

# Laboratorio di chimica



Esercitazioni I.I.S. "A. Volta" di Lodi

## Norme di sicurezza

La vigente normativa sulla sicurezza e sulla salute sul luogo di lavoro (Decreto Legislativo n°81/2008, comunemente detto Testo Unico sulla Sicurezza) sottolinea la necessità di adottare idonee iniziative rivolte alla formazione ed informazione del personale, nonché di tutti i soggetti che svolgono attività nelle strutture dell'Istituto.

<b>Figura scolastica</b>	<b>Figura professionale di riferimento</b>	<b>Obblighi, responsabilità, competenze e mansioni</b>
Insegnanti	Preposti	<ol style="list-style-type: none"><li>1. Addestrare gli allievi all'uso di attrezzature, macchine e tecniche di lavorazione;</li><li>2. Sviluppare negli allievi comportamenti di autotutela della salute;</li><li>3. Promuovere la conoscenza dei rischi e delle norme di prevenzione e sicurezza nei luoghi di lavoro, ai quali i laboratori sono assimilabili;</li><li>4. Informare gli studenti sugli obblighi che la legge prescrive per la sicurezza nei laboratori</li></ol>
Studenti	Lavoratori dipendenti	<ol style="list-style-type: none"><li>1. Rispettare le misure disposte dagli insegnanti al fine di rendere sicuro lo svolgimento delle attività pratiche;</li><li>2. Usare con la necessaria cura i dispositivi di sicurezza di cui sono dotate le macchine, le attrezzature e i mezzi di protezione, compresi quelli personali;</li><li>3. Segnalare immediatamente agli insegnanti o ai collaboratori tecnici l'eventuale deficienza riscontrata nei dispositivi di sicurezza o eventuali condizioni di pericolo;</li><li>4. Non rimuovere o modificare i dispositivi di sicurezza o i mezzi di protezione da impianti, macchine o attrezzature;</li><li>5. Evitare l'esecuzione di manovre pericolose;</li></ol>
Personale A.T.A.		<ol style="list-style-type: none"><li>1. Pulire i laboratori e i posti di lavoro (personale ausiliario);</li><li>2. Fornire la necessaria assistenza tecnica durante lo svolgimento delle esercitazioni (collaboratori tecnici);</li><li>3. Effettuare la conduzione, l'ordinaria manutenzione e la riparazione di macchine, apparecchiature ed attrezzature in dotazione dei laboratori (collaboratori tecnici);</li></ol>

Nel Laboratorio di Chimica gli incidenti possono essere di due tipi: quelli puramente meccanici (una caduta per scivolamento, un taglio da un vetro rotto) e quelli che coinvolgono reagenti chimici (ustioni da acido, sensibilizzazioni da contatto). E' necessario quindi:

- Riconoscere la pericolosità intrinseca delle sostanze chimiche utilizzate, identificando in maniera univoca il prodotto, sapendone leggere l'etichetta e la scheda di sicurezza (fornita dal produttore), e collocandolo correttamente nell'ambito delle classificazioni delle sostanze chimiche stabilite dalla comunità internazionale.
- Utilizzare i dispositivi di protezione individuale (D.P.I.).
- Attenersi a precise norme di comportamento.

## Etichettatura dei prodotti chimici

Sull'imballaggio o sui contenitori delle sostanze è presente un' etichetta che costituisce la prima fonte informativa sulla manipolazione del prodotto.

The diagram shows a rectangular chemical label for Acetone. At the top left is a flame hazard pictogram, and at the top right is a general hazard pictogram (exclamation mark). The label text includes: 'UNGUIS srl', 'Via Dal Corno, 9 Cornuda (TV) Tel. 0423-020311', 'ACETONE', 'PERICOLO' in red, hazard statements (H225, H319, H336), precautionary statements (P102, P210, P280, P305+P351+P338, P403+P233), and EUH066. On the right side, five boxes with arrows point to specific parts of the label: 'Pittogrammi di pericolo.' (pointing to the pictograms), 'Avvertenza. Indica il grado di pericolo.' (pointing to 'PERICOLO'), 'Indicazioni di pericolo H.' (pointing to the H statements), 'Consigli di prudenza P.' (pointing to the P statements), and 'Ulteriori informazioni di pericolo EUH.' (pointing to EUH066).

**UNGUIS srl**  
Via Dal Corno, 9 Cornuda  
(TV) Tel. 0423-020311

**ACETONE**

**PERICOLO**

H225 Liquido e vapori facilmente infiammabili.  
H319 Provoca grave irritazione oculare.  
H336 Può provocare sonnolenza o vertigini.

P102 Tenere fuori dalla portata dei bambini.  
P210 Tenere lontano da fonti di calore / scintille / fiamme libere / superfici riscaldate.  
Non fumare.  
P280 Indossare guanti / indumenti protettivi / Proteggere gli occhi / il viso.  
P305+P351+P338 In caso di contatto con gli occhi sciacquare accuratamente per parecchi minuti. Togliere le lenti a contatto se è agevole farlo. Continuare a sciacquare.  
P403+P233 Tenere il recipiente ben chiuso in luogo ben ventilato

EUH066 L'esposizione ripetuta può provocare secchezza o screpolature della pelle  
N° CE. 200-662-2

**Pittogrammi di pericolo.**

**Avvertenza. Indica il grado di pericolo.**

**Indicazioni di pericolo H.**

**Consigli di prudenza P.**

**Ulteriori informazioni di pericolo EUH.**

La normativa che disciplina il contenuto delle etichette è cambiata. La CE ha emanato il Regolamento 1272/2009 - chiamato CLP (Classification, Labeling, Packaging) - in cui le informazioni che devono apparire sulla etichetta vengono modificate per uniformarsi al sistema di comunicazione dei pericoli globale GHS (Globally Harmonized System) valido cioè in tutti i paesi del mondo.

Le vecchie "Frase R di rischio" e le "Frase S o Consigli di prudenza" sono state sostituite rispettivamente dalle "Indicazioni di pericolo H" (Hazard statements). e dai "Consigli di prudenza P", (Precautionary statements) che come in precedenza hanno il compito di indicare i pericoli e le misure di prevenzione da mettere in atto per la conservazione, la manipolazione, lo smaltimento e cosa fare in caso di incidente. Nella nuova etichetta inoltre vengono aggiunte alle Indicazioni H e P "Ulteriori informazioni sui pericoli EUH" cioè frasi associate a sostanze o miscele pericolose con proprietà chimico-fisiche o tossicologiche specifiche.

Ad ogni indicazione di pericolo corrisponde un codice alfanumerico composto dalla lettera H seguita da 3 numeri, il primo numero indica il tipo di pericolo (H2=pericoli chimico-fisici, H3=pericoli per la salute, H4=pericoli per l'ambiente), i due numeri successivi corrispondono all'ordine di definizione in un apposito elenco. L'unione europea si è riservata di inserire frasi supplementari composte da EUH seguito da un numero a tre cifre.

