aggregazione indicati o senza stati di aggregazione indicati) - Indicare, per equazioni di reazione chimica, reazioni tipiche di biomolecole selezionate (con stati di aggregazione marcati o senza stati di aggregazione marcati)* - Distinguere i tipi di reazioni dei composti organici - Distinguere le reazioni caratteristiche per la rilevazione di composti organici - Distinguere le reazioni caratteristiche per il rilevamento di biomolecole*
SOTTOCAMPO 2.2. VELOCITÀ DELLE REAZIONI CHIMICHE		
- Valore della velocità di formazione dei prodotti, raffigurazione grafica della dipendenza della concentrazione degli agenti dal tempo e viceversa - Dipendenza della velocità di una reazione chimica da: concentrazione dei reagenti, superficie del reagente allo stato solido, temperatura e stato di aggregazione del reagente - Energia di attivazione, diagramma di reazione, catalizzatori e inibitori, enzimi	2.2.1. Analizza le velocità di diversi processi. (KEM SŠ B.2.1.) 2.2.2. Analizza le velocità di diversi processi. (KEM SŠ B.3.1.) 2.2.3. Valuta l'influenza di fattori sulla composizione della miscela di reazione nel sistema di equilibrio. (KEM SŠ B.3.2.) 2.2.4. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.2.2.) 2.2.5. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.3.2.) 2.2.6. Indaga sui cambiamenti chimici di biomolecole selezionate.* (KEM SŠ B.4.13.)	- Scrivere un'espressione per la velocità media di una reazione chimica - Calcolare la velocità media di una reazione chimica, la velocità media di usura del reagente o la velocità media di formazione del prodotto - Analizzare l'influenza di vari fattori sulla velocità di una reazione chimica - Analizzare l'influenza di catalizzatori e/o inibitori, sull'energia di attivazione e sulla velocità di reazione chimica

SECONDO CAMPO CAMBIAMENTI E PROCESSI		
CAMPO 2.3. EQUILIBRIO CHIMICO		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
• Equilibrio chimico, costante di equilibrio, rappresentazione dell'equilibrio chimico mediante l'equazione di reazione chimica • Costanti di equilibrio empirico (pressione, concentrazione) • Principio di Le Chatelier: influenza di pressione, temperatura e composizione della miscela di reazione sull'equilibrio • Esempi di reazioni di equilibrio: equilibri acido-base, dissoluzione di gas in acqua, dissoluzione di sali in acqua • Ionizzazione dell'acqua, costante di ionizzazione dell'acqua • Titolazione di un acido forte con una base forte (e viceversa) • Ionizzazione di acidi e basi, grado di ionizzazione, costante di ionizzazione • Protonazione di equilibrio e deprotonazione di amminoacidi (punto isoelettrico, ione zwitter)*	2.3.1. Valuta l'influenza di fattori sulla composizione della miscela di reazione nel sistema di equilibrio. (KEM SŠ B.3.2.) 2.3.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche. (KEM SŠ B.3.3.) 2.3.3. Collega i risultati dell'esperimento con la conoscenza concettuale. (KEM SŠ D.3.1.) 2.3.4. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.3.2.)	• Scrivere un'espressione per la costante empirica di equilibrio di una data reazione chimica e viceversa, dall'espressione offerta per la costante empirica di equilibrio, scrivere l'equazione di una reazione chimica • Calcolare il valore della costante di equilibrio in base alla composizione della miscela di reazione di equilibrio o viceversa • Analizzare la composizione del composto regolare in condizione di equilibrio in base al valore dato dalla costante di equilibrio e/o in base ad una raffigurazione grafica data • Valutare l'influenza dei fattori sulla composizione della miscela di reazione nel sistema di equilibrio • Calcolare il valore della costante di equilibrio della ionizzazione dell'acqua ad una data temperatura, in base al valore del pH dell'acqua pura o viceversa • Calcolare la concentrazione di massa di acido forte titolato (o basi forti), in base ai risultati riportati della titolazione di acido forte da base forte (o viceversa) • Calcolare il grado di ionizzazione di un acido debole o una base debole e la composizione della miscela di equilibrio, in base alla costante di ionizzazione (o viceversa) • Confrontare la forza di determinati acidi (o basi) in base al valore della costante di equilibrio dell'acido (o della base)

Tabella 3 Elaborazione del campo Energia negli ambiti e nei relativi concetti chiave, esiti formativi del curricolo ed elaborazione degli esiti

TERZO CAMPO ENERGIA		
CAMPO 3.1. TERMOCHIMICA		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
- Scambio energetico tra impianto e ambiente, calore, funzionamento - Entalpia, entalpia di reazione, variazione di entalpia con intervallo di reazione chimica, variazioni esotermiche ed endotermiche - Cambiamenti energetici nel sistema - Scambio energetico durante le reazioni chimiche - Entalpie di creazione e combustione - Entalpie dei cambiamenti di fase - Esperimento calorimetrico - Capacità termica specifica e molare - Diagramma entalpico - Cambiamenti energetici durante la dissoluzione (entalpia di distruzione della struttura cristallina, entalpia di idratazione) - Entalpia di connessione - Cambiamenti energetici durante le reazioni biochimiche	3.1.1. Collega le modifiche alla conversione dell'energia all'interno del sistema. (KEM SŠ C.2.1.) 3.1.2. Analizza lo scambio di energia tra il sistema e l'ambiente e li mette in relazione con i cambiamenti durante una reazione chimica. (KEM SŠ C.2.2.) 3.1.3. Associa l'energia potenziale ai legami chimici tra gli atomi all'interno di una molecola e alle interazioni interparticellari. (KEM SŠ C.1.1.) 3.1.4. Mette in relazione l'energia cinetica con la velocità media degli atomi e delle molecole nel sistema e con la temperatura. (KEM SŠ C.1.2.) 3.1.5. Collega i risultati dell'esperimento con la conoscenza concettuale. (KEM SŠ D.2.1.) 3.1.6. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.2.2.) 3.1.7. Osserva le regolarità generalizzando i dati presentati in testi, disegni, modelli, tabelle e grafici. (KEM SŠ D.2.3.) 3.1.8. Analizza i cambiamenti energetici durante la modifica e la conversione dell'energia nell'ambiente.* (KEM SŠ C.4.6.) 3.1.9. Esplora le conversioni di energia durante le reazioni biochimiche.* (KEM SŠ C.4.14.) 3.1.10. Prevede i cambiamenti di energia durante i cambiamenti chimici.* (KEM SŠ C.4.18.)	- Distinguere il sistema dall'ambiente e le modalità di scambio di materia ed energia tra il sistema e l'ambiente (calore e lavoro) - Distinguere tra cambiamenti esotermici ed endotermici - Indicare i cambiamenti di energia che si verificano durante un cambiamento nello stato di aggregazione o durante una reazione chimica - Calcolare la variazione di entalpia e l'entalpia di reazione - Analizzare i cambiamenti di energia durante i cambiamenti chimici di composti selezionati utilizzando entalpie di reazione o entalpie di legami* - Indicare col diagramma entalpico delle relazioni entalpie di reagenti e prodotti e la direzione del cambiamento di reazione (e viceversa) - Prevedere l'effetto della temperatura sulla solubilità del sale in acqua, in base alle variazioni di energia durante la dissoluzione

TERZO CAMPO ENERGIA		
CAMPO 3.2. ELETTROCHEMICA		
CONCETTI CHIAVE	ESITI FORMATIVI DEL CURRICOLO DISCIPLINARE	ELABORAZIONE DEGLI ESITI FORMATIVI
• Celle elettrochimiche: celle galvaniche e celle di elettrolisi, elettrodo positivo, elettrodo negativo, elettrolita, anione, catione, ponte elettrolitico • Serie elettrochimica (di Volta) • Relazione tra reattività chimica e serie elettrochimica • Elettrolisi d'acqua, delle soluzioni acquose elettrolitiche e di elettroliti fusi • Relazioni quantitative in elettrolisi, legge di Faraday dell'elettrolisi	3.2.1. Analizza i cambiamenti nelle celle elettrochimiche. (KEM SŠ C.3.1.) 3.2.2. Osserva le regolarità generalizzando i dati riportati in disegni, grafici e tabelle. (KEM SŠ D.3.3.) 3.2.3. Applica conoscenze e abilità matematiche. (KEM SŠ D.3.2.) 3.2.4. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche. (KEM SŠ B.3.3.) 3.2.5. Collega la quantità di sostanza formata sugli elettrodi con la quantità di carica. (KEM SŠ C.3.2.)	• Indicare la cella elettrochimica data col disegno e/o schematicamente • Descrivere i cambiamenti sugli elettrodi di una data cella elettrochimica utilizzando una serie elettrochimica (di Volta) • Calcolare la differenza dei potenziali standard degli elettrodi in base ai potenziali di riduzione standard dati • Scrivere le equazioni delle reazioni sugli elettrodi e/o l'equazione della reazione totale nella cella elettrochimica (con stati di aggregazione indicati o senza stati di aggregazione indicati) • Prevedere le possibili reazioni che si verificheranno tra determinate sostanze utilizzando la serie elettrochimica (di Volta) • Scrivere le equazioni delle reazioni chimiche che si verificheranno tra determinate sostanze (con stati di aggregazione indicati o senza stati di aggregazione indicati) in base alla serie elettrochimica (di Volta)

* I risultati formativi contrassegnati da un asterisco, così come la relativa elaborazione degli esiti e dei concetti chiave, rappresentano il contenuto della disciplina Chimica nella classe quarta della scuola media superiore e saranno valutati secondo la struttura d'esame elencata nelle tabella 16.

2.2 ESEMPI DI ESPERIMENTI

Il ruolo degli esperimenti nell'insegnamento della Chimica è quello di far conoscere direttamente agli allievi i processi e i fenomeni naturali attraverso l'osservazione e le conclusioni. Gli esperimenti contribuiscono alla comprensione concettuale dei contenuti chimici e al collegamento di questi contenuti con i contenuti di altre discipline scientifico-naturalistiche. Il lavoro nel laboratorio collega le conoscenze teoriche acquisite con l'applicazione di queste conoscenze. In questo catalogo sono stati proposti e sviluppati esperimenti che coinvolgono diversi concetti chimici.

Sono semplici da eseguire, non richiedono attrezzature e prodotti chimici costosi, sono compatibili con l'uso di sostanze ecocompatibili e meno pericolose e sono quindi applicabili a tutti i livelli di istruzione. Gli esperimenti proposti seguono i campi di verifica secondo il catalogo. Poiché la chimica è una scienza sperimentale, è auspicabile raggiungere gli obiettivi dell'insegnamento eseguendo lavori sperimentali, in conformità con le condizioni materiali. Il ruolo degli esperimenti, come fonte centrale di conoscenza nella realizzazione dell'insegnamento della chimica, è evidenziato da una serie di pubblicazioni scientifiche e professionali che confermano inequivocabilmente che i principi pedagogici e metodologici sono implementati meglio usando gli esperimenti nell'insegnamento della chimica che utilizzando altre fonti di sapere. Ciò è evidente nell'attuazione dei principi didattici di visibilità, attività, sviluppo di sistematica e gradualità, ecc. Gli esperimenti dovrebbero essere scelti in base a prodotti chimici disponibili, convenienti ed ecologici. La scelta di attrezzature di lavoro adeguate e l'osservanza delle misure protettive durante il lavoro, sono fattori importanti nella pianificazione del lavoro sperimentale.

Il compito dell'insegnante è preparare metodicamente il corso del lavoro e la presentazione dei dati ottenuti e incoraggiare gli allievi a interpretare i risultati dell'esperimento.

Gli esperimenti elencati nel catalogo contengono un elenco di attrezzature e prodotti chimici, le precauzioni e le protezioni necessarie e la procedura e le indicazioni per eseguire gli esperimenti con i corrispondenti risultati di apprendimento. Le indicazioni per condurre gli esperimenti aiuteranno gli allievi e gli insegnanti a identificare il contenuto chimico a cui prestare attenzione e gli esiti formativi sono correlati al contenuto didattico di uno o più ambiti. In questo modo, è possibile collegare meglio il lavoro pratico e i risultati del lavoro con le conoscenze teoriche acquisite. L'ulteriore apprendimento importante è rappresentato dalle capacità di maneggiare e lavorare con prodotti chimici e attrezzature di laboratorio, nonché lo sviluppo delle capacità motorie degli allievi. Inoltre, per i singoli esperimenti, è allegata un'immagine dell'attrezzatura, che facilita l'esecuzione dell'esperimento e indirizza l'attenzione degli allievi sull'attrezzatura chimica e sulle tecniche di laboratorio di base. Le prestazioni di ciascun esperimento proposto possono essere ulteriormente adattate alle condizioni operative, selezionando i prodotti chimici e gli attrezzi disponibili.

Esperimento 1 SEPARAZIONE DEI COMPONENTI DALLA MISCELA

Esperimento: separare i componenti dalle miscele eterogenee ed omogenee selezionate

Attrezzi e sostanze chimiche: due becher da 100 ml, sostegno, due reti (o piastre in vetroceramica), due paloni, bruciatore, fiammiferi, spatola, cucchiaio, vetro da orologio, lente d'ingrandimento, flacone per siringa, bacchetta di vetro, contagocce, imbuto, carta da filtro, quattro sostegni in metallo, due morsette, pinza angolata, pinza, beuta da 100 ml, capsule di Petri, due anelli di metallo, raccordo di distillazione, termometro, condensatore Liebig, tubo, cloruro di sodio, iodio, sabbia, acqua distillata, pietre bollenti

Precauzioni: Indossare occhiali e guanti quando si lavora con lo iodio. I vapori di iodio irritano le mucose degli occhi e degli organi respiratori. L'esperimento dovrebbe essere eseguito in una cappa aspirante o con una finestra aperta.

Procedimento:

- 1 mettere in un bicchiere la miscela di iodio, cloruro di sodio e sabbia
- 2 appoggiare il bicchiere con la miscela su un sostegno con la rete e coprirlo con un pallone (**Figura 1.1**)
- 3 nel pallone versare acqua fredda fino a metà del volume del pallone
- 4 scaldare il bicchiere con la miscela a fuoco lento fino a quando i vapori di iodio, che si accumulano sul fondo freddo del pallone, non si formano più
- 5 interrompere il riscaldamento, rimuovere il pallone, facendo attenzione che le dita non tocchino il fondo del pallone, raschiare i cristalli dal fondo del pallone nella capsula di Petri con una spatola, coprire con un'altra Petri e osservare i cristalli di iodio sotto una lente di ingrandimento
- 6 quando il becher, con il resto della miscela, si sarà raffreddato, aggiungere 50 ml di acqua distillata e mescolare con una bacchetta di vetro
- 7 preparare un dispositivo di filtrazione (**Figura 1.2**), inumidire la carta da filtro con acqua in un imbuto e versare sopra il contenuto del becher tramite una bacchetta di vetro, raccogliere il filtrato in un altro becher

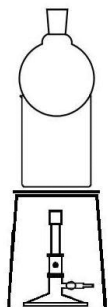


Figura 1.1 sublimatore

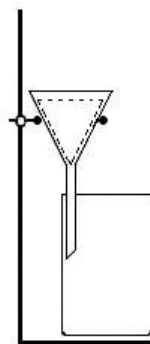


Figura 1.2 filtratore

- 8 assembla il distillatore (**Figura 1.3**)

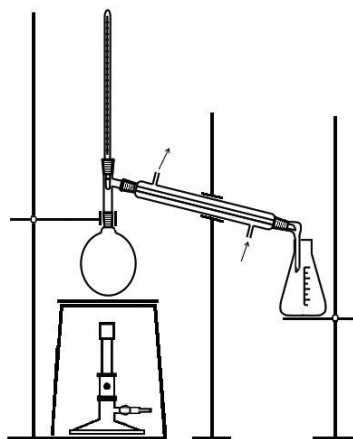


Figura 1.3 distillatore

- 9 versare il filtrato dal becher nel pallone da distillazione e aggiungere le pietre per l'ebollizione
- 10 scaldare la soluzione nel pallone da distillazione fino a ebollizione, con una fiamma ossidante
- 11 quando la prima goccia di distillato gocciola nel pallone, leggere la temperatura sul termometro
- 12 scaldare fino a raccogliere alcuni millilitri di distillato nel pallone
- 13 riscaldando una goccia di distillato su un vetro da orologio, dimostrare che il distillato è acqua pura

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Nomina le parti del dispositivo per la sublimazione, la filtrazione e la distillazione.
- 2 Confronta il colore dei cristalli di iodio con il colore del vapore di iodio.
- 3 Confronta l'aspetto dei cristalli di iodio prima e dopo la sublimazione.
- 4 In base alle osservazioni fatte durante l'esperimento, confronta la solubilità del cloruro di sodio e della sabbia in acqua.
- 5 Confronta la lettura della temperatura durante la distillazione con il punto di ebollizione dell'acqua alla pressione di 1 bar.
- 6 Considera perché la temperatura è costante durante la distillazione anche se la miscela si sta riscaldando.
- 7 Concludi di che tipo di miscele (omogenee o eterogenee) si tratta prima di ogni singolo processo di separazione.

- 8 Concludi da quali proprietà degli ingredienti della miscela dipende la scelta della procedura per separare la sostanza dalla miscela.
- 9 Nota i segni di pericolo e le avvertenze sulla bottiglia di iodio.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.1.3. Collega la struttura della materia con le proprietà.

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ C.1.3. Mette in relazione le proprietà di una sostanza con il tipo di legame chimico e le azioni interparticellari.

KEM SŠ D.1.1. Collega i risultati dell'esperimento con le conoscenze concettuale.

Esperimento 2 ESTRAZIONE DELLA CLOROFILLA DA FOGLIE DI SPINACI E LA CROMATOGRAFIA DELL'ESTRATTO

Esperimento: separare la clorofilla dalle foglie di spinaci

Attrezzi e sostanze chimiche: mortaio e pestello, coltello, beuta da 50 ml, becher da 100 ml, capsula di Petri, vetro d'orologio, tappo di gomma per pallone, cilindro graduato da 10 ml, capillare, imbuto, carta da filtro, foglie di spinaci, etanolo, etere di petrolio, gesso

Precauzioni: Occhiali e guanti dovrebbero essere indossati quando si lavora con l'etanolo ed l'etere di petrolio, l'esperimento non dovrebbe essere svolto vicino a fiamme aperte e l'aula dovrebbe essere ventilata.

Procedimento:

- 1 tritare le foglie di spinaci con un coltello, poi schiacciale bene in un mortaio, aggiungere 5 ml di etanolo e mescolare bene con un pestello
- 2 filtrare con cautela la miscela ottenuta e raccogliere il filtrato in una beuta e tapparla
- 3 tracciare sul gesso, con una matita, la linea (linea di partenza) a circa 1 cm dal lato inferiore, versare il campione del composto dalla beuta al centro della linea con un capillare
- 4 posizionare il gesso in posizione verticale nel becher contenente l'etere di petrolio, in modo che la linea di partenza con il campione sia al di sopra del livello dell'etere, coprire il becher con un vetro da orologio, attendere che il solvente salga fino a 1 cm dalla parte superiore del gesso, in quell'istante estrarre il gesso e tracciare una linea con la matita, lasciare asciugare il gesso e annotare le osservazioni
- 5 misurare la distanza raggiunta dal solvente, dalla linea di partenza (d_2), poi misurare la distanza del centro della macchia dalla linea di partenza (d_1), inserire i valori misurati nella **tabella 4** e calcolare i valori R_f per le sostanze nel campione

Osservazioni:

Tabella 4 Cromatografia dell'estratto di clorofilla da spinaci

FRONTE	d_1/cm	d_2/cm	Valore R_f
SOLVENTE			
MACCHIA 1			
MACCHIA 2			

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Spiega il motivo per cui si tritano le foglie di spinaci prima dell'estrazione.
- 2 In base dell'osservazione del colore dell'etanolo prima e dopo l'estrazione, concludi quale sostanza è stata estratta nell'etanolo dalle foglie di spinaci.
- 3 Osserva il gesso dopo la cromatografia e concludi se l'estratto è una sostanza pura o una miscela.
- 4 Proponi cos'è la fase mobile e cos'è la fase stazionaria nell'esperimento proposto.
- 5 Proponi da cosa dipende il valore R_f .
- 6 Spiega su quali processi chimico-fisici si basano le separazioni cromatografiche.
- 7 Nota i segnali di pericolo e le avvertenze sulle bottiglie di etanolo ed etere di petrolio.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ D.1.1. Collega i risultati dell'esperimento con le conoscenze concettuale.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

Esperimento 3 DETERMINAZIONE DELLA DENSITÀ DEL METALLO

Esperimento: determinare le densità dei metalli selezionati

Attrezzi e sostanze chimiche: quattro becher da 25 ml, bilancia, acqua, piastre di zinco, rame, alluminio e piombo

Procedimento:

- 1 pesare le piastre metalliche e inserire i dati nella **tabella 5**
- 2 versare 15 - 20 ml di acqua nel cilindro graduato, leggere il volume (V_1 (H_2O)) e inserire i dati nella **tabella 5**

Nota: La dimensione del cilindro e il volume dell'acqua devono essere adattati alla dimensione del campione di metallo.

- 3 immergere la lastra di zinco nel cilindro graduato, leggere il volume (V_2 (H_2O + metallo)) e inserire i dati nella **tabella 5**
- 4 ripetere la procedura con altre lastre metalliche e inserire i dati nella **tabella 5**
- 5 determinare il volume del campione di metallo dalla differenza dei volumi letti (V_3 (metallo))
- 6 calcolare le densità (dei campioni) delle lastre metalliche e confrontarle con i dati della letteratura
- 7 calcolare l'errore di misura relativo, utilizzando l'espressione: $P = \frac{|\rho_i - \rho_t|}{\rho_t} \cdot 100\%$

dove ρ_i è il valore di densità determinato sperimentalmente e ρ_t è il valore di densità riportato nella letteratura

Osservazioni:

Tabella 5 Determinazione della densità del metallo a temperatura ambiente

Metallo	ESPERIMENTO					LETTERATURA	Errore relativo su misura P
	m/g	$V_1(H_2O)/cm^3$	$V_2(H_2O+metallo)/cm^3$	$V_3(metallo)/cm^3$	$\rho(metallo)/g\ cm^{-3}$	$\rho(metallo)/g\ cm^{-3}$	
Zn							
Al							
Cu							
Pb							

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 In base alle densità determinate, valuta se i metalli osservati appartengono a metalli leggeri o pesanti.
- 2 Confronta le densità misurate dei metalli, con i dati della letteratura e calcola l'errore su misura relativo.
- 3 In base ai dati della letteratura, concludi come cambiano i valori della densità del metallo nel periodo e come nel gruppo del sistema periodico degli elementi.
- 4 Ragiona se la densità del metallo dipende dalla massa del campione.
- 5 Concludi se la densità di una sostanza è una proprietà intensa o estensiva.
- 6 Suggerisci un metodo per determinare la densità di campioni di gas e liquidi.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ D.1.1. Collega i risultati dell'esperimento con le conoscenze concettuale.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

Esperimento 4 SOLUBILITÀ DEL SALE IN ACQUA

Esperimento: determina la solubilità del sale scelto, in acqua a diverse temperature, mostra graficamente la dipendenza della solubilità di questo sale dalla temperatura

Attrezzi e sostanze chimiche: provetta, porta provette, bilancia, termometro, bruciatore, fiammiferi, cilindro graduato da 10 ml, spruzzetta, pinza in legno, acqua distillata, nitrato di potassio (o altri sali, ma in questo caso la massa salina e il volume dell'acqua devono essere aggiustati in base ai dati di solubilità del sale: cloruro di potassio, acetato di sodio o idrogeno solfato di potassio)

Precauzioni: Gli occhiali devono essere indossati.

- 1 sciogliere 4,0 g di nitrato di potassio in 2,5 ml di acqua distillata in una provetta (si supponga che la densità dell'acqua sia 1 g/ml)
- 2 prendere la provetta con una pinza di legno e scaldare con cura il contenuto a fuoco lento
- 3 quando il sale sarà completamente sciolto, misurare la temperatura mentre la soluzione si raffredda
- 4 registrare la temperatura in **tabella 6** quando si osserva la comparsa dei primi cristalli
- 5 ripetere la misurazione tre volte aggiungendo 2,5 mL di acqua nella stessa provetta, dopo ogni aggiunta di acqua riscaldare nuovamente la miscela fino a quando i cristalli si dissolvono, raffreddare lentamente e registrare la temperatura alla quale compaiono i cristalli
- 6 in base ai dati ottenuti, calcolare la solubilità del sale in acqua, esprimere la solubilità come frazione di massa di sale in soluzione satura, w_{sat} (sale)
- 7 indicare graficamente, su carta millimetrata, la dipendenza della solubilità del w_{sat} (sale) dalla temperatura (**Figura 2**)

Osservazioni:

Tabella 6 Solubilità del sale in acqua a diverse temperature

$m(\text{sale})/\text{g}$	$m(\text{H}_2\text{O})/\text{g}$	$t/^\circ\text{C}$	$w_{sat}(\text{sale})$



Figura 2 Frazione di massa di sale in soluzione satura a diverse temperature

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 In base alle osservazioni durante l'esperimento, spiega il concetto di solubilità della sostanza e l'influenza della temperatura sulla solubilità della sostanza.
- 2 Leggi la solubilità del sale a 20°C, 40°C e 60°C dal diagramma ottenuto.
- 3 Calcola la massa del sale scelto da sciogliere in 200 g di acqua, per preparare una soluzione satura di questo sale a 25°C. Leggi i dati richiesti dai risultati sperimentali riportati nel diagramma.
- 4 Calcola la massa del sale scelto che precipiterà raffreddando 500 g di soluzione satura di questo sale da 40°C a 20°C. Leggi i dati richiesti dai risultati sperimentali riportati nel diagramma.
- 5 Metti in relazione la concentrazione di massa del sale disciolto nella soluzione satura con la costante di dissoluzione di quel sale. Scrivi un'espressione per la costante di equilibrio di dissoluzione del sale, usando la concentrazione molare di sale disciolto.
- 6 Concludi se il processo di dissoluzione del sale utilizzato è esotermico o endotermico.
- 7 Riporta i trasferimenti di energia che si verificano durante il riscaldamento della provetta contenente la soluzione e i cristalli di sale non disciolti:
 - A. tra il sistema e l'ambiente
 - B. nel sistema.
- 8 In base alla variazione di temperatura durante la dissoluzione del sale nell'acqua, considera cosa succede all'energia del sistema e cosa succede all'energia dell'ambiente.
- 9 Mostra, con un diagramma entalpico, la variazione di energia durante la dissoluzione del sale in acqua.
- 10 Suggestisci la procedura per determinare se una soluzione è insatura, satura o sovrasatura.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.2.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ C.2.2. Analizza lo scambio di energia tra il sistema e l'ambiente e li mette in relazione con i cambiamenti durante una reazione chimica.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.2.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.2.3. Osserva le regolarità generalizzando i dati presentati in testi, disegni, modelli, tabelle e grafici.