Ad ogni consiglio di prudenza corrisponde un codice alfanumerico composto dalla lettera P seguita da 3 numeri, il primo numero indica il tipo di consiglio (P1=carattere generale, P2=prevenzione, P3=reazione, P4=conservazione, P5=smaltimento), i due numeri successivi corrispondono all'ordine definizione in un apposito elenco.

Esempi di Indicazioni di pericolo o Frasi H:

**H224** Liquido e vapori altamente infiammabili

**H334** Può provocare sintomi allergici o asmatici o difficoltà respiratorie se inalato

**H400** Molto tossico per gli organismi acquatici

Esempi di Consigli di prudenza o Frasi P:

**P260** Non respirare le polveri

**P302 + P350** In caso di contatto con la pelle lavare delicatamente e abbondantemente con acqua e sapone

**P405** Conservare sotto chiave

Esempi di Ulteriori informazioni sui pericoli o Frasi EUH:

**EUH031** A contatto con acidi libera un gas tossico

**EUH201** Contiene piombo. Non utilizzare su oggetti che possono essere masticati o succhiati dai bambini

**EUH059** Pericoloso per lo strato dell'ozono

PERICOLI	SIMBOLO VECCHIO	SIMBOLO NUOVO
<p><b>Pericolo di esplosione.</b>            Questi prodotti possono esplodere a contatto di una fiamma, di una scintilla, dell'elettricità statica, sotto l'effetto del calore, di uno choc, di uno sfregamento.</p>		
<p><b>Pericolo d'incendio</b>            Questi prodotti possono infiammarsi: a contatto di una fiamma, di una scintilla, di elettricità statica, sotto l'effetto del calore, o di sfregamenti.</p>		
<p><b>Prodotti comburenti.</b>            Questi prodotti possono provocare o aggravare un incendio, o anche provocare un'esplosione se sono in presenza di prodotti infiammabili o combustibili.</p>		
<p><b>Gas sotto pressione.</b>            Questi prodotti sono gas sotto pressione in un recipiente e possono esplodere sotto l'effetto del calore. Si tratta di gas compressi, di gas liquefatti e di gas disciolti. I gas liquefatti possono, quanto tali, essere responsabili di bruciature o di lesioni legate al freddo dette criogeniche.</p>		 <b>Nuovo pericolo classificato e indicato da nuovo pittogramma</b>
<p><b>Pericolo di tossicità acuta.</b>            Questi prodotti avvelenano rapidamente anche con una bassa dose. Essi possono provocare degli effetti molto vari sull'organismo: nausea, vomito, mal di testa, perdita di conoscenza, o altri disturbi importanti compresa la morte. Questi prodotti possono esercitare la loro tossicità per via orale, inalatoria e cutanea.</p>		
<p><b>Pericoli gravi per la salute.</b>            Questi prodotti possono:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- provocare il cancro (<i>cancerogeni</i>);</li> <li>- modificare il DNA delle cellule e quindi provocare dei danni sulla persona esposta o sulla sua discendenza (<i>mutageni</i>);</li> <li>- avere degli effetti nefasti sulla riproduzione e sul feto (<i>tossici per la riproduzione</i>);</li> <li>- modificare il funzionamento di certi organi come il fegato, il sistema nervoso, sia se si è stati esposti una sola volta o meglio a più riprese;</li> <li>- provocare degli effetti sui polmoni, e che possono essere mortali se penetrano nelle vie respiratorie (dopo essere passati per la bocca o il naso o meglio quando li si vomitano);</li> <li>- provocare allergie respiratorie (<i>asma</i>).</li> </ul>		 <b>Pericoli già classificati indicati con nuovo pittogramma</b>
<p><b>Pericoli per la salute.</b>            Questi prodotti chimici possono: avvelenare ad una dose elevata, provocare delle allergie cutanee o causare sonnolenza o vertigini, provocare una reazione infiammatoria per gli occhi, la gola, il naso o la pelle a seguito del loro contatto diretto, prolungato o ripetuto con la pelle o le mucose.</p>	 	
<p><b>Pericolo di corrosione.</b>            Questi prodotti sono corrosivi perché attaccano o distruggono i metalli e corrodono la pelle e/o gli occhi in caso di contatto o di proiezione.</p>		
<p><b>Pericoli per l'ambiente.</b>            Questi prodotti provocano effetti nefasti sugli organismi dell'ambiente acquatico (pesci, crostacei, ...) e sullo strato dell'ozono.</p>		

## Dispositivi di protezione individuale (D.P.I.).

Per dispositivo di protezione individuale (DPI) si intende qualsiasi attrezzatura destinata ad essere indossata e tenuta dal lavoratore allo scopo di proteggerlo contro uno o più rischi presenti nell'attività lavorativa.

Il lavoratore, e gli studenti in quanto parificati ai lavoratori, è obbligato a utilizzare correttamente tali dispositivi, ad averne cura e a non apportarvi modifiche, segnalando difetti o inconvenienti specifici.

La scelta dei dispositivi di protezione da utilizzare dipende dal tipo di operazione che si intende svolgere, dalla natura e dalla quantità del prodotto in uso e deve essere verificata di caso in caso.

### Occhiali di sicurezza

Gli occhiali di sicurezza (safety glasses) sono dotati di lenti che possono resistere all'impatto ed hanno una struttura più robusta dei normali occhiali. Essi devono avere degli schermi laterali ed essere indossati tutte le volte che esiste la possibilità che sostanze, particelle, oggetti, frammenti possano entrare in contatto con gli occhi.

N.B. Gli occhiali da vista NON proteggono adeguatamente gli occhi: occorre indossare gli occhiali protettivi sopra quelli da vista.



### Il camice

E' buona norma indossarlo sempre in laboratorio in quanto può proteggere da piccoli versamenti o schizzi. E' preferibile sia di cotone e di colore bianco per poter così notare meglio macchie dovute a sostanze chimiche.

Va indossato abbottonato completamente, con le maniche non arrotolate, deve avere gli elastici ai polsi, arrivare almeno fino al ginocchio e deve essere mantenuto pulito ed in ordine. Il camice deve essere portato a casa chiuso in un sacchetto e lavato separatamente dagli altri indumenti.



### Guanti

Normalmente in un laboratorio chimico di ricerca o di didattica è sufficiente l'uso di guanti in nitrile o in lattice, che offrono protezione in caso di schizzo o contatto accidentale.

### Altri dispositivi DPI

Le persone con chiome lunghe e fluenti corrono il rischio, nel Laboratorio di chimica, di ritrovarsi con i capelli incendiati da una fiamma del Bunsen: è il caso che i capelli siano raccolti con un mollettone, un elastico, un cerchietto per capelli o, meglio, con una cuffia leggera.