Esperimento 5 PREPARAZIONE DI SOLUZIONI DI DATE CONCENTRAZIONI MEDIANTE DILUIZIONE E SCIOGLIMENTO DEI SOLIDI NEL SOLVENTE

Esperimento 5.1 PREPARAZIONE DI SOLUZIONE ACQUOSA DI ACIDO ACETICO A CONCENTRAZIONE MOLARE $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ PER DILUIZIONE

Esperimento: prepara una soluzione acquosa di acido acetico a concentrazione in massa di $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ diluendo una soluzione di acido acetico a concentrazione molare maggiore

Attrezzi e sostanze chimiche: matraccio tarato da 100 mL, cilindro graduato da 100 mL, imbuto, spruzzetta, aceto di alcol ($w = 9\%$, $\rho = 1,01 \text{ g cm}^{-3}$), acqua distillata

Precauzioni: Indossare occhiali e guanti durante lo svolgimento dell'esperimento.

Procedimento:

- 1 calcolare il volume di aceto di alcol ($w = 9\%$, $\rho = 1,01 \text{ g cm}^{-3}$) necessario per preparare 100 ml di una soluzione di acido acetico con una concentrazione di $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$
- 2 con il cilindro graduato misurare il volume richiesto di soluzione di acido acetico al 9% e versarlo tramite l'imbuto nel matraccio, sciacquare l'imbuto con acqua distillata raccogliendo la soluzione nel pallone
- 3 portare a volume con acqua distillata, tappare e mescolare bene, girando ripetutamente il misurino.

Esperimento 5.2 PREPARAZIONE DI SOLUZIONE ACQUOSA D'ACETATO DI SODIO A CONCENTRAZIONE $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ MEDIANTE LO SCIOGLIMENTO DI UN CAMPIONE SOLIDO DI ACETATO DI SODIO IN ACQUA

Esperimento: prepara la soluzione acquosa di acetato di sodio alla concentrazione di $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ sciogliendo un campione solido di acetato di sodio in acqua

Attrezzi e sostanze chimiche: matraccio tarato da 100 mL, becher da 100 mL, vassoio di pesata (o bicchiere di plastica), imbuto, bilancia, spruzzetta, acqua distillata, acetato di sodio

Precauzioni: Indossare occhiali e guanti durante il funzionamento.

Procedimento:

- 1 calcolare la massa di acetato di sodio richiesta per preparare 100 ml di una soluzione a concentrazione di massa di $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$
- 2 posizionare il vassoio di pesata sulla bilancia e tarare la bilancia
- 3 aggiungere sul vassoio di pesata la massa di sale calcolata al punto 1 e segnare la massa pesata (m_1)
- 4 mettere l'imbuto nel matraccio tarato e versare il sale dal vassoio
- 5 pesare nuovamente il vassoio e segnare la massa (m_2)
- 6 calcolare la massa di sale aggiunto (m_3) dalla differenza tra le masse di sale prima e dopo il versamento
- 7 sciacquare il sale rimasto sull'imbuto con acqua distillata, raccogliendo la soluzione nel matraccio tarato
- 8 rimuovere l'imbuto dopo il risciacquo e versare nel matraccio l'acqua distillata fino a metà del suo volume, tappare il matraccio e sciogliere il sale agitando fortemente
- 9 quando tutto l'acetato di sodio sarà sciolto, aggiungere l'acqua distillata alla soluzione fino alla tacca del collo, tappare e mescolare bene capovolgendo ripetutamente il matraccio tarato

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti 5.1 e 5.2:

- 1 Elenca e descri gli strumenti di misura utilizzati negli esperimenti 5.1 e 5.2
- 2 Descrivi il procedimento di laboratorio per la preparazione di una soluzione di data composizione mediante diluizione.
- 3 Descrivi il procedimento di laboratorio per la preparazione di una soluzione di data concentrazione molare dissolvendo (sciogliendo) un solido.
- 4 Descrivi il procedimento di laboratorio per la preparazione di una soluzione di data frazione di massa dissolvendo (sciogliendo) un solido.
- 5 Identifica il tipo di bilancia utilizzata per preparare le soluzioni contenute nei flaconi etichettati:
A. $w(\text{NaCl}) = 9\%$
B. $c(\text{NaCl}) = 1,0128 \text{ mol dm}^{-3}$.
- 6 Osserva la variazione di temperatura nel pallone durante la dissoluzione dell'acetato di sodio solido in acqua e concludi se la dissoluzione dell'acetato di sodio è un processo endotermico o esotermico.
- 7 Concludi se la soluzione di acetato di sodio preparata nell'esperimento descritto è insatura, satura o sovrasatura.

- 8 Valuta l'effetto della temperatura sul volume dell'acqua e considera quali sono gli errori nella preparazione di una soluzione con una concentrazione di massa determinata con precisione.

Esiti formativi degli esperimenti 5.1 e 5.2:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.2.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.3.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sulla salute umana e sull'ambiente.

KEM SŠ C.2.2. Analizza lo scambio di energia tra il sistema e l'ambiente e li mette in relazione con i cambiamenti durante una reazione chimica.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.2.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

Esperimento 6 REAZIONE TRA RAME E ZOLFO

Esperimento: tramite la reazione di rame e zolfo ottenere solfuro di rame (I)

Attrezzi e sostanze chimiche: provetta, pinza in legno, bruciatore, fiammiferi, bilancia, fili di rame sottili, zolfo in polvere

Precauzioni: Gli occhiali devono essere indossati durante il funzionamento.

Procedimento:

- 1 mettere nella provetta 2,00 g di fili sottili di rame e 0,75 g di polvere di zolfo, inclinare leggermente la provetta verso l'alto (**Figura 3.1**) e scaldare il contenuto fino all'arroventamento del rame
- 2 inclinare il tubo in posizione leggermente inclinata con l'apertura rivolta verso il basso e scaldare fino a quando lo zolfo si separerà dal prodotto (**Figura 3.2**), lasciare il tubo nella stessa posizione fino a quando il suo contenuto non si raffredderà, il prodotto rimane nel tubo
- 3 versare il prodotto di reazione raffreddato dalla provetta su un vassoio di carta pesato, pesarlo nuovamente e registrare la massa del prodotto formatosi

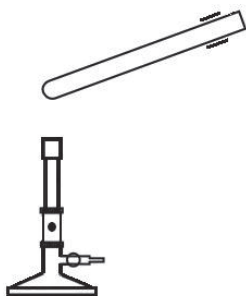


Figura 3.1 provetta inclinata con l'apertura verso l'alto

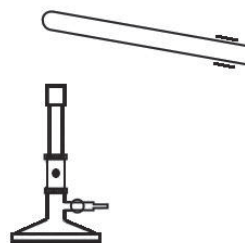


Figura 3.2 provetta inclinata con l'apertura verso il basso

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Descrivi i cambiamenti durante il riscaldamento dello zolfo.
- 2 Dopo la pesatura, confronta il colore e la flessibilità delle materie prime e dei prodotti.
- 3 Nel processo descritto, il prodotto finale della sintesi è solfuro di rame (I). La reazione di rame e zolfo produce prima solfuro di rame(II), che viene ulteriormente arroventato a solfuro di rame (I) e zolfo. Usando le equazioni delle reazioni chimiche, descrivi i processi riportati.
- 4 Calcola e concludi quale reagente è limitante e quale è in eccesso.

- 5 In base alla massa del reagente limitante, calcola la massa di solfuro di rame (I) che potrebbe formarsi dalla reazione descritta.
- 6 Calcola la resa della reazione.
- 7 Determina i numeri di ossidazione degli atomi nei reagenti e nel prodotto della reazione chimica descritta.
- 8 Determina l'agente ossidante e riducente nella reazione chimica descritta.
- 9 Scrivi le equazioni delle semireazioni di ossidazione e riduzione e l'equazione totale della reazione chimica descritta.
- 10 Osserva i simboli di pericolo e le avvertenze sulla bottiglia di zolfo.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.2.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.3.1. Indaga le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.3.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sulla salute umana e sull'ambiente.

KEM SŠ B.1.2. Analizza i cambiamenti fisici e chimici.

KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ B.3.3. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.2.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.3.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

Esperimento 7 PROPRIETÀ DEL CLORURO DI AMMONIO

Esperimento: per testare la solubilità del cloruro di ammonio in acqua, per determinare il valore del pH di una soluzione acquosa di cloruro di ammonio e per testare la stabilità termica del cloruro di ammonio solido

Attrezzi e sostanze chimiche: due provette, portaprovette, cucchiaino, bacchetta di vetro, vetrino d'orologio, termometro, bruciatore (o candela), fiammiferi, pinza in legno, contagocce, cloruro di ammonio, acqua distillata, cartina indicatrice universale, cotone

Precauzioni: Gli occhiali devono essere indossati durante il funzionamento. L'esperimento dovrebbe essere eseguito sotto la cappa aspirante o con una finestra aperta.

Procedimento:

- 1 versare circa 1 ml di acqua distillata nella provetta 1 e misurare la temperatura dell'acqua
- 2 aggiungere un cucchiaino di cloruro di ammonio, mescolare con un termometro e leggere la temperatura
- 3 trasferire una goccia di soluzione di cloruro d'ammonio con una bacchetta di vetro sulla cartina indicatrice universale e leggere il pH della soluzione.
- 4 mettere mezzo cucchiaino di cloruro d'ammonio nella provetta 2, chiudere la provetta con un po' di cotone e scaldare il fondo della provetta sulla fiamma

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Riporta la dissoluzione del cloruro di ammonio in acqua usando l'equazione della reazione chimica.
- 2 Scrivi la costante di equilibrio di concentrazione della dissoluzione del cloruro di ammonio in acqua.
- 3 La costante di concentrazione della dissoluzione del cloruro d'ammonio in acqua a 25°C è $30,9 \text{ mol}^2\text{dm}^{-6}$. Calcola la concentrazione molare di cloruro d'ammonio nella soluzione acquosa satura a 25°C.
- 4 In base alla variazione di temperatura nel sistema durante la dissoluzione del cloruro d'ammonio in acqua, determina se questo processo è esotermico o endotermico.
- 5 Elenca i trasferimenti di energia che si verificano durante la dissoluzione del cloruro d'ammonio in acqua:
A. tra il sistema e l'ambiente
B. nel sistema.

- 6 Concludi, in base al cambiamento di colore dell'indicatore, l'intervallo nel quale si trova il valore del pH della soluzione di cloruro di ammonio.
- 7 Riporta l'idrolisi del cloruro d'ammonio mediante l'equazione della reazione chimica.
- 8 Indica, nella reazione di idrolisi del cloruro d'ammonio, quali particelle sono acidi di Brønsted-Lowry e quali basi di Brønsted-Lowry.
- 9 Riporta le strutture delle particelle nella reazione di idrolisi del cloruro d'ammonio, mediante simboli di Lewis.
- 10 Descrivi ed elabora i cambiamenti durante il riscaldamento del cloruro d'ammonio.
- 11 Mediante l'equazione della reazione chimica, riporta il processo causato dal riscaldamento del cloruro d'ammonio.
- 12 Concludi a quale tipo di cristalli appartengono i cristalli di cloruro d'ammonio.
- 13 Prevedi la struttura della molecola di ammoniaca e dello ione ammonio in base al metodo VSEPR.
- 14 Spiega e riporta con l'equazione, il processo che si verifica nella parte superiore, fredda, della provetta.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.1.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ A.2.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.3.1. Indaga le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ B.1.2. Analizza i cambiamenti fisici e chimici.

KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ B.3.3. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ D.1.3. Osserva le regolarità, generalizzando i dati presentati nel testo, disegni, modelli, tabelle e grafici.

KEM SŠ D.3.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

Esperimento 8 PROPRIETÀ DELL'OSSIDO DI CARBONIO(IV)

Esperimento: sciogliendo il carbonato di calcio (dal guscio d'uovo o dal calcare) in acido cloridrico si produce l'ossido di carbonio(IV), verificare la solubilità dell'ossido di carbonio(IV) in acqua e determinare il pH di una soluzione acquosa di ossido di carbonio(IV), dimostrare la presenza dell'ossido di carbonio(IV) mediante l'acqua di calce

Attrezzi e sostanze chimiche: tre provette, portaprovette, tre contagocce (o il cilindro graduato, siringa), tappo per provette forato con tubo di vetro e tubo di gomma all'altra estremità (**Figura 4**), due tappi per provette, bacchetta di vetro, cannucina, guscio d'uovo o sassolino calcareo, soluzione di acido cloridrico al 19%, acqua di calce, carta indicatrice universale

Precauzioni: Indossare occhiali e guanti quando si lavora con acqua di calce e acido cloridrico.

Procedimento:

- 1 contrassegnare i tubi con i numeri **1, 2 e 3** e posizionarli nel portaprovette nell'ordine: **2, 1, 3**
- 2 inserire pezzi di guscio d'uovo o pietre calcaree nella provetta **1**, usando il contagocce versare circa 1 ml di acqua distillata nella provetta **2** e versare circa 1 ml di acqua di calce nel contagocce nella provetta **3**
- 3 versare circa 5 ml di una soluzione al 19 per cento di acido cloridrico nella provetta **1**, chiudere immediatamente la provetta **1** con un tappo forato di vetro e posizionare l'estremità libera del tubo di gomma nella provetta **2** (**Figura 4**)

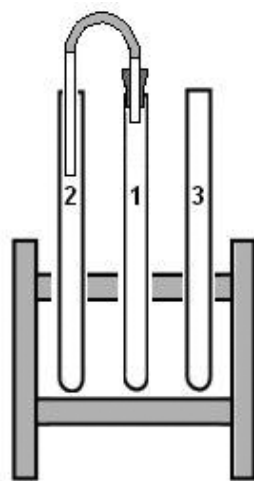


Figura 4 Dimostrazione delle proprietà dell'ossido di carbonio(IV)

- 4 dopo un minuto, trasferire il tubo di gomma dalla provetta **2** alla provetta **3**, tappare immediatamente la provetta **2** e agitare bene

- 5 determinare il valore del pH della soluzione nel tubo 2 e il valore del pH dell'acqua distillata con carta indicatrice universale
- 6 dopo un minuto, rimuovere il tubo di gomma dalla provetta 3, sigillare il tubo e agitare bene
- 7 soffiare l'aria espirata nel liquido nella provetta 3 con una cannuccia fino ad un cambiamento notevole

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Descrivi i cambiamenti causati dall'azione dell'acido cloridrico sul guscio dell'uovo nella provetta 1.
- 2 Descrivi i cambiamenti nelle provette 2 e 3.
- 3 Quando si esegue l'esperimento, il gas generato dalla reazione nella provetta 1 viene introdotto nelle provette 2 e 3. Non è necessario tappare le provette 2 e 3. Perché? In base all'esperimento, confronta la densità del gas risultante e la densità dell'aria.
- 4 In base all'equazione di stato di gas ideale, deriva l'espressione per il calcolo della densità di un gas a una data pressione e temperatura e il calcolo della densità del gas risultante e la densità dell'aria. Supponiamo che la massa molare dell'aria sia 29 g mol^{-1} , la temperatura sia 25°C e la pressione sia 1 bar.
- 5 Riporta i processi chimici nelle provette 1 e 2 tramite le equazioni delle reazioni chimiche. Scrivi i simboli degli stati di aggregazione di tutte le sostanze coinvolte nella reazione e nomina i prodotti delle reazioni chimiche.
- 6 Paragona i cambiamenti nella provetta 3 dopo l'introduzione del/dell':
A. gas formatosi durante la reazione nella provetta 1
B. aria espirata.
Riporta i cambiamenti usando le equazioni delle reazioni chimiche. Indica i simboli degli stati di aggregazione di tutte le sostanze coinvolte nella reazione e nomina i prodotti delle reazioni chimiche.
- 7 Calcola il volume di ossido di carbonio(IV) che si può ottenere sciogliendo 100 g di carbonato di calcio in 1 L di acido cloridrico a concentrazione molare di $5,26 \text{ mol L}^{-1}$ a 0°C e 101 325 Pa.
- 8 Rispondi con quale tipo di legame chimico sono collegati gli atomi di ossigeno e di carbonio in una molecola di ossido di carbonio(IV).
- 9 Riporta la struttura della molecola di ossido di carbonio(IV) con i simboli di Lewis.
- 10 Prevedi la struttura spaziale della molecola di ossido di carbonio(IV).
- 11 Nota i simboli di pericolo e le avvertenze sulla bottiglia di acido cloridrico.

Nota: il guscio dell'uovo è costituito principalmente da carbonato di calcio.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.1.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.2.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.3.1. Indaga le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.3.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sulla salute umana e sull'ambiente.

KEM SŠ B.1.1. Spiega i tipi e le proprietà dei legami chimici.

KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ B.3.3. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.1.3. Osserva le regolarità, generalizzando i dati presentati nel testo, disegni, modelli, tabelle e grafici.

KEM SŠ D.3.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

Esperimento 9 DIMOSTRAZIONE DI INSATURITÀ DEL COMPOSTO ORGANICO

Esperimento: dimostrare l'esistenza di legami multipli nelle molecole dei composti organici presenti nel gas naturale, nella buccia di limone, nella miscela di etanolo e acqua e nell'olio alimentare

Attrezzi e sostanze chimiche: quattro provette, portaprovette, tubo di gomma con tubo di vetro inserito nell'apertura, vetrino da orologio, due contagocce (o cilindro graduato, siringa), acqua di iodio diluita, gas naturale (o gas dalla cartuccia di gas), buccia/scorza di limone o arancia, etanolo, olio alimentare

Precauzioni: Durante il funzionamento devono essere indossati gli occhiali.

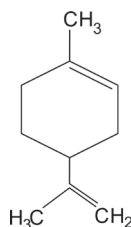
Procedimento:

- 1 contrassegnare le provette con i numeri da **1** a **4** e versare in ciascuna di esse, 1 ml di acqua di iodio
- 2 introdurre il gas naturale nell'acqua di iodio nel tubo **1** con il tubo di gomma per alcuni secondi, rimuovere il tubo di gomma dalla provetta e **chiudere immediatamente l'alimentazione del gas**, notare le variazioni
- 3 spremere il succo della buccia del limone o dell'arancia, raschiando lungo il bordo del vetro dell'orologio, versare il succo nel tubo **2** e agitare il contenuto del tubo, notare i cambiamenti
- 4 versare circa 1 ml di etanolo nella provetta **3** con un contagocce di plastica, agitare il contenuto della provetta **3**, notare i cambiamenti
- 5 usando il contagocce versare circa 1 ml di olio nella provetta **4**, agitare il contenuto della provetta **4**, notare i cambiamenti

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Descrivi i cambiamenti di colore dell'acqua di iodio nelle provette **1, 2, 3 e 4**.
- 2 Determina in quali tubi si è verificata la reazione chimica.
- 3 Determina a quale tipo di reazioni chimiche appartengono le reazioni che si sono verificate negli esperimenti.

Nota: il succo della buccia del limone o dell'arancia, contiene il composto limonene. La figura mostra la sua formula di struttura.



- 4 Rappresenta i cambiamenti tramite le equazioni delle reazioni chimiche e nomina i prodotti delle reazioni.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.2.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ A.2.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.3.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ A.3.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sulla salute umana e sull'ambiente.

KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ B.3.3. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.1.3. Osserva le regolarità, generalizzando i dati presentati nel testo, disegni, modelli, tabelle e grafici.

Esperimento 10 LA REAZIONE DI FEHLING

Esperimento: dimostrare le proprietà riducenti del glucosio e verificare se il saccarosio è uno zucchero riducente

Attrezzi e sostanze chimiche: due provette, portaprovette, quattro contagocce (o cilindro graduato, siringa), bicchiere da 250 ml con acqua calda, soluzione di Fehling I, soluzione di Fehling II, soluzione acquosa di glucosio, soluzione acquosa di saccarosio

Precauzioni: Indossare occhiali e guanti quando si lavora con il reagente di Fehling.

Procedimento:

- 1 preparazione del reagente di Fehling: versare circa 1 ml di soluzione di Fehling I e circa 1 ml di soluzione di Fehling II nella provetta **1**, agitare il contenuto della provetta, dividere la soluzione in due provette
- 2 versare circa 1 ml di soluzione di glucosio nella provetta **1** con 1 ml di reagente di Fehling, agitare il contenuto della provetta e scaldarla in acqua calda
- 3 versare circa 1 ml di soluzione di saccarosio nella provetta **2** con 1 ml di reagente di Fehling, agitare il contenuto della provetta e scaldarla in acqua calda.

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Descrivi i cambiamenti nelle provette **1** e **2**.
- 2 Disegna la struttura del gruppo funzionale dimostrato con reagente di Fehling.
- 3 Suggerisci una reazione in grado di produrre glucosio e fruttosio dal saccarosio.
- 4 Riporta la reazione di riduzione degli ioni rame(II) al rame elementare, mediante l'equazione parziale
- 5 Considera da quale sostanza ha origine il colore del precipitato formatosi dopo la reazione dello zucchero riducente con il reattivo di Fehling.
- 6 Indica se il glucosio viene ossidato o ridotto durante la reazione.
- 7 Osserva il pH della soluzione necessaria per la reazione dello zucchero riducente con gli ioni rame(II).

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ A.2.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ A.3.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ B.3.3. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ AB.4.8. Considera in modo critico l'impatto delle sostanze sull'uomo e sull'ambiente.

Esperimento 11 REAZIONE DEL BIURETO

Esperimento: dimostra la presenza (o l'assenza) del legame peptidico in urea, biureto ($\text{H}_2\text{N}-\text{CO}-\text{NH}-\text{CO}-\text{NH}_2$) e proteine dell'albume

Attrezzi e sostanze chimiche: tre provette, portaprovette, tre contagocce (o cilindro graduato, siringa), pinze in legno, bruciatore, fiammiferi, bicchiere da 250 ml, bacchetta di vetro, acqua distillata, urea, soluzione acquosa di solfato di rame(II), soluzione acquosa di idrossido di sodio, albume d'uovo, soluzione del cloruro di sodio, $w(\text{NaCl}) = 0,9\%$

Precauzioni: Durante il lavoro è necessario indossare occhiali e guanti. Il reagente biureto deve essere preparato con la finestra aperta o sotto una cappa aspirante.

Procedimento:

Dimostrazione del legame peptidico nell'urea

- 1 versare circa 1 ml di acqua distillata nella provetta 1, aggiungere la punta di un cucchiaino dell'urea e agitare il contenuto della provetta
- 2 aggiungere circa 1 mL di idrossido di sodio e 1 goccia di soluzione di solfato di rame(II) nella provetta 1 e agitare nuovamente il contenuto della provetta

Preparazione del biureto dall'urea e la dimostrazione del legame peptidico nel biureto

- 3 nella provetta 2 scaldare circa 1 g di urea fino a far uscire tutta l'ammoniaca (il riscaldamento richiede circa 1 minuto, e se fuoriesce ammoniaca, si può verificare con la cartina tornasole inumidita sull'apertura della provetta)
- 4 raffreddare il residuo solido, versare 1 ml di soluzione di idrossido di sodio, aggiungere 1 goccia di soluzione di solfato di rame(II) e agitare il contenuto della provetta

Preparazione della soluzione di albume e la dimostrazione del legame peptidico nelle proteine dell'albume

- 5 in un bicchiere, mescolare l'albume con una bacchetta di vetro, aggiungere circa 100 ml di soluzione di cloruro di sodio e rimescolare
- 6 versare circa 1 ml di soluzione di albume e circa 1 ml di idrossido di sodio nella provetta 3, aggiungere 1 goccia di soluzione di solfato di rame(II) e agitare il contenuto della provetta

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Descrivi i cambiamenti nelle provette 1, 2 e 3.
- 2 Riporta l'equazione della reazione chimica del processo avvenuto durante il riscaldamento dell'urea.

- 3 Mediante l'equazione della reazione chimica, riporta la sintesi di un dipeptide da due molecole di glicina.
- 4 Disegna la struttura del legame peptidico.
- 5 Elenca gli alimenti che darebbero un risultato positivo di reazione al biuretto.
- 6 Nota i simboli di pericolo e le avvertenze sulla bottiglia di urea.

Nota: con la soluzione di albume d'uovo preparata è possibile eseguire un'ulteriore serie di esperimenti sulle proteine: reazione xantoproteica, reazioni di precipitazione (acidi, sali di metalli pesanti, alcol) e saturazione.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ A.2.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ A.3.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ B.3.3. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ D.1.3. Osserva le regolarità, generalizzando i dati presentati nel testo, disegni, modelli, tabelle e grafici.

KEM SŠ AB.4.8. Considera in modo critico l'impatto delle sostanze sull'uomo e sull'ambiente.

Esperimento 12 EFFETTO DELLA TEMPERATURA SULL'EQUILIBRIO DELLA REAZIONE KEMICA

Esperimento: osserva l'effetto della temperatura sull'equilibrio della reazione di cationi tetraaquarame(II) e anioni cloruro

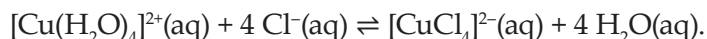
Attrezzi e sostanze chimiche: tre provette, portaprovette, due becher da 250 mL, cilindro graduato da 10 mL, contagocce, due flaconi di plastica con contagocce, soluzione acquosa di solfato di rame(II) a concentrazione molare di 1 mol dm^{-3} , acido cloridrico concentrato, acqua calda, ghiaccio

Precauzioni: Indossare occhiali e guanti quando si lavora con acido concentrato.

Procedimento:

- 1 contrassegnare tre provette con i numeri **1, 2 e 3**
- 2 versare 9 ml di soluzione di solfato di rame(II) nella provetta **1** e aggiungere circa 30 gocce (da 2 a 3 ml) di acido cloridrico concentrato da un flacone di plastica con contagocce, fino al primo viraggio della soluzione nel bluverde

Nota: Dopo aver aggiunto acido cloridrico concentrato alla soluzione di solfato di rame(II), si verifica la seguente reazione chimica:



colora la soluzione di blu colora la soluzione di giallo-verde

- 3 dividere il contenuto della provetta **1** nelle tre provette preparate, in modo che il volume della soluzione sia uguale in ciascuna provetta, lasciare la provetta numero **1** come controllo
- 4 posizionare la provetta numero **2** in un bicchiere con acqua calda e la provetta numero **3** in un bicchiere con ghiaccio, lasciare le provette nei bicchieri per qualche minuto, estrarre le provette dai bicchieri e osservare i colori delle soluzioni nelle provette.
- 5 posizionare le provette nel portaprovette, attendere alcuni minuti in modo da uguagliare la temperatura nella provetta alla temperatura dell'ambiente, notare i cambiamenti nel colore delle soluzioni

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Considera cosa provoca il cambiamento di colore delle soluzioni nelle provette **2 e 3** durante il riscaldamento e il raffreddamento.