## Comportamento in Laboratorio

- NON correre.
- NON ingombrare con gli zaini lo spazio intorno ai banconi di lavoro o in prossimità delle uscite.
- NON eseguire esperienze diverse da quelle indicate dall'insegnante.
- NON mangiare, bere, masticare gomma americana.
- NON fumare.
- NON abbandonare la postazione di lavoro durante lo svolgimento dell'esperienza.
- NON rimettere i prodotti non utilizzati nei recipienti di provenienza.
- NON toccare con le mani: preleva i reagenti solidi con spatole o cucchiaini.
- NON maneggiare recipienti di grosse dimensioni, soprattutto se contenenti acidi e basi concentrati.
- NON aprire più di un contenitore alla volta e fare attenzione a non scambiare i tappi dei vari recipienti.
- NON utilizzare mai la bocca per aspirare liquidi con una pipetta: utilizza un contagocce oppure pipette munite di aspiratore
- NON aggiungere mai acqua ad un acido, ma aggiungi lentamente l'acido all'acqua
- NON annusare né assaggiare con la bocca le sostanze utilizzate.
- Non miscelare prodotti chimici diversi, se non espressamente richiesto dalle procedure scritte.
- NON operare MAI con materiali infiammabili come alcol e carta, vicino a un Bunsen acceso.
- NON lasciare mai il posto di lavoro mentre stai scaldando una sostanza.
- NON forzare mai un tubo di vetro o un termometro che fanno fatica a entrare o uscire da un tappo forato. Usare l'apposito lubrificante.
- NON esporre mai la vetreria direttamente sulla fiamma, ma interporre sempre una reticella.
- NON afferrare mai con le mani la vetreria calda, ma usare sempre le apposite pinze.
- EVITARE il contatto della vetreria calda con corpi freddi ( potrebbe rompersi), ma lasciarla raffreddare lentamente.

### Attenzione:

- Gli studenti sono collegialmente responsabili dei danni provocati al materiale di uso comune fatto salvo i casi di palese responsabilità individuale.
- In caso di sottrazione, mancata riconsegna o scarsa diligenza nell'utilizzo del materiale e delle attrezzature date in consegna all'alunno o da lui utilizzate durante l'esercitazione, l'insegnante o l'ITP dovranno tempestivamente farne rapporto alla Dirigenza per i necessari provvedimenti.
- All'inizio di ogni esercitazione ciascuno studente deve controllare che il proprio posto di lavoro sia in condizioni normali (pulito e in ordine) e che le varie attrezzature siano funzionali; se riscontra anomalie è tenuto ad informare l'insegnante o l'ITP.
- Al termine dell'esercitazione le varie attrezzature e utensilerie vanno riconsegnate in perfetta efficienza all'Insegnante o ITP responsabile che dovrà fare i necessari controlli coadiuvato dall'aiutante tecnico.



## Gli incidenti in Laboratorio

L'incidente in ambito lavorativo è un evento sempre possibile: per questo motivo bisogna evitare reazioni non corrette che peggiorano la situazione.



### **Cosa fare se le mani entrano in contatto diretto con i reattivi?**

Sciacquare subito con acqua abbondante ed avvisare l'insegnante. Togliere eventuali indumenti contaminati.

### **Cosa fare se ci si scotta con una piastra riscaldante o con un contenitore caldo?**

Sciacquare subito con acqua fredda e chiamare l'insegnante che presterà le cure adeguate

### **Cosa fare se gli occhi entrano in contatto con i reattivi?**

Chiamare subito l'insegnante che provvederà ad irrorarli immediatamente con il lavaocchi per 15 minuti, mantenendo le palpebre aperte durante il lavaggio.

### **Cosa fare se si rovesciano reagenti sul piano di lavoro?**

Tamponare con carta assorbente utilizzando guanti idonei.

### **Cosa fare in caso di incendio?**

Staccare la corrente agendo sugli interruttori generali.

### **Cosa fare se si rompe un contenitore di vetro?**

La vetreria rotta non deve mai essere raccolta con le mani nude, ma con guanti, scopino e paletta.

Pertanto, non appena si verifica un incidente, anche se piccolo, **AVVISA SEMPRE L'INSEGNANTE**, che prenderà i provvedimenti più adeguati.



## La relazione di laboratorio

- 1) NOME, COGNOME, CLASSE, DATA.
- 2) TITOLO
- 3) OBIETTIVI (SCOPO). Dichiarare lo scopo per cui si compie l'esperimento per punti (uno o più).
- 4) PREREQUISITI (RICHIAMI TEORICI). Descrivere le conoscenze (leggi e grandezze) e le capacità pratiche necessarie per eseguire l'esperimento.
- 5) MATERIALE OCCORRENTE. Elencare gli strumenti usati indicandone portata e sensibilità. Se si usa per la prima volta un nuovo strumento descriverlo. Riportare eventualmente uno schema grafico (disegno) delle apparecchiature e degli strumenti usati. Distinguere gli strumenti dalle sostanze (scritte di seguito).
- 6) PROCEDIMENTO. Descrivere per punti le attività da svolgere usando verbi all'infinito.
- 7) OSSERVAZIONI. Descrivere le sostanze e i fenomeni osservati riportando eventualmente i dati in tabelle. Elaborare i dati (formule, operazioni, calcoli, grafici).
- 8) CONCLUSIONI. Spiegare se sono stati raggiunti gli obiettivi e da cosa si deduce che gli obiettivi sono stati raggiunti (cosa si è dimostrato con l'esperienza).

## Vetreria

Le apparecchiature in vetro che costituiscono la vetreria sono generalmente in vetro resistente agli sbalzi di temperatura e soprattutto resistenti alle soluzioni acide e basiche (vetro pirex o vetro neutro)

### **Provette**

Sono tubi in vetro con un estremità chiusa e arrotondata. Si usano per osservare l'andamento delle reazioni che coinvolgono piccole quantità di sostanze, sia a caldo che a freddo. Un tipo particolare sono le provette da centrifuga, con pareti più spesse e fondo conico.

### **Becher**

Sono recipienti di forma cilindrica di varia capacità. Possono essere graduati e non e si utilizzano per prelevare e riscaldare dei liquidi anche all'ebollizione.

### **Beute**

Sono recipienti di forma tronco conica. Possono essere graduate e non. Si utilizzano per riscaldare un liquido in modo da evitare perdite durante l'evaporazione poiché i vapori condensano sulle pareti e ricadono nella soluzione. Una variante è la beuta codata, caratterizzata da pareti più spesse, munita di un tubo laterale (coda) che generalmente viene collegato con una pompa. Queste beute si utilizzano per filtrare sotto vuoto.