- 2 In base all'osservazione e all'equazione della reazione chimica, concludi in quale direzione si sposta l'equilibrio della reazione chimica durante il riscaldamento o il raffreddamento della soluzione.
- 3 Riporta il processo osservato mediante l'equazione della reazione chimica.
- 4 Scrivi la costante di concentrazione dell'equilibrio per la reazione dei cationi tetra-acquarame(II) e degli anioni cloruro.
- 5 In base al cambiamento di colore dovuto al riscaldamento del contenuto della provetta **2**, concludi se la reazione nella direzione della formazione del prodotto è endotermica o esotermica.
- 6 Rispondi come cambierebbe il colore della soluzione nella provetta **1** aggiungendo solfato di rame(II) in eccesso e come aggiungendo acqua. Verifica sperimentalmente le tue ipotesi.
- 7 Paragona il colore di una soluzione acquosa contenente ioni di rame con il colore della fiamma dato dagli ioni di rame.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.3. Collega la struttura della materia con le proprietà.

KEM SŠ B.3.2. Valuta l'influenza dei fattori sulla composizione della miscela di reazione nel sistema di equilibrio.

KEM SŠ C.2.2. Analizza lo scambio di energia tra il sistema e l'ambiente e li mette in relazione con i cambiamenti durante una reazione chimica.

KEM SŠ D.3.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

Esperimento 13 TAMPONE ACETATO

Esperimento: preparare il tampone acetato e testarne le proprietà

Attrezzi e sostanze chimiche: becher da 100 mL, tre cilindri graduati da 25 mL, quattro provette, due contagocce, due flaconi contagocce da 25 mL, cinque bacchette di vetro, soluzione di acido acetico, $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$, soluzione di acetato di sodio, $c(\text{CH}_3\text{COONa}) = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$, soluzione di acido cloridrico, $c(\text{HCl}) = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$, soluzione di idrossido di sodio, $c(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$, acqua distillata, cartina indicatrice universale

Procedimento:

- 1 le istruzioni per la preparazione di soluzioni di acido acetico e acetato di sodio sono fornite negli Esperimenti 5.1. e 5.2.
- 2 preparazione della soluzione tampone: versare in un becher 20 ml di soluzione di acido acetico a concentrazione di $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ e 20 ml di soluzione di acetato di sodio a concentrazione di $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$, agitare la miscela con una bacchetta di vetro
- 3 nelle provette **1** e **2**, misurare con il cilindro graduato, 10 ml di soluzione tampone preparata e nelle provette **3** e **4** 10 ml di acqua distillata
- 4 determinare il valore del pH della soluzione tampone nel tubo **1** e il valore del pH dell'acqua nel tubo **3** con un pezzo di carta indicatrice universale, inserire i valori letti nella **tabella 7**
- 5 aggiungere 10 gocce di soluzione di acido cloridrico a concentrazione di $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ alle provette **1** e **3**, mescolare ciascuna soluzione con una bacchetta di vetro e determinare il valore del pH di ciascuna soluzione con una carta indicatrice universale, inserire i valori letti nella **tabella 7**
- 6 aggiungere 10 gocce di soluzione di idrossido di sodio a concentrazione di $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ alle provette **2** e **4**, mescolare ciascuna soluzione con una bacchetta di vetro e determinare il valore del pH di ciascuna soluzione con una carta indicatrice universale, inserire i valori letti nella **tabella 7**

Tabella 7 Effetto dell'aggiunta di HCl e NaOH sul pH del tampone acetato e dell'acqua pura

PROVETTA	ACETATO TAMPONE		ACQUA DISTILLATA	
	1	2	3	4
pH della soluzione madre		×		×
H della soluzione dopo l'aggiunta di 10 gocce di HCl a concentrazione $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$		×		×
pH della soluzione dopo l'aggiunta di 10 gocce di NaOH a concentrazione $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$	×		×	

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Confronta i valori del pH nelle provette 1 e 3 e nelle provette 2 e 4 dopo aver aggiunto dell'acido forte o base forte ad acqua distillata o una quantità uguale di soluzione tampone. Spiega i cambiamenti osservati.
- 2 Riporta i cambiamenti nelle soluzioni tampone, dopo l'aggiunta di acido forte o di base forte usando le equazioni delle reazioni chimiche.
- 3 In base all'osservazione e all'equazione della reazione chimica, spiega l'azione del tampone quando si aggiunge un acido forte o una base forte a una soluzione acquosa di acido acetico e acetato di sodio.
- 4 Scrivi la costante di equilibrio di concentrazione della ionizzazione dell'acido acetico.
- 5 Calcola il pH della soluzione formata mescolando la soluzione di acido acetico ($c = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$) e soluzione di acetato di sodio ($c = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$). La costante di ionizzazione dell'acido acetico è $1,75 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$.
- 6 Progetta un esperimento per mostrare quanto dell'acido forte o della base forte potrebbero essere aggiunti alla soluzione tampone, mantenendo il suo pH approssimativamente uguale.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.2.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.3.1. Indaga le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.3.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sulla salute umana e sull'ambiente.

KEM SŠ B.3.2. Valuta l'influenza dei fattori sulla composizione della miscela di reazione nel sistema di equilibrio.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.2.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.3.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

Esperimento 14 ELETTROLISI DI SOLUZIONE ACQUOSA DI SOLFATO DI SODIO

Esperimento: mediante elettrolisi di una soluzione acquosa di solfato di sodio per separare l'acqua in idrogeno e ossigeno

Attrezzi e sostanze chimiche: treppiede, morsetto e giunto, tubo a U, imbuto, due elettrodi di grafite filettati attraverso tappi, conduttori (fili) con morsetti a coccodrillo, batteria da 4,5 V o trasformatore da 4 V a 6 V, due contagocce, soluzione acquosa di solfato di sodio, $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$, indicatori metilarancio e fenolftaleina

Procedimento:

- 1 montare il dispositivo secondo la **Figura 5**
- 2 versare la soluzione di solfato di sodio attraverso un imbuto nel tubo a U e immergere gli elettrodi nella soluzione
- 3 collegare gli elettrodi ai poli della batteria tramite i fili conduttori, notare quale elettrodo è collegato al polo positivo e quale al polo negativo della batteria
- 4 dopo circa 5 minuti, interrompere l'elettrolisi e rimuovere entrambi gli elettrodi dalla soluzione
- 5 aggiungere da 1 a 2 gocce di soluzione di metilarancio nello spazio anodico e aggiungere da 1 a 2 gocce di soluzione di fenolftaleina nello spazio catodico, annotare le osservazioni

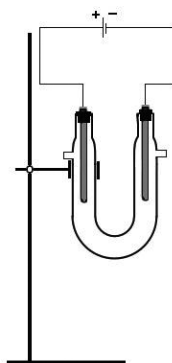


Figura 5 Apparecchio per l'elettrolisi della soluzione acquosa di solfato di sodio

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Osserva i cambiamenti sugli elettrodi durante l'elettrolisi della soluzione acquosa di solfato di sodio.
- 2 Paragona le velocità di formazione di bollicine di gas sugli elettrodi.

- 3 In base ai cambiamenti di colore degli indicatori, concludi sul valore del pH delle soluzioni nello spazio dell'anodo e del catodo.
- 4 In base alle osservazioni e ai cambiamenti negli elettrodi, concludi quali prodotti sono formati dall'elettrolisi di una soluzione acquosa di solfato di sodio.
- 5 Riporta i cambiamenti sugli elettrodi usando equazioni parziali di ossidazione e riduzione e scrivi l'equazione della reazione chimica totale.
- 6 Calcola il volume di idrogeno che si può ottenere per elettrolisi dell'acqua a 20 °C e 105 Pa se una corrente di 2 A scorre attraverso la cella per 30 minuti.
- 7 Considera cosa succede agli ioni sodio e cosa agli ioni solfato durante l'elettrolisi.
- 8 I gas ottenuti dall'elettrolisi dell'acqua vengono utilizzati nelle celle combustibili. Esplora l'efficacia delle celle combustibili come fonti di energia ecologicamente accettabili.

Esiti formativi:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.1.4. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.2.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sull'ambiente.

KEM SŠ A.3.1. Indaga le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ A.3.3. Considera criticamente l'uso di sostanze e il loro impatto sulla salute umana e sull'ambiente.

KEM SŠ C.3.1. Analizza i cambiamenti nelle celle elettrochimiche.

KEM SŠ C.3.2. Collega la quantità di sostanza secreta sugli elettrodi con la quantità di carica.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.3.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.3.3. Osserva le regolarità generalizzando i dati riportati in disegni, grafici e tabelle.

Esperimento 15 SERIE ELETTROKEMICA DEI METALLI

Esperimento 15.1 REAZIONI DEI METALLI CON ACIDO DILUITO

Esperimento: indagare sulla reattività di alcuni metalli con acido cloridrico diluito

Attrezzi e sostanze chimiche: sei provette, portaprovette, soluzione di acido cloridrico, $w(\text{HCl}) = 15\%$, granuli o trucioli di metallo di uguali dimensioni (es. magnesio, alluminio, zinco, rame, ferro, piombo)

Precauzioni: Indossare occhiali e guanti quando si lavora con acido cloridrico.

Procedimento: versare circa 1 mL di acido cloridrico in ciascuna delle sei provette e inserire i granuli o trucioli dei metalli, osservare e annotare le osservazioni nella **tabella 8**.

Nota: Indica lo sviluppo di bollicine di gas nella reazione di un metallo con l'acido con un più (+) o meno (-). Stima l'intensità della formazione di bollicine di gas nella reazione di un singolo metallo con numeri ordinali a partire da 1 per la reazione con la formazione di bollicine più intensa.

Tabella 8 Cambiamenti osservati nella reazione di metalli con acido cloridrico diluito

METALLI	CAMBIAMENTI OSSERVATI NELLA REAZIONE DEI METALLI CON HCl(aq)	
	SVILUPPO DELLE BOLLICINE	INTENSITÀ
Fe		
Al		
Zn		
Cu		
Mg		
Pb		

Indicazioni per lo svolgimento dell'esperimento 15.1:

- 1 Descrivi le osservazioni fatte durante la reazione del metallo con acido cloridrico.
- 2 Confronta l'intensità della formazione di bolle nelle provette.
- 3 A seconda dell'intensità della reazione del metallo con l'acido, fai una serie elettrochimica dei metalli inserendo i simboli dei metalli partendo dal metallo che ha reagito violentemente con l'acido e poi i simboli degli altri metalli in funzione della diminuzione dell'intensità di reazione.

Reattività dei metalli secondo i risultati sperimentali



- 4 Riporta i cambiamenti chimici osservati mediante le equazioni delle reazioni chimiche e scrivi i simboli degli stati di aggregazione di tutti i reagenti e i prodotti.
- 5 Nella reazione di zinco con l'acido cloridrico, assegna i numeri d'ossidazione degli atomi per tutte le specie coinvolte nella reazione e bilancia l'equazione mediante equazioni parziali di ossidazione e riduzione.
- 6 Dall'equazione della reazione redox riportata, determina quale reagente è un agente riducente.
- 7 In base ai risultati dell'esperimento, determina quale dei metalli è il più forte, e quale il più debole agente riducente.
- 8 Confronta i risultati degli esperimenti con la posizione dei metalli scelti nella serie elettrochimica dei metalli (serie di Volta).

Esperimento 15.2 REAZIONI DEI METALLI CON IONI DI SALI DISSOLUTI

Esperimento: indagare sulla reattività di alcuni metalli con alcuni cationi dalle soluzioni saline

Attrezzi e sostanze chimiche: nove provette, portaprovette, soluzioni acquose saline diluite (es. cloruro di zinco, $c(\text{ZnCl}_2)=0,1 \text{ mol dm}^{-3}$, cloruro di rame(II), $c(\text{CuCl}_2)=0,1 \text{ mol dm}^{-3}$, nitrato d'argento, $c(\text{AgNO}_3)=0,1 \text{ mol dm}^{-3}$), granuli o limatura di metalli (es. magnesio, zinco, rame)

Procedimento:

- 1 versare 2 mL di soluzione di cloruro di zinco nelle provette **1, 2 e 3**
- 2 versare 2 mL di soluzione di cloruro di rame(II) nelle provette **4, 5 e 6**
- 3 versare 2 mL di soluzione di nitrato d'argento nelle provette **7, 8 e 9**
- 4 inserire dei campioni di metallo nelle soluzioni e indicare le osservazioni nella **tabella 9**

Osservazioni: Indica la reazione del metallo con lo ione del sale nella **tabella 9** con il più (+) o il meno (-).

Tabella 9 Cambiamenti osservati durante le reazioni di metalli con ioni di sali disciolti

METALLI	SOLUZIONI ACQUOSE DI SALI		
	$\text{ZnCl}_2(\text{aq})$	$\text{CuCl}_2(\text{aq})$	$\text{AgNO}_3(\text{aq})$
Mg			
Zn			
Cu			

Indicazioni per lo svolgimento dell'esperimento 15.2:

- 1 Descrivi le osservazioni nelle provette.
- 2 Spiega le tue osservazioni e concludi in quali provette è avvenuta la reazione chimica.
- 3 Confronta i risultati degli esperimenti con la posizione della coppia redox metallo/ione metallo nella serie elettrochimica (serie di Volta).

- 4 Trova i dati esatti di letteratura per i potenziali standard degli elettrodi per le coppie metallo/ione metallo formatesi e confrontali con i risultati sperimentali.
- 5 Riporta le reazioni possibili nelle soluzioni mediante le equazioni delle reazioni chimiche. Indica gli stati di aggregazione per tutte le specie facenti parte alla reazione.
- 6 Scrivi le reazioni parziali di ossidazione e riduzione, per una delle possibili reazioni.
- 7 Secondo l'equazione della reazione redox scritta, concludi quale reagente è un agente riducente e quale è un agente ossidante.

Esiti formativi 15.1 e 15.2:

KEM SŠ A.1.2. Applica la terminologia chimica e i simboli per descrivere la composizione di una sostanza.

KEM SŠ B.3.3. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

KEM SŠ C.3.1. Analizza i cambiamenti nelle celle elettrochimiche.

KEM SŠ D.3.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.3.3. Osserva le regolarità generalizzando i dati riportati in disegni, grafici e tabelle.

Esperimento 16 ENTALPIA DI DISSOLUZIONE DI SOSTANZE

Esperimento: determina l'entalpia di reazione di dissoluzione in acqua di una sostanza scelta

Attrezzi e sostanze chimiche: bicchiere in polistirolo da 200 ml (calorimetro semplice), coperchio in polistirolo o cartone spesso, bilancia, cilindro graduato da 100 ml, provetta, mortaio col pestello, termometro, cronometro, campione di sostanza (ad es. cloruro di calcio, cloruro di ammonio o acido citrico), acqua distillata

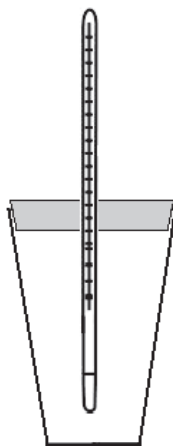


Figura 6 Disegno di un calorimetro semplice

Procedimento:

- 1 assemblare un semplice calorimetro secondo la **Figura 6**, tagliare il coperchio delle dimensioni dell'apertura del becher da polistirolo sottili o cartone e fare un foro per il termometro
- 2 lasciare tutto l'occorrente e i prodotti chimici a temperatura ambiente, lontano da fonti di luce o di calore fino a quando le loro temperature non si stabilizzano
- 3 calcolare la massa della sostanza che corrisponde alla quantità di 0,02 mol, tritare il campione in un mortaio e trasferirlo in una provetta asciutta, tappare la provetta con un tappo, pesare la provetta col campione e il tappo (con la precisione di 0,01 g), riportare i dati di pesata nella **tabella 10**

Tabella 10 Determinazione delle masse d'acqua e del campione richieste per l'esperimento calorimetrico

$m_1(\text{bicchiere})/\text{g}$	
$m_2(\text{bicchiere con acqua})/\text{g}$	
$m_3(\text{provette con il campione})/\text{g}$	
$m_4(\text{provette})/\text{g}$	
$m(\text{H}_2\text{O})/\text{g}$	
$m(\text{campione})/\text{g}$	

- 4 pesare un bicchiere di polistirolo (precisione di 0,01 g), versare circa 50 ml di acqua nel bicchiere e pesare nuovamente il bicchiere, la differenza di peso è la massa d'acqua nel calorimetro
- 5 riportare i valori della temperatura dell'acqua, misurata ogni trenta secondi, nella **tabella 11**, fare le misure nell'intervallo da 3 a 6 minuti

Nota: Il termometro non deve essere rimosso dalla soluzione durante la misurazione.

Tabella 11 Temperatura nel calorimetro prima, durante e dopo la dissoluzione in acqua della sostanza scelta

t/min										
$\vartheta/^{\circ}\text{C}$										
t/min										
$\vartheta/^{\circ}\text{C}$										

Nota: Il simbolo per la temperatura in Celsius e il tempo è lo stesso (t). Per distinguere le grandezze misurate, la temperatura è indicata dalla lettera greca theta in minuscolo (ϑ).

- 6 trascorso l'intervallo di 3-6 minuti, sollevare il coperchio e aggiungere all'acqua tutto il contenuto della provetta, rimettere a posto il coperchio e mescolare lentamente con il termometro, sciogliendo così l'intero campione e continuare a riportare la temperatura della soluzione ogni mezzo minuto, per un ulteriore intervallo da 3 a 6 minuti
- 7 pesare nuovamente la provetta tappata (precisione 0,01 g), la differenza nelle pesate delle provette è la massa del campione aggiunta al calorimetro
- 8 le misure devono essere riportate graficamente su carta millimetrata come variazione di temperatura nel calorimetro in funzione del tempo prima, durante e dopo la reazione chimica (termogramma)



Figura 7 Termogramma di dissoluzione in acqua della sostanza scelta

- 9 determinare la variazione di temperatura nel calorimetro dovuta alla dissoluzione della sostanza scelta, in base alla rappresentazione grafica

- 10 calcolare la capacità termica del calorimetro assumendo che la capacità termica del calorimetro sia dovuta solo all'acqua e che la capacità termica della soluzione sia uguale alla capacità termica dell'acqua, la capacità termica specifica dell'acqua è $4,19 \text{ JK}^{-1} \text{ g}^{-1}$
- 11 calcolare il calore che verrebbe scambiato con l'ambiente durante la dissoluzione in acqua della sostanza scelta
- 12 calcolare l'entalpia di reazione di dissoluzione della sostanza scelta dall'andamento della reazione e dal calore scambiato

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti:

- 1 Riporta l'equazione termochimica della dissoluzione della sostanza scelta.
- 2 Basandoti sul grafico, determina la variazione di temperatura dovuta alla reazione di dissoluzione (Δt) e concludi se lo scioglimento del solido scelto è una variazione esotermica o endotermica.
- 3 Spiega i cambiamenti di energia nella dissoluzione di un solido in acqua.
- 4 Confronta il valore misurato dell'entalpia di reazione di dissoluzione del sale, paragonandolo con i dati presenti in letteratura.
- 5 Calcolare l'errore relativo, utilizzando l'espressione: $P = \frac{|\Delta_r H_i - \Delta_r H_t|}{\Delta_r H_t} \cdot 100\%$ dove x_i è il valore di entalpia determinato sperimentalmente e $\Delta_r H_f$ è il valore di letteratura dell'entalpia di reazione.
- 6 Valuta come un aumento della temperatura influisce sulla solubilità della sostanza osservata in acqua.
- 7 In base al valore dell'entalpia di reazione di dissoluzione della sostanza ottenuta nell'esperimento 16, calcola l'entalpia di reazione di cristallizzazione di questa sostanza ($-\Delta_{\text{sale}} H$) alla stessa temperatura.

Esiti formativi:

KEM SŠ C.2.1. Collega le modifiche alla conversione dell'energia all'interno del sistema.

KEM SŠ C.2.2. Analizza lo scambio di energia tra il sistema e l'ambiente e li mette in relazione con i cambiamenti durante una reazione chimica.

Esperimento 17 DIPENDENZA DELLA VELOCITÀ DI REAZIONE DALLA TEMPERATURA E DALLA CONCENTRAZIONE DEI REAGENTI

Esperimento 17.1 DIPENDENZA DEL TASSO DI FORMAZIONE DI ZOLFO, DALLA TEMPERATURA

Esperimento: rappresenta nel grafico la dipendenza della velocità di formazione dello zolfo dalla temperatura nella reazione del tiosolfato di sodio con l'acido solforico

Attrezzi e sostanze chimiche: dieci provette, portaprovette, carta pulita bianca, pennarello nero o blu, becher per bagnomaria da 250 ml, piastra di gomma o plastica (può essere usato un tappo di plastica più largo), bruciatore, treppiede, rete, tre pipette graduate da 5 ml (possono essere usate siringhe da 5 mL), due termometri, cronometro, soluzione acquosa di tiosolfato di sodio, $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,20 \text{ mol dm}^{-3}$, soluzione acquosa di acido solforico, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,20 \text{ mol dm}^{-3}$, acqua distillata

Procedimento:

- 1 tutti i prodotti chimici vengono lasciati a temperatura ambiente lontano da luce o fonti di calore, quando la temperatura si stabilizza, misurane il valore e riportalo nella **tabella 12** (primo valore di misura)
- 2 versare 1 mL di soluzione di tiosolfato di sodio nelle prime cinque provette e aggiungere 4 mL di acqua distillata e 1 mL di acido solforico nelle altre cinque provette (**tabella 12**), facendo attenzione a non mescolare le pipette usate per le aggiunte di sostanze diverse
- 3 disegnare una **X** chiaramente visibile su un pezzo di carta pulita con un pennarello (**Figura 8.2**)
- 4 tenendolo in mano, posizionare la provetta **1** con la soluzione di tiosolfato di sodio sulla carta preparata sopra il simbolo **X** disegnato
- 5 versare la soluzione di acido solforico dalla provetta **6** nella soluzione di tiosolfato di sodio e mescolare con cautela il contenuto applicando movimenti circolari. Nel momento dell'aggiunta dell'acido fai partire il cronometro e osserva attraverso la soluzione il simbolo **X** disegnato sulla carta. Quando il simbolo non si vedrà più, a causa dello zolfo estratto, ferma il cronometro. Riportare il tempo registrato nella **tabella 12**
- 6 posizionare una seconda coppia di provette (**2 – 7**) contenenti la soluzione di tiosolfato di sodio e la soluzione di acido solforico nel bagnomaria e scaldarle sopra

il bruciatore sulla rete (**Figura 8.1**), si può mettere una piastra di gomma o plastica sul fondo del becher, per evitare il contatto delle provette o del termometro con il fondo del becher durante il riscaldamento

- 7 inserire un termometro nella soluzione di tiosolfato di sodio e un altro nel bagnomaria, scaldarli lentamente in modo che le temperature dell'acqua e della soluzione siano uniformi, quando la soluzione di tiosolfato di sodio raggiungerà la temperatura di reazione desiderata, riportare la temperatura e mescolare il contenuto delle provette sopra la carta bianca con il segno **X** e osservare i cambiamenti, riportare nella **tabella 12** il tempo necessario affinché il segno non sia più visibile a causa dallo zolfo estratto
- 8 ripetere l'esperimento con le coppie di soluzioni (tiosolfato di sodio e acido solforico) rimaste (**3 – 8, 4 – 9** e **5 – 10**), ma a temperature diverse, le temperature delle soluzioni possono essere, ad esempio temperatura ambiente, 30°C, 40°C, 50°C e 60°C
- 9 riportare nel grafico i risultati delle misure su carta millimetrata come rapporto del tempo necessario affinché la soluzione diventi torbida in funzione della temperatura

Osservazioni:

Tabella 12 Preparazione delle soluzioni e risultati della determinazione del tempo della torbidità dovuto alla reazione di tiosolfato di sodio e acido solforico a diverse temperature

	PREPARAZIONE DELLE SOLUZIONI				MISURA	
	PROVETTE 1 – 5		PROVETTE 6 – 10			
NUMERO DI MISURA	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)/\text{mL}$	$V(\text{H}_2\text{O})/\text{mL}$	$V(\text{H}_2\text{SO}_4)/\text{mL}$	$V_{(\text{totale})}/\text{mL}$	$\vartheta/^{\circ}\text{C}$	t/s
1	1	4	1	6		
2	1	4	1	6		
3	1	4	1	6		
4	1	4	1	6		
5	1	4	1	6		

Nota: Il simbolo per la temperatura in Celsius e il tempo è lo stesso (t). Per distinguere le grandezze misurate, la temperatura è indicata dalla lettera greca theta in minuscolo(ϑ).

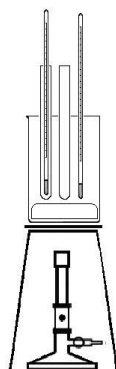


Figura 8.1 assemblaggio per il riscaldamento delle soluzioni

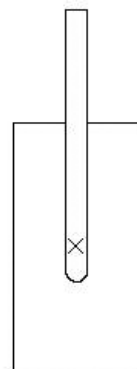


Figura 8.2 Carta bianca con il simbolo **X** e la provetta appoggiata

Esperimento 17.2 DIPENDENZA DELLA FORMAZIONE DI ZOLFO DALLA CONCENTRAZIONE DI TIOSOLFATO DI SODIO

Esperimento: rappresenta graficamente la dipendenza della velocità di formazione di zolfo nella reazione tra tiosolfato di sodio e acido solforico dalla concentrazione di tiosolfato di sodio

Attrezzi e sostanze chimiche: dieci provette, portaprovette, carta bianca pulita, pennarello nero o blu, tappo, tre pipette graduate da 5 mL (oppure siringhe da 5 mL), soluzione del tiosolfato di sodio, $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,20 \text{ mol dm}^{-3}$, soluzione dell'acido solforico, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,20 \text{ mol dm}^{-3}$, acqua distillata

Procedimento:

- 1 preparare cinque provette con diversi volumi del tiosolfato di sodio e della soluzione acquosa e cinque provette con la soluzione di acido solforico secondo la **tabella 13**, facendo attenzione che le pipette con le quali si aggiungono le soluzioni diverse, non si mescolino
- 2 mescolare le soluzioni di sodio tiosolfato e acido solforico secondo l'ordine riportato nella **tabella 13** misurando e riportando il tempo necessario affinché la **X** non sia più visibile sulla carta
- 3 riportare su carta millimetrata il grafico con i risultati delle misure, come la dipendenza del tempo di intorbidimento della soluzione, in funzione della concentrazione del tiosolfato di sodio

Osservazioni:

Tabella 13 Preparazione di soluzioni e risultati della determinazione del tempo di intorbidimento dovuto alla reazione di tiosolfato di sodio e acido solforico a diverse concentrazioni di tiosolfato di sodio

	PREPARAZIONE DELLE SOLUZIONI				MISURA	
	PROVETTE 1 – 5		PROVETTE 6 – 10			
NUMERO DI MISURA	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)/\text{mL}$	$V(\text{H}_2\text{O})/\text{mL}$	$V(\text{H}_2\text{SO}_4)/\text{mL}$	$V_{(\text{totale})}/\text{mL}$	$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)/\text{mol dm}^{-3}$	t/s
1	1	4	1	6		
2	2	3	1	6		
3	3	2	1	6		
4	4	1	1	6		
5	5	0	1	6		

Indicazioni per lo svolgimento degli esperimenti 17.1 e 17.2:

- 1 In base ai dati tabulati e a quelli riportati nei grafici, confronta la variazione del tempo necessario per la formazione dello zolfo colloidale, in funzione dell'aumento della temperatura.
- 2 Valuta l'effetto della temperatura sulla velocità di reazione del tiosolfato di sodio con l'acido solforico.
- 3 Valuta l'effetto della concentrazione del reagente sulla velocità di reazione del tiosolfato di sodio con l'acido solforico basandoti sui risultati delle misure.
- 4 Scrivi un'espressione per il valore medio della velocità di una reazione chimica usando:
 - A. variazioni delle concentrazioni di tiosolfato di sodio
 - B. variazioni delle concentrazioni di zolfo.
- 5 Scrivi l'espressione per la velocità media di scomparsa del tiosolfato di sodio e per la velocità media di formazione dello zolfo.
- 6 Spiega perché la formazione di zolfo colloidale causa la torbidità della soluzione. Qual'è la proprietà di soluzioni colloidali che si manifesta?
- 7 Esamina le proprietà dello zolfo colloidale con un indicatore laser. Versa circa 50 mL di acqua in un becher da 100 mL e aggiungi goccia a goccia, alcune gocce della sospensione rimasta dall'esperimento precedente, in modo da ottenere una leggera torbidità. Mescolare con un bastoncino. Dirigi il raggio di luce attraverso il bicchiere con lo zolfo colloidale. Spiega le osservazioni e trai una conclusione sulle proprietà delle soluzioni colloidali.