### **Palloni**

Sono recipienti caratterizzati da un fondo sferico e un collo abbastanza lungo. Si usano generalmente per riscaldare liquidi all'ebollizione e costituiscono parte dell'apparecchiatura che consente la distillazione.

### **Matracci**

Sono recipienti di forma sferica, caratterizzati da fondo piatto e collo lungo. I matracci tarati sono muniti di un tappo e recano sul collo una tacca (tacca di taratura) che indica la portata del matraccio stesso. Servono alla preparazione di soluzioni a titolo noto.

### **Imbuti**

Gli imbuti comuni sono di forma conica con gambo lungo o corto, si usano per travasare dei liquidi e per eseguire filtrazioni. Una variante degli imbuti è costituita dagli imbuti separatori che sono chiusi in alto per mezzo di un tappo e sul gambo presentano un rubinetto. Questi imbuti permettono di separare liquidi tra loro non miscibili.

### **Cilindri graduati**

Sono contenitori cilindrici a base larga recanti una serie di incisioni (scala graduata) che consentono di rilevare il volume del liquido in esso contenuto.

## **Burette**

Sono tubi cilindrici con una portata di 50 ml, graduati in decimi di ml. Consentono di misurare in modo accurato volumi di liquidi. Le burette terminano in basso con un rubinetto smerigliato e un beccuccio. Per facilitare la lettura dei volumi di liquido la parete interna della buretta, opposta a quella recante le incisioni, è munita di una striscia longitudinale blu. Le burette si usano in posizione verticale fissandole per mezzo di pinze a morsetto a un sostegno caratterizzato da un'ampia base che conferisce al sistema buretta più sostegno e una soddisfacente stabilità.

## **Pipette tarate o graduate**

Le pipette sono tubi di vetro aperti aventi la base terminale inferiore a punta. Nelle pipette tarate si nota la presenza di una dilatazione centrale superiormente alla quale è incisa una tacca che determina l'altezza fino alla quale occorre aspirare il liquido per ottenere il volume indicato dalla pipetta. Nelle pipette graduate si nota la presenza di una scala graduata che permette di prelevare volumi diversi di liquidi. Per far risalire il liquido nella pipetta è necessario utilizzare un aspiratore.

## La buretta (istruzioni per l'uso)

Operazioni da eseguire per utilizzare correttamente la buretta graduata.

- 1) Lavare la buretta con acqua potabile.
- 2) Sciacquare con *acqua distillata*.
- 3) Controllare che il rubinetto sia in perfetta efficienza.
- 4) **Avvinare o ambientare** la buretta con il liquido da utilizzare.
- 5) Riempire la buretta con il liquido (tenendola tra le mani, leggermente inclinata): utilizzare un becher, per es. da 100 ml, e versare lentamente fino a superare sensibilmente il livello indicato dallo zero.
- 6) Verificare che il liquido nella buretta non contenga bolle d'aria; se così non fosse, inclinare delicatamente e ripetutamente la buretta (sempre tenendola tra le mani), fino ad eliminarle facendole risalire in superficie.
- 7) **Azzerare** la buretta. Fissare la buretta al sostegno mediante la *pinza a ragno*. Aprire il rubinetto e svuotare lentamente (*a goccia continua*) il liquido, fino a raggiungere la tacca dello zero: disponendosi nell'esatta posizione per evitare **errori di parallasse**, fare in modo che il **menisco** del liquido sia *tangente* alla tacca dello zero.
- 8) Verificare che anche la parte sottostante il rubinetto sia riempita dal liquido; diversamente, ripetere l'operazione di azzeramento.
- 9) A questo punto è possibile prelevare dalla buretta la quantità di liquido necessaria o richiesta: la buretta deve essere fissata al sostegno in posizione verticale (come per l'azzeramento), la punta della buretta deve in parte trovarsi all'interno dell'apposito contenitore (solitamente un becher, un *matraccio tarato*, o una beuta), appoggiata alla parete del contenitore stesso, per evitare perdite o schizzi.
- 10) Il prelievo va fatto lentamente (*a goccia continua*) per evitare errori, dovuti alla perdita di gocce di liquido rimaste lungo le pareti della buretta.
- 11) Perché il prelievo sia **accurato**, come per l'*azzeramento*, bisogna evitare errori di parallasse, assumendo la corretta posizione di lettura. Il *menisco* del liquido dovrà poggiare sulla tacca corrispondente al volume di liquido richiesto.
- 12) Dopo l'utilizzo, la buretta deve essere: svuotata, lavata, sciacquata con *acqua distillata* ed appesa all'apposito sostegno (capovolta e con il rubinetto aperto).

## Determinazione della densità di un solido

**Obiettivi:** verificare sperimentalmente la relazione esistente tra masse e volume di un solido, dimostrando che il rapporto massa/volume è un valore costante e caratteristico della sostanza esaminata.

**Prerequisiti:** conoscere il significato di densità, saper utilizzare la buretta e la bilancia

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I.

### Materiale occorrente

- buretta graduata
- bilancia tecnica
- acqua di rubinetto
- cilindri di diversi metalli o leghe metalliche (Ottone, rame, stagno, acciaio, alluminio ecc...)

### Procedimento

- 1) Ordinare i cilindretti dal più piccolo al più grande.
- 2) Determinare la massa di ogni cilindretto alla bilancia tecnica rispettando l'ordine crescente e annotare i valori nell'apposita tabella.
- 3) Eseguire le misurazioni del volume rispettando sempre l'ordine crescente nel seguente modo
  - a) Riempire la buretta fino a metà del suo volume facendo l'azzeramento a 25,0 ml
  - b) Inclinare leggermente la buretta e introdurre lentamente il primo oggetto facendolo scivolare lungo le pareti
  - c) Assicurarsi che non ci siano bolle d'aria e in caso contrario scuotere leggermente la buretta
  - d) Fissare la buretta al sostegno e leggere il volume finale annotandolo in tabella nella colonna  $V_i - V_f$
  - e) Ripetere le operazioni b,c,d con gli altri oggetti a disposizione senza togliere gli oggetti precedenti
  - f) Svuotare la buretta ed eseguire i calcoli per determinare la densità

N. campioni	Massa (g)	$V_i - V_f$ (ml)	Volume (ml)	Densità (g/ml)
1				
2				
3				
4				
5				

## Determinazione della densità di un liquido

### Obiettivi

Verificare il valore della densità come costante del rapporto massa/volume e quindi come valore proprio che caratterizza ogni sostanza

### Prerequisiti

Conoscere il significato di densità, saper eseguire un prelievo di liquidi e saper utilizzare la bilancia tecnica

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I.

### Materiale occorrente

- buretta
- bilancia tecnica
- becher da 250 ml
- sostanze liquide: acqua di rubinetto, acqua distillata, soluzione di NaCl al 10%, soluzione di  $\text{CuSO}_4$  ecc...

### Procedimento

- 1) Determinare alla bilancia tecnica la massa del becher e trascriverla in tabella.
- 2) Riempire la buretta con il liquido assegnato e azzerare.
- 3) Prelevare 10,0 ml di liquido assegnato nel becher precedentemente pesato e determinarne la massa alla bilancia.
- 4) Riportare i dati in tabella.
- 5) Prelevare nello stesso becher altri 10,0 ml di liquido e determinarne nuovamente la massa riportando i valori in tabella
- 6) Ripetere le misure di massa e volume fino al prelievo totale di 50 ml
- 7) Completare la tabella calcolando la densità

N.campioni	Massa becher vuoto (g)	Volume liquido (ml)	Massa becher pieno (g)	Massa liquido (g)	Densità liquido (g/ml)
1					
2					
3					
4					
5					

## Densimetro

Il densimetro è uno strumento a massa costante che, immerso in un liquido, galleggia fino a quando il suo peso uguaglierà quello del volume di liquido da esso spostato.

È costituito da:

- Una parte inferiore detta bulbo riempita di zavorra (pallini di piombo) in cui è concentrata la massa
- Una parte centrale costituita da un'espansione cilindrica che sposterà il grosso del volume del liquido
- Una parte superiore costituita da un cilindro di vetro di piccolo diametro contenente all'interno una scala graduata. Tanto più è piccolo il diametro del cilindro terminale, tanto più precisa sarà la misura, ma altrettanto piccolo sarà il campo di densità entro cui lo strumento può essere utilizzato

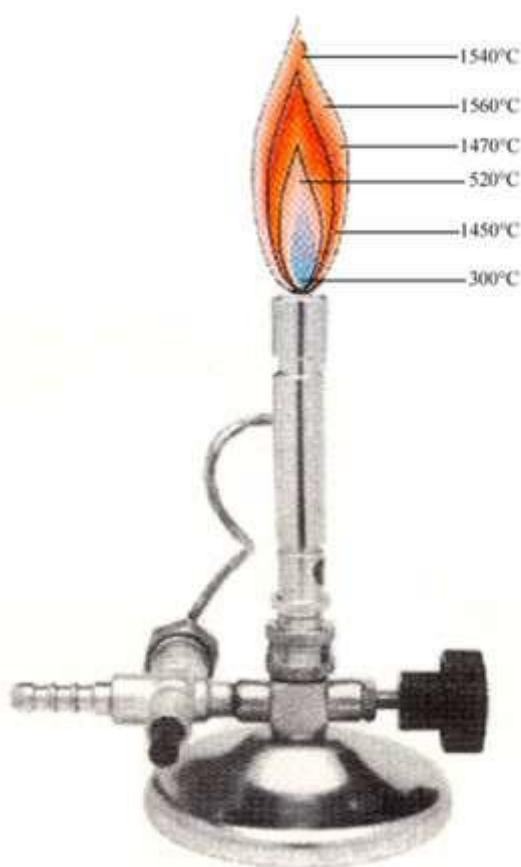


## Becco Bunsen

Detto anche semplicemente bunsen, è lo strumento utilizzato di norma in laboratorio per riscaldare. È costituito da un tubo verticale a base larga collegato alla presa del gas (metano). L'aria necessaria per la combustione entra nel tubo attraverso dei fori laterali presenti nella parte bassa del tubo stesso. Si può variare la quantità di aria che si mescola con il gas agendo su un manicotto girevole che permette di chiudere più o meno i fori stessi.

Chiudendo i fori, e facendo quindi arrivare poca aria, si ottiene una fiamma molto luminosa, gialla e fumosa detta fiamma riducente. Le caratteristiche di tale fiamma sono dovute alla combustione incompleta del gas metano, risulta infatti ricca di particelle di carbonio incombuste che si arroventano al calore. Questo tipo di fiamma non viene utilizzato durante le esperienze.

Aperto i fori, e facendo quindi arrivare una maggiore quantità d'aria, si ottiene una fiamma poco luminosa e di colore azzurro, detta fiamma ossidante. Questa fiamma è dovuta alla completa combustione del metano. In questa fiamma è possibile distinguere due parti, un cono interno e un mantello esterno che presentano diverse temperature. Questa fiamma è utilizzata per il riscaldamento perché raggiunge temperature elevate.



## Passaggi di stato dello iodio

### Obiettivo

Verificare qualitativamente i passaggi di stato osservati

### Prerequisiti

Conoscere i concetti di temperatura, stati di aggregazione, passaggi di stato

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- bunsen
- reticella
- treppiede
- becher da 250 ml
- vetro di orologio
- disco di carta da filtro
- spatola
- imbuto di vetro
- batuffolo di cotone idrofilo

**Sostanza:** iodio solido

### Procedimento

- 1) Sistemare bunsen, treppiede e reticella. Riempire circa a metà con acqua di rubinetto il becher e metterlo a scaldare sulla reticella
- 2) Appoggiare sul becher il vetro di orologio, mettervi sopra una punta di spatola di iodio e coprire con il disco di carta da filtro
- 3) Tappare l'estremità dell'imbuto con un batuffolo di cotone e appoggiare l'imbuto capovolto sul vetro d'orologio con filtro
- 4) Spegnerne il bunsen quando l'acqua bolle
- 5) Osservare attentamente ciò che accade

## Curva di riscaldamento e di raffreddamento del tiosolfato di sodio

### Obiettivi

Osservare sperimentalmente il comportamento di una sostanza pura sotto l'effetto del riscaldamento e il conseguente passaggio di stato. Determinare il punto di fusione e di solidificazione della sostanza. Costruire una curva di riscaldamento evidenziando la stasi termica.

**Prerequisiti:** Conoscere gli stati di aggregazione e i passaggi di stato.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- becco bunsen con treppiede e reticella
- becher da 400 ml
- provettone da 50 ml
- termometro
- cronometro

**Sostanza utilizzata :** Tiosolfato di sodio penta idrato  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

### Procedimento

- 1) Riempire il becher per  $\frac{3}{4}$  con acqua, porlo sulla reticella e accendere il bunsen
- 2) Riempire il provettone con tiosolfato di sodio fino a un livello di circa 3 cm dal fondo, immergerlo nel becher in modo da effettuare in riscaldamento a bagnomaria
- 3) Inserire il termometro nel provettone immergendo bene il bulbo all'interno della sostanza
- 4) Incominciare il riscaldamento registrando la temperatura ogni minuto fino a  $40^\circ$  e poi ogni 30 secondi fino a quando si sono raggiunti i  $70^\circ \text{C}$  circa
- 5) Riportare i dati nella tabella

N. lettura	Tempo (s)	Temperatura ( $^\circ\text{C}$ )

- 6) Spegnerne il bunsen, estrarre il provettone dal becher e iniziare il raffreddamento, registrare la temperatura ogni 30 secondi
- 7) Continuare il raffreddamento ponendo il provettone sotto un getto di acqua fredda fino a quando non si ottiene la solidificazione
- 8) Riportare i dati in una tabella analoga alla precedente

## Separazione miscugli eterogenei

**Obiettivo:** individuare la tecnica idonea a separare i componenti del miscuglio creato in laboratorio.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti.