- 8 Spiega l'importanza del mantenere il volume totale costante tra le misure per lo svolgimento di un esperimento.

Esiti formativi 17.1 e 17.2:

KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di sostanza.

KEM SŠ B.2.1. Analizza le velocità di diversi processi.

KEM SŠ AB.4.25. Indaga le proprietà, la composizione, il tipo e la produzione dei sistemi colloidali.

KEM SŠ BC.4.26. Collega l'influenza di vari fattori alla stabilità dei sistemi colloidali.

KEM SŠ D.1.1. Collega i risultati dell'esperimento con le conoscenze concettuale.

KEM SŠ D.1.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ D.2.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

KEM SŠ AB.4.25. Indaga le proprietà, la composizione, il tipo e la produzione dei sistemi colloidali.

KEM SŠ BC.4.26. Collega l'influenza di vari fattori alla stabilità dei sistemi colloidali.

3 STRUTTURA DELL'ESAME

Il rapporto percentuale dei campi di verifica e dei livelli cognitivi nell'esame di stato di chimica sono riportati nelle **tabelle 14 e 15**.

Tabella 14 Il rapporto percentuale dei campi di verifica nell'esame di stato di chimica

CAMPO DI VERIFICA	RAPPORTO NELL'ESAME
1. Sostanze	45%
2. Cambiamenti e processi	40%
3. Energia	15%
TOTALE	100%

Tabella 15 Il rapporto percentuale dei livelli cognitivi nell'esame di stato di chimica

LIVELLI COGNITIVI	RAPPORTO NELL'ESAME
Primo livello cognitivo (riconoscere, elencare)	25%
Secondo livello cognitivo (comprendere)	50%
Terzo livello cognitivo (applicare le nozioni)	25%
TOTALE	100%

L'esame di maturità statale in chimica è formato da due da due tipologie di quesiti. La prima del libretto d'esame comprende quesiti di tipo chiuso (quesiti a scelta multipla). La seconda parte del libretto d'esame è composta da quesiti di tipo aperto. I quesiti di tipo aperto possono essere: quesiti a completamento, quesiti a risposta breve, quesiti a risposta lunga.

La struttura dell'esame è riportata nella **tabella 16**.

Tabella 16 Struttura dell'esame in base al numero di quesiti

TIPPO DI ESERCIZI	NUMERO DI ESERCIZI	NUMERO DI PUNTI PER ESERCIZIO	PUNTEGGIO TOTALE
Esercizi di tipo chiuso	35	1	35
Esercizi di tipo aperto	6	2	12
	5	3	15
	2	4	8

Il punteggio massimo, che è possibile ottenere all'esame di maturità di stato in chimica, è di **70 punti**.

4 ARTICOLAZIONE DELL'ESAME

L'articolazione dell'esame contempla la durata dell'esame, lo schema delle prove e la modalità di soluzione dell'esame e l'occorrente.

4.1 DURATA DELL'ESAME

L'esame di maturità statale in chimica dura **180 minuti**. Il calendario degli esami è pubblicato sulle pagine web del Centro nazionale per la valutazione esterna della formazione (www.ncvvo.hr).

4.2 SCHEMA DELLE PROVE E MODALITÀ DI SOLUZIONE

Al candidato viene consegnata una busta sigillata contenente tutti i materiali d'esame. Il contenuto della brutta coppia **non** verrà valutato.

Per ogni tipologia di quesiti viene allegata l'indicazione per lo svolgimento. È della massima importanza leggere attentamente le indicazioni, perché esse contengono il modo in cui vengono contrassegnate le risposte esatte. I candidati devono leggere attentamente le indicazioni e seguirle durante la risoluzione dell'esame.

I candidati rispondono ai quesiti a scelta multipla indicando la lettera della risposta esatta tra quelle proposte. Qualora il candidato per un determinato quesito contrassegnasse più di una risposta, il quesito verrà valutato con zero (0) punti, anche se tra le risposte segnate ci fosse pure quella esatta.

I quesiti di tipo aperto vengono risolti riportando la risposta esatta (e il procedimento, es. il disegno o il diagramma se il quesito lo richiede) nell'apposito spazio predisposto e indicato.

Nel caso in cui il candidato commetta un errore, deve barrare la risposta errata, metterla fra parentesi, scrivere la risposta esatta e mettere un parafoo (solamente firma breve, non nome e cognome per esteso) accanto alla risposta esatta.

4.3 OCCORRENTE

Durante lo svolgimento dell'esame, è consentito utilizzare solo una penna a sfera blu o nera.

Dell'occorrente geometrico è consentito l'uso di un righello (o di una squadra) mentre non è consentito l'uso di goniometri e compassi.

La calcolatrice fa parte dell'occorrente, la *calcolatrice scientifica* può essere utilizzata nel corso dell'intera durata dell'esame.

Inoltre, è consentito l'uso del sistema periodico degli elementi. Il libretto con il sistema periodico degli elementi, necessario per l'adempimento delle consegne, fa parte del materiale



d'esame. I candidati non sono autorizzati a portare o utilizzare altre forme del sistema periodico degli elementi.

Durante l'esame, si può richiedere ai candidati di costruire diagrammi, e possono utilizzare l'occorrente da disegno.

Durante l'esame è consentito l'uso di una calcolatrice di tipo *Scientific*.

Il docente di servizio scriverà nell'elenco delle calcolatrici tascabili il tipo (denominazione e codice) della calcolatrice tascabile, che il candidato avrà utilizzato nel corso dell'esame.

5 PUNTEGGIO

Il candidato all'esame può ottenere un totale di **70 punti**.

5.1 VALUTAZIONE DELLA PRIMA PARTE DEL LIBRETTO D'ESAME

La prima parte del libretto d'esame è costituita da **35** quesiti di tipo chiuso (quesiti a scelta multipla).

Ogni risposta esatta dei quesiti a scelta multipla porta un punto.

Risolvendo correttamente gli esercizi di tipo chiuso, il candidato può realizzare al massimo **35** punti (**tabella 16**).

5.2 VALUTAZIONE DELLA SECONDA PARTE DEL LIBRETTO D'ESAME

La seconda parte del libretto d'esame è costituita da 12 quesiti di tipo aperto (6 quesiti che portano 2 punti, 5 quesiti che portano 3 punti e 2 quesiti che portano 4 punti, **tabella 16**).

Per ogni quesito è stata elaborata una griglia valutativa in modo da assegnare, ad ogni parte del quesito un punto. Un dato numero di quesiti (fino a 3 quesiti per esame) contiene parti le quali portano più di un punto. La valutazione di questa tipologia di quesiti verrà elaborata e pubblicata insieme alla chiave delle risposte.

Risolvendo correttamente i quesiti di tipo aperto, il candidato può realizzare al massimo **35** punti.

6 ESEMPI DI QUESITI

In questo capitolo si trovano gli esempi di quesiti. Accanto ad ogni tipo di quesito viene riportata l'indicazione per lo svolgimento del quesito, la risposta esatta, il campo di verifica, l'esito formativo valutato dal quesito e il punteggio.

6.1 ESEMPI DI QUESITI DI TIPO CHIUSO (QUESITI A SCELTA MULTIPLA)

Il quesito di tipo chiuso (quesito a scelta multipla) è composto dalle indicazioni (nelle quali viene descritto il modo dell'adempimento del quesito ed è comune a tutti i quesiti dello tipo), dalle basi (nelle quali viene impostato il quesito) e da quattro risposte proposte, delle quali solo una è corretta.

L'indicazione per lo svolgimento del quesito di tipo chiuso (quesiti a scelta multipla) è la seguente:

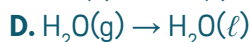
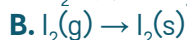
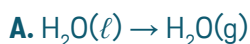
Nei seguenti quesiti solo **una** risposta è esatta.

Devi contrassegnare le risposte esatte con una X sul foglio delle risposte.

La risposta esatta porta un punto.

Quesito:

Quale tra le forme scritte, indica una reazione endotermica?



RISPOSTA ESATTA: A

CAMPO DI VERIFICA: 3 ENERGIA

ESITO FORMATIVO: KEM SŠ C.2.1. Collega le modifiche alla conversione dell'energia all'interno del sistema

PUNTEGGIO: 1 punto per la risposta esatta

6.2 ESEMPI DI QUESITI DI TIPO APERTO

I quesiti di tipo aperto, nella seconda parte del libretto d'esame, possono essere quesiti a completamento, quesiti a risposta breve e quesiti a risposta lunga. I quesiti di tipo aperto sono composti dalle indicazioni (nelle quali viene descritto il modo dell'adempimento del quesito ed è comune a tutti i quesiti dello tipo), dalla base (di solito una domanda) nella quale è riportato il problema che il candidato deve risolvere.

All'esame di Chimica tra i quesiti a risposta lunga i più comuni sono i problemi di stechiometria. Questo tipo di quesito viene risolto calcolando, disegnando o completando. Per ciascuno dei quesiti di questo tipo, viene formata una apposita griglia di valutazione. Siccome le variazioni nei quesiti di questo tipo sono tante è impossibile fornire nel catalogo d'esame le griglie di valutazione per tutte le possibilità. Gli esempi elencati, descrivono i principi di valutazione e di punteggio nei quesiti di questo tipo.

Nei quesiti contenenti i calcoli, viene applicato il principio di punteggio consequenziale, secondo il quale il candidato non verrà punito due volte per lo stesso errore.

L'indicazione per lo svolgimento del quesito di tipo aperto è la seguente:

Nei seguenti quesiti rispondi con una risposta breve oppure completa la frase/tabella/grafico/schema scrivendo il contenuto mancante. **Negli esercizi di calcolo bisogna mostrare anche il procedimento con la corretta indicazione delle grandezze fisiche e delle unità di misura.** Le risposte vengono inserite **esclusivamente** nell'apposito spazio indicato nel libretto d'esame.

La risposta esatta porta uno o due punti.

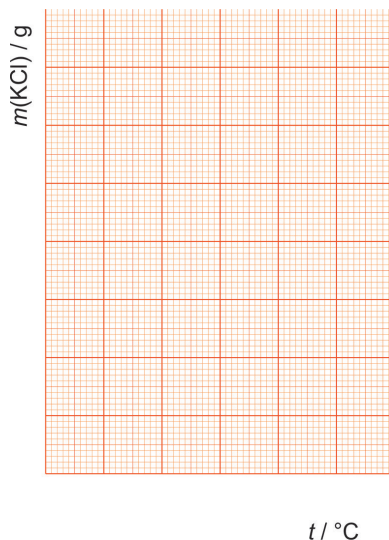
6.2.1 Esempio di quesiti a completamento

Quesito:

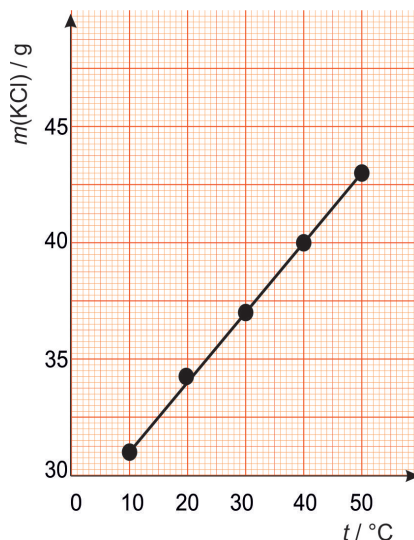
Nella tabella sono riportati i valori massimi della massa di cloruro di potassio che si può sciogliere in 100 g d'acqua alle date temperature.