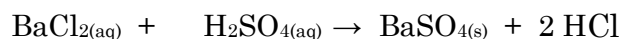
### Materiale occorrente

- 2 provette
- 2 provette da centrifuga
- portaprovette
- agitatore
- carta da filtro
- imbuto
- anello reggi imbuto
- becher da 100 ml
- centrifuga
- pipetta

### Sostanze utilizzate

- Soluzione di idrossido di bario:  $\text{BaCl}_2$
- Soluzione di acido solforico:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

In tutte le metodiche si può usare un precipitato di solfato di bario, preparato con la reazione:



### Procedimento

- 1) Versare nelle due provette e in una delle due provette da centrifuga circa 5 ml di cloruro di bario ed aggiungere a ciascuna 5 o 6 gocce di acido solforico. Immediatamente si formerà un precipitato bianco di solfato di bario, ottenendo così una sospensione.
- 2) Procedere alla separazione dei componenti del miscuglio, mediante le tecniche indicate.

Decantazione: lasciare la provetta nel portaprovette fino a quando il precipitato si è depositato sul fondo ; rimuovere il liquido sovrastante mediante una pipetta.

Filtrazione: preparare l'occorrente per la filtrazione. Agitare la sospensione nella provetta e filtrare. Per recuperare eventualmente il solido presente sul filtro è necessario aprire quest'ultimo e riporlo in stufa ad essiccare, in modo da ottenere il  $\text{BaSO}_4$  perfettamente asciutto.

Centrifugazione: agitare le due fasi della sospensione presente nella provetta da centrifuga. Preparare una seconda provetta da centrifuga riempiendola di acqua fino a raggiungere lo stesso volume di quella contenente la sospensione. Porre le due provette nella centrifuga. Alla fine dell'operazione il precipitato sarà ben depositato sul fondo e il liquido sovrastante potrà essere prelevato con una pipetta.

Per ogni tecnica utilizzata indicare se si tratta della tecnica più appropriata per separare i componenti di questo miscuglio.

## Tecniche di separazione

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti.

### Cromatografia su carta

**Principio teorico:** la cromatografia è un metodo di separazione di un miscuglio omogeneo che sfrutta la diversa capacità dei componenti di ripartirsi tra una fase fissa e una mobile. La fase fissa è la carta cromatografica, quella mobile è il solvente.

**Obiettivi:** Apprendere una tecnica di separazione di un miscuglio omogeneo. Identificare i componenti degli inchiostri commerciali.

**Materiale occorrente:** carta cromatografica, becher da 400 ml, agitatore, pennarelli ad acqua.

#### Procedimento

- 1) Ritagliare un rettangolo di carta cromatografica
- 2) Tracciare con la matita una linea di partenza ad un centimetro dal bordo inferiore
- 3) Con dei pennarelli fare delle macchioline sulla linea di partenza distanziandole in modo regolare
- 4) Versare in un becher da 400 ml il solvente facendo in modo che questo resti al di sotto della linea di partenza.
- 5) Inserire la carta cromatografica nel becher sorreggendola con un agitatore di vetro.
- 6) Al termine della eluizione togliere la carta e lasciarla asciugare.

### Estrazione con solvente

**Principio teorico:** l'estrazione con solvente ci permette di separare i componenti di un miscuglio omogeneo sfruttando la diversa solubilità dei soluti in diversi solventi.

**Obiettivi:** Separare i soluti contenuti in una soluzione. Apprendere la tecnica di separazione di un miscuglio omogeneo

**Materiale occorrente:** 2 becher, imbuto separatore, cilindro graduato da 50 ml, sostegno ad anello, pipetta da 5 ml.

#### Procedimento

- 1) Prelevare con il cilindro graduato 30 ml di soluzione contenente iodio e bicromato e versarla nell'imbuto separatore
- 2) Aggiungere 3 ml di esano, agitare e lasciar riposare fino alla formazione di due fasi distinte
- 3) Separare le 2 soluzioni raccogliendole nei due becher
- 4) Riportare nell'imbuto separatore la soluzione gialla e aggiungere altri 3 ml di esano e ripetere le operazioni precedenti

## Distillazione

La distillazione è una tecnica che permette di separare i componenti di un miscuglio omogeneo (liquido-liquido o liquido-solido) sfruttando il loro diverso punto di ebollizione. È un metodo molto efficace quando uno dei due componenti da separare è solido e ha temperatura di ebollizione molto diversa dal liquido; nel caso di due liquidi miscibili è necessario che le temperature di ebollizione dei due liquidi siano molto diverse (alcol ed acqua).



## Procedimento

- 1) Travasare nel pallone codato una certa quantità di soluzione (soluzione di solfato di rame o di permanganato di potassio).
- 2) Montare l'apparecchiatura per la distillazione, far scorrere l'acqua nel tubo refrigerante, accendere il mantello riscaldante.
- 3) Controllare sul termometro la temperatura e annotare il valore che rimarrà costante per un certo intervallo di tempo (punto di ebollizione).
- 4) Continuare la distillazione finché si è raccolta nella beuta una certa quantità di distillato.
- 5) Spegnere il mantello riscaldante, interrompere la circolazione dell'acqua.

## Purificazione per ricristallizzazione del solfato di rame

### Obiettivo

Purificare (eliminare tracce di residui di carbonio) un campione di solfato di rame.

### Prerequisiti

Conoscere le tecniche di separazione (filtrazione) e i passaggi di stato.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- bunsen, treppiede, reticella
- occorrente per la filtrazione (imbuto, porta imbuto, filtro a pieghe)
- 2 becher da 100 ml
- agitatore
- occorrente per filtrazione sotto vuoto (imbuto di buchner, beuta da vuoto, filtro piano)
- spruzzetta con acqua distillata
- vetrino da orologio

**Sostanza utilizzata:** solfato di rame impuro

### Procedimento

- 1) Pesare 5,00 g di sostanza in un becher e aggiungere circa 50 ml di acqua distillata, agitando per solubilizzare il sale.
- 2) Scaldare la soluzione a fiamma bassa fino a ridurre il volume di liquido della metà
- 3) Filtrare a caldo aiutandosi con l'agitatore e lasciar raffreddare il filtrato a temperatura ambiente, accelerando eventualmente l'operazione raffreddando le pareti esterne del becher con acqua fredda
- 4) Dopo la formazione dei cristalli di solfato di rame, filtrare a pressione ridotta e far asciugare i cristalli sul filtro piano riposto su un vetrino da orologio.