$t/^{\circ}\text{C}$	$m(\text{KCl u } 100 \text{ g d'acqua})/\text{g}$
10	30,9
20	34,0
30	37,1
40	40,0
50	42,9

Usando i dati dalla tabella, riporta nel grafico la dipendenza della massa di cloruro di potassio solubile in 100 g d'acqua, in funzione della temperatura.



RISPOSTA ESATTA:



CAMPO DI VERIFICA: 1 MATERIA

ESITO FORMATIVO: KEM SŠ D.2.3. Osserva le regolarità, generalizzando i dati presentati in testi, disegni, modelli, tabelle e grafici.

PUNTEGGIO: 1 punto per la rappresentazione grafica esatta (scelta apposita dei rapporti su assi, e i valori corretti)

6.2.2 Esempio di quesiti a risposta breve

Quesito:

1. Riporta la distribuzione degli elettroni nei livelli dell'involucro d'atomo nel suo stato elementare, se il numero di elettroni del suo ione, di carica +2, è uguale al numero di elettroni nell'atomo di argon.

2. Paragona i raggi dell'atomo e del suo catione.

3. Scrivi il simbolo chimico della specie con la carica -3 , e con la distribuzione di elettroni lungo i livelli pari a 2,8.

RISPOSTE ESATTE:

- 1 2, 8, 8, 2
- 2 Il raggio dell'atomo neutro è maggiore del raggio del suo catione.
- 3 N^{3-}

CAMPO DI VERIFICA: 1 MATERIA

ESITI FORMATIVI:

- 1 KEM SŠ A.1.3. Collega la struttura della materia con le proprietà.
- 2 KEM SŠ A.1.1. Analizza le proprietà, la composizione e il tipo di materia.
- 3 KEM SŠ A.1.3. Collega la struttura della materia con le proprietà.

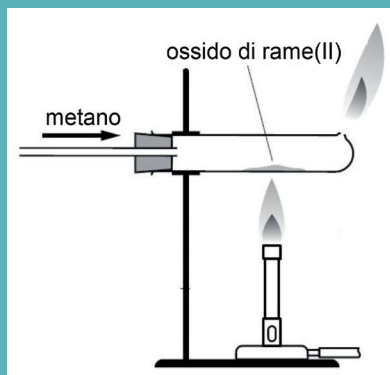
PUNTEGGIO:

- 1 1 punto per la configurazione elettronica dell'atomo riportata esattamente
- 2 1 punto per la risposta: L'atomo neutro è maggiore del raggio del suo catione
- 3 1 punto per N^{3-}

6.2.3 Esempio di quesiti a risposta lunga

Quesito:

Il metano viene fatto passare attraverso l'apparecchio sopra l'ossido di rame(II), formando l'ossido di carbonio(IV), l'acqua e il rame elementare. L'eccesso di metano viene bruciato sullo sfiato. L'esperimento descritto è riportato sull'immagine.



1. Scrivi l'equazione della reazione chimica tra l'ossido di rame(II) e il metano che avviene nell'apparecchio.
2. Quale reagente potrebbe essere usato per dimostrare la formazione dell'ossido di carbonio(IV)?
3. Scrivi l'equazione della reazione chimica la quale rappresenta la combustione del metano con l'accesso sufficiente dell'ossigeno.

RISPOSTE ESATTE:

- 1 $\text{CH}_4 + 4 \text{CuO} \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{Cu}$
- 2 Con l'acqua di calce, $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$
- 3 $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

CAMPO DI VERIFICA: 2 CAMBIAMENTI E PROCESSI**ESITI FORMATIVI:**

- 1 KEM SŠ D.1.1. Collega i risultati dell'esperimento con le conoscenze concettuale.
- 2 KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.
- 3 KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni inorganiche e organiche.

PUNTEGGIO:

- 1 1 punto per l'equazione della reazione chimica scritta correttamente
- 2 1 punto per l'acqua di calce $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$
- 3 1 punto per l'equazione della reazione chimica scritta correttamente

6.2.4 Esempio di quesiti a risposta lunga (valutazione del procedimento)

Quesito:

Calcola il volume della soluzione acquosa dell'acido cloridrico a concentrazione molare $1 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ richiesto per la preparazione di 100 cm^3 di acido cloridrico a concentrazione molare pari a $2 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$.

PROCEDIMENTO:

$$n_1(\text{HCl}) = n_2(\text{HCl})$$

$$c_1(\text{HCl}) \cdot V_1(\text{HCl}) = c_2(\text{HCl}) \cdot V_2(\text{HCl})$$

$$V_1(\text{HCl}) = \frac{c_2(\text{HCl}) \cdot V_2(\text{HCl})}{c_1(\text{HCl})} = \frac{2 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3} \cdot 100 \times 10^{-3} \text{ dm}^3}{1 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}} = 20 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 = 20 \text{ cm}^3$$

RISPOSTA ESATTA: 20 cm^3

CAMPO DI VERIFICA: KEM SŠ D.2.2. Applica conoscenze e abilità matematiche.

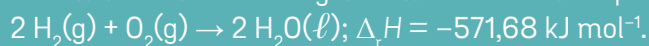
PUNTEGGIO:

- 1 1 punto per l'espressione scritta correttamente
- 2 1 punto per il calcolo corretto del volume dell'acido cloridrico, richiesto per la preparazione della soluzione indicata

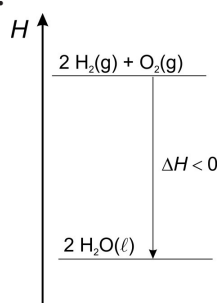
6.2.5 Esempio di quesiti a risposta lunga (schizzo del diagramma entalpico)

Quesito:

La combustione dell'idrogeno è mostrata con l'equazione termochimica::



Disegna il diagramma entalpico della reazione di combustione dell'idrogeno.

RISPOSTA ESATTA:**CAMPO DI VERIFICA:** 3 *Energia*

ESITO FORMATIVO: KEM SŠ C.2.2. Analizza lo scambio di energia tra il sistema e l'ambiente e li mette in relazione con i cambiamenti durante una reazione chimica.

PUNTEGGIO:

1 punto per il diagramma entalpico disegnato nel modo corretto:

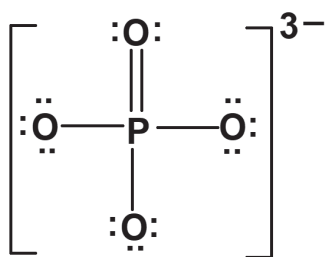
- l'asse contrassegnato nel modo corretto (H)
- reagenti esattamente contrassegnati con stati di aggregazione ($2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ sulla riga in alto)
- prodotti esattamente contrassegnati con stati di aggregazione ($2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ sulla riga in basso)
- il verso corretto della freccia che indica il cambiamento
- il simbolo corretto sulla freccia ($\Delta_r H$ o ΔH) con o senza il segno specificato (< 0 o > 0) o valori numerici con l'unità di misura corrispondente.

6.2.6 Esempio di quesiti a risposta lunga (l'uso delle strutture di Lewis)

Quesito:

Riporta la struttura di Lewis dello ione fosfato.

RISPOSTA ESATTA:



CAMPO DI VERIFICA: 1 SOSTANZE

ESITO FORMATIVO: KEM SŠ D.1.3. Osserva le regolarità generalizzando i dati presentati nel testo, disegno, modelli, tabelle e grafici.

PUNTEGGIO:

1 punto per i simboli corretti, per tutti i trattini di legame riportati, tutti gli elettroni solitari riportati e per la parentesi quadra disegnata con il numero di carica indicato

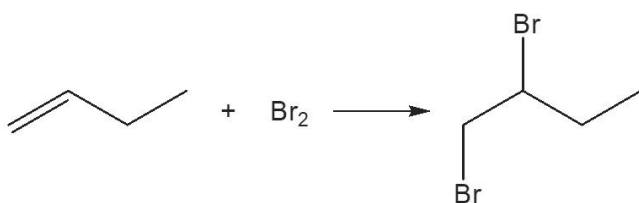
6.2.7 Esempio di quesiti a risposta lunga (formule strutturali di composti organici)

Quesito:

Se nella soluzione di bromo nel solvente organico viene introdotto il but-1-ene, essa diventa incolore.

Riporta l'equazione della reazione chimica del cambiamento chimico descritto.

RISPOSTA ESATTA:



ESITO FORMATIVO: 2 CAMBIAMENTI E PROCESSI

ESITO FORMATIVO: KEM SŠ B.2.2. Analizza i cambiamenti chimici su esempi di reazioni di sostanze inorganiche e organiche.

PUNTEGGIO:

1 punto per l'equazione di reazione chimica riportata correttamente; si valutano anche diversi tipi di formule strutturali delle molecole organiche; la formula strutturale deve essere riportata quando esistono più isomeri strutturali con la stessa formula molecolare

7 PREPARAZIONE ALL'ESAME

Durante la preparazione per l'esame di maturità in chimica, i candidati possono usare tutti i libri di testo di chimica, i sussidi didattici e i contenuti didattici aggiuntivi approvati Ministero della Scienza, dell'Istruzione e dei Giovani (www.mzom.gov.hr).

Possono essere utilizzati anche esami nazionali svolti ed esami di maturità di stato che sono pubblicati sul sito web del Centro nazionale per la valutazione esterna della formazione (www.ncvvo.hr).

I migliori indicatori di preparazione per l'esame di maturità in chimica sono il successo nell'osservazione dei cambiamenti chimici, nell'interpretazione dei cambiamenti osservati durante gli esperimenti chimici e l'esatta formulazione delle conclusioni.

Le modalità di superamento dell'esame di Maturità statale come pure le misure espresse in caso di comportamento inopportuno degli allievi, sono definite dal Regolamento inerente il superamento dell'esame di Maturità statale (Gazzetta Ufficiale 56/26).

Sistema periodico degli elementi – IUPAC

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1,01																	2 He 4,00
2	3 Li 6,94	4 Be 9,01															9 F 19,0	10 Ne 20,2
3	11 Na 23,0	12 Mg 24,3															17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
4	19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 45,0	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52,0	25 Mn 54,9	26 Fe 55,8	27 Co 58,9	28 Ni 58,7	29 Cu 63,5	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79,0	35 Br 79,9	36 Kr 83,8
5	37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 95,9	43 Tc [98]	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 106	47 Ag 108	48 Cd 112	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 128	53 I 127	54 Xe 131
6	55 Cs 133	56 Ba 137	57-71 lantanoidi	72 Hf 178	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 201	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]
7	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89-103 attinoidi	104 Rf [267]	105 Db [268]	106 Sg [269]	107 Bh [270]	108 Hs [269]	109 Mt [277]	110 Ds [281]	111 Rg [282]	112 Cn [285]	113 Nh [286]	114 Fl [290]	115 Mc [290]	116 Lv [293]	117 Ts [294]	118 Og [294]
			57 La 139	58 Ce 140	59 Pr 141	60 Nd 144	61 Pm [145]	62 Sm 150	63 Eu 152	64 Gd 157	65 Tb 159	66 Dy 163	67 Ho 165	68 Er 167	69 Tm 169	70 Yb 173	71 Lu 175	
			89 Ac [227]	90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [262]	

Costanti naturali fondamentali

GRANDEZZE	SIMBOLO	VALORE
Velocità della luce nel vuoto	c_0	$3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Costante di Planck	h	$6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$
Carica elementare	e	$1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$
Massa dell'elettrone	m_e	$9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$
Massa del protone	m_p	$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
Massa del neutrone	m_n	$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
Costante di massa atomica, unità di massa atomica, dalton	$m_u = 1 \text{ u} = 1 \text{ Da}$	$1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$
Costante di Avogadro	L, N_A	$6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Costante di Boltzmann	k	$1,38 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$
Costante di Faraday	F	$9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$
Costante molare dei gas	R	$8,31 \text{ Pa m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
0 gradi Celsius di temperatura		273 K
Volume molare dei gas ideali ($p = 101 \text{ kPa}$, $t = 0 \text{ °C}$)	V_m	$22,4 \text{ L mol}^{-1}$

Potenziali elettrodi standard degli elettrodi
di sistemi redox in soluzione acquosa a 25°C

Reazioni degli elettrodi	E° / V
$Au^+ + e^- \rightarrow Au$	1,692
$Cl_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Cl^-$	1,358
$O_2 + 4 e^- + 4 H^+ \rightarrow 2 H_2O$	1,229
$Br_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Br^-$	1,087
$Hg^{2+} + 2 e^- \rightarrow Hg$	0,851
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	0,800
$I_2 + 2 e^- \rightarrow 2 I^-$	0,535
$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	0,521
$O_2 + 2 H_2O + 4 e^- \rightarrow 4 OH^-$	0,401
$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$	0,342
$2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$	0,000
$Fe^{3+} + 3 e^- \rightarrow Fe$	-0,037
$Pb^{2+} + 2 e^- \rightarrow Pb$	-0,126
$Sn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Sn$	-0,137
$Ni^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ni$	-0,257
$Co^{2+} + 2 e^- \rightarrow Co$	-0,280
$Cd^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cd$	-0,352
$Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe$	-0,447
$Cr^{3+} + 3 e^- \rightarrow Cr$	-0,744
$Zn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn$	-0,762
$2 H_2O + 2 e^- \rightarrow H_2 + 2 OH^-$	-0,828
$Cr^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cr$	-0,913
$Mn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mn$	-1,185
$Ti^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ti$	-1,630
$Al^{3+} + 3 e^- \rightarrow Al$	-1,662
$Mg^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mg$	-2,372
$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2,711
$Ca^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ca$	-2,868
$Ba^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ba$	-2,912
$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2,931
$Cs^+ + e^- \rightarrow Cs$	-3,026