## Elementi chimici

### Obiettivo

Evidenziare alcune proprietà fisiche caratteristiche di una serie di elementi, in modo da saper distinguere i metalli dai non metalli.

Le caratteristiche prese in esame sono: aspetto (solido, in lamina o in cristalli, lucente o opaco), colore, conducibilità elettrica, lavorabilità.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I.

### Materiale occorrente

Circuito elettrico con alimentatore e lampadina per evidenziare il passaggio di corrente

**Sostanze utilizzate:** campioni di vari elementi

### Procedimento

Dopo aver analizzato le caratteristiche riportate in precedenza, completare per ogni elemento la seguente tabella

Elemento	Simbolo	Aspetto	Colore	Conducibilità elettrica (si/no)	Lavorabilità	Metallo o non metallo
Rame						
Zinco						
Alluminio						
Piombo						
Zolfo						
Sodio						
Iodio						
Grafite						

## Conservazione della massa nelle reazioni chimiche

### Obiettivo

Verificare sperimentalmente la validità della legge di conservazione della massa.

### Prerequisiti

Saper effettuare misure di volume, saper usare la bilancia tecnica; conoscere il concetto di “reazione chimica”.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti.

Si eseguiranno reazioni chimiche **in ambiente chiuso** combinando due reagenti (precedentemente pesati) e misurando infine la massa dei prodotti della trasformazione chimica.

Ogni banco dovrà realizzare una diversa reazione.

### Materiale occorrente

- beuta da 300 ml con tappo di gomma
- provetta conica
- cilindro graduato in plastica
- bilancia tecnica

### Banco n° 2 Sostanze

#### reagenti

- $R_1 = \text{BaCl}_2$  (cloruro di bario)
- $R_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$  (carbonato di sodio)

### Procedimento

- 1) Pesare beuta, tappo e provetta e registrare la massa totale ( $m_1$ ) nella tabella.
- 2) Versare nella provetta 4,0 ml del reagente  $R_1$  prelevandoli con il cilindro graduato. Sciacquare il cilindro con acqua distillata e versare nella beuta 4,0 ml del reagente  $R_2$ .
- 3) Far scivolare la provetta nella beuta evitando il contatto tra i due reagenti e chiudere la beuta con il tappo. Pesare il tutto e registrare la massa ( $m_2$ ) in tabella.
- 4) Capovolgere la beuta e verificare la formazione del prodotto della reazione. A reazione avvenuta pesare di nuovo la beuta e registrare la massa ( $m_3$ ) in tabella.
- 5) Lavare con acqua potabile il materiale utilizzato (usando lo scovolino per asportare i residui sia dalla beuta che dalla provetta), sciacquare con acqua distillata e riordinare il posto di lavoro.

$m_1$ (g)	$m_2$ (g)	$m_3$ (g)

### Banco n° 3

Sostanze reagenti

- $R_1 = KI$  (ioduro di potassio)
- $R_2 = Pb(NO_3)_2$  (Nitrato di piombo)

### Procedimento

Il procedimento è uguale a quello del banco 2.

$m_1$ (g)	$m_2$ (g)	$m_3$ (g)

### Banco n° 4 Sostanze

reagenti

- $R_1 =$  acqua distillata
- $R_2 =$  Cristallina ( 1g )

### Procedimento

- 1) Pesare beuta, tappo e provetta e registrare la massa totale (  $m_1$  ) in tabella.
- 2) Pesare 1g di Cristallina in provetta; versare nella beuta 50 ml di acqua distillata prelevata con il cilindro graduato.
- 3) Introdurre con cautela la provetta nella beuta evitando il contatto tra i due reagenti e tappare la beuta.
- 4) Pesare e riportare la massa (  $m_2$  ) in tabella.
- 5) Capovolgere la beuta, tenendo ben premuto il tappo, e verificare la formazione del prodotto di reazione.
- 6) A reazione avvenuta, pesare di nuovo la beuta e registrare la massa (  $m_3$  ) in tabella.
- 7) Dopo aver pesato, togliere il tappo lasciando fuoriuscire il gas formatosi; pesare ancora una volta tutto (anche il tappo) e trascrivere la massa (  $m_4$  ) in tabella.
- 8) Lavare con acqua potabile il materiale utilizzato, sciacquare con acqua distillata e riordinare il posto di lavoro.

$m_1$ (g)	$m_2$ (g)	$m_3$ (g)	$m_4$ (g)

## Analisi di composti costituiti da rame e cloro

### Obiettivo

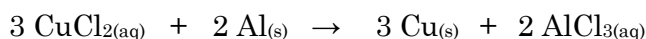
Calcolare il rapporto di combinazione tra il rame e il cloro nel composto cloruro rameico (  $\text{CuCl}_2$  ) in modo da confermare la legge di Proust o legge delle proporzioni definite e costanti.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Prerequisiti

- conoscere la legge della conservazione della massa
- conoscere la legge delle proporzioni definite e costanti
- saper usare la bilancia
- saper effettuare una filtrazione

A questo scopo ad ogni gruppo viene assegnata una certa quantità composto. Mediante una reazione chimica i due elementi verranno separati e dalla determinazione delle loro masse sarà possibile determinare il loro rapporto di combinazione.



### Materiale occorrente:

- 2 becher da 400 ml
- cilindro graduato
- agitatore
- materiale per la filtrazione
- vetro da orologio

### Sostanze utilizzate:

- nastro di alluminio
- cloruro rameico

### Procedimento

- 1) Pesare in uno dei due becher la quantità del composto che vi è stata assegnata
- 2) Aggiungere circa 150 ml di acqua distillata e riscaldare fino all'ebollizione mescolando con l'agitatore
- 3) Dopo aver allontanato il bunsen aggiungere cautamente la lamina di alluminio avvolta a spirale e osservare i fenomeni che accompagnano la reazione. La reazione può considerarsi terminata quando il liquido contenuto nel becher risulta limpido e incolore.
- 4) Sollevare la lamina di alluminio con una pinza e allontanarla dopo averla lavata con acqua distillata
- 5) Separare il rame prodotto nella reazione mediante filtrazione. Prima di effettuare la filtrazione pesare il filtro di carta sul quale verrà raccolto il rame. Lavare con acqua distillata il rame prima di trasferirlo completamente sul filtro.
- 6) Far asciugare in stufa il rame e pesare
- 7) Elaborare i dati ottenuti completando la seguente tabella :

m composto (g)	m filtro + vetro di orologio (g)	m filtro + rame (g)	m rame (g)	m cloro (g)	m rame /m cloro

Quantità di composto da assegnare ai gruppi:

Gruppo	$\text{CuCl}_2$ (g)	$\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (g)
1	0,75	0,95
2	0,90	1,14
3	1,10	1,40
4	1,30	1,65
5	1,54	1,95
6	1,80	2,28
7	2,01	2,55
8	2,18	2,76
9	2,50	3,16
10	2,80	3,55
11	3,26	4,13
12	3,50	4,40
13	3,67	4,60

## Preparazione del cloruro di zinco

**Obiettivi:** preparare un composto costituito da cloro e zinco, calcolare il rapporto di combinazione tra gli elementi cloro e zinco per verificare la legge di Proust.

**Prerequisiti :** conoscere la legge delle proporzioni definite e costanti e conoscere la legge di conservazione della massa.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive

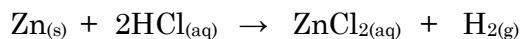
### Materiale occorrente:

- becher da 100 ml
- agitatore
- bilancia tecnica
- bagno di sabbia ed essiccatore
- pipetta graduata da 10 mL

### Sostanze utilizzate:

- zinco in polvere
- acido cloridrico 1:1

Per preparare questo composto si fa reagire una quantità pesata di zinco con acido cloridrico in eccesso ; ad ogni gruppo vengono assegnate quantità differenti di zinco e di acido cloridrico (vedi tabella) che reagiscono secondo la seguente reazione



### Procedimento

- 1) pesare un becher da 100 ml asciutto e siglato ed annotarne la massa in tabella
- 2) pesare nel becher i grammi di zinco assegnati
- 3) prelevare con la pipetta graduata i ml di acido cloridrico assegnati e versarli nel becher contenente lo zinco. Mescolare e annotare le osservazioni.
- 4) terminata la reazione tra lo zinco e l'acido cloridrico, porre il becher sul bagno di sabbia per allontanare tutta l'acqua e l'acido in eccesso
- 5) quando il precipitato formatosi è secco, togliere il becher dal bagno di sabbia, lasciarlo raffreddare nell'essiccatore e pesare annotando la massa totale
- 6) eseguire i calcoli necessari alla determinazione del rapporto tra le masse dei due elementi presenti nel composto, completando la tabella

m becher (g)	m zinco (g)	m becher + cloruro di zinco (g)	m cloruro di zinco (g)	m cloro (g)	m zinco /m cloro

Gruppo	m zinco (g)	HCl (ml)
1	0,25	8,0
2	0,40	10,0
3	0,65	10,0
4	0,80	15,0
5	0,95	15,0
6	1,10	20,0
7	1,21	20,0
8	1,46	25,0
9	1,53	25,0
10	1,73	30,0
11	1,90	30,0

## Massa atomica relativa e mole

### Obiettivi

Individuare la massa tramite pesata di un numero definito di piccoli oggetti, scegliere un' opportuna unità di misura interna di riferimento (UMR) ed esprimere i risultati ottenuti in funzione dell' UMR.

In questo modo lo studente rivede il percorso seguito nella determinazione dei pesi atomici. In un secondo tempo è possibile trovare analogie tra alcune grandezze utilizzate nell'esercitazione e il concetto di mole e di numero di Avogadro.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I.

### Materiale occorrente

Chiodi, dadi, lego, perline, sferette di vetro, ecc..

### Procedimento

Ogni gruppo utilizza un tipo di oggetto

- 1) Contare 20 oggetti e pesarli ponendoli in un vetro d'orologio. Annotare la massa in tabella ( $m_{\text{totale}}$ )
- 2) Calcolare la massa unitaria media esprimendo il valore con 4 cifre significative e annotarlo in tabella ( $m_{\text{unitaria}}$ )
- 3) Raccogliere nella tabella i dati di tutti i gruppi
- 4) Attribuire all'oggetto più leggero l'unità di misura di riferimento
- 5) Calcolare la massa relativa di ogni singolo oggetto calcolando il rapporto tra la massa unitaria di un oggetto e la massa dell'oggetto più piccolo scelto come unità di misura (esprimere il risultato con 2 cifre dopo la virgola). Riportare il dato in tabella
- 6) Pesare una quantità in grammi di oggetti pari alla massa relativa trovata
- 7) Contare i pezzi corrispondenti al valore pesato precedentemente in grammi.

Completare la tabella

Oggetto	Massa totale(g)	Massa unitaria (g)	Massa relativa	N. pezzi contenuti nella massa relativa



## Il concetto di mole e la costante di Avogadro

### Obiettivi

Prendere confidenza con l'uso del concetto di mole nei problemi e nelle operazioni di laboratorio. Ricavare informazioni utili dalla lettura delle etichette delle sostanze chimiche in esame.

### Prerequisiti

Conoscere il significato di mole e il suo utilizzo nei calcoli. Conoscere il significato di peso atomico e peso molecolare.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I.

**Sostanze utilizzate:** sostanze solide e liquide di uso comune nel laboratorio di chimica. Ogni gruppo che ha a disposizione una serie di sostanze solide e liquide, deve prelevarne (solo teoricamente) una quantità che contenga  $2,0 \cdot 10^{23}$  atomi o molecole.

### Procedimento

Completare le tabelle con i dati ricavati dalle etichette eseguendo i calcoli necessari.

Sostanza solida				
N°	nome	formula	peso atomico molecolare	massa (g)

Sostanza liquida						
N°	nome	formula	peso atomico molecolare	massa (g)	densità (g/ml)	volume (ml)

## Acqua di cristallizzazione di un sale idrato

**Obiettivo:** determinare il numero di moli di acqua presenti in una mole di solfato di rame idrato (numero di coordinazione n).

**Prerequisiti:** conoscere le proprietà dei sali idrati e il concetto di mole.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- capsula di porcellana
- pinza
- spatola
- bilancia tecnica
- bunsen
- treppiede e reticella
- essiccatore

**Sostanza utilizzata:** solfato di rame idrato

### Procedimento

- 1) Pesare la capsula pulita ed asciutta e annotare la massa in tabella 1.
- 2) Pesare nella capsula 10,00 g di solfato di rame idrato e scaldare sul bunsen fino a completa variazione di colore del composto dall'azzurro al bianco.
- 3) Lasciar raffreddare per circa un minuto e trasportare quindi in essiccatore. Dopo circa 10 min pesare e riportare la massa in tabella.
- 4) Consegnare il sale anidro all'aiutante tecnico, lavare la vetreria e rimettere in ordine il posto di lavoro.

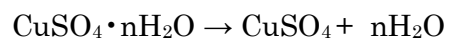
Tab 1

m capsula (g)	m sale idrato (g)	m capsula + sale anidro (g)	m sale anidro (g)

Dopo aver eseguito i calcoli per ottenere la massa di sale anidro ogni gruppo registra il proprio dato di massa nella tabella riassuntiva.

Gruppo	m sale idrato (g)	m sale anidro (g)
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
11		

Calcolare i valori medi della massa di sale idrato e sale anidro e calcolare per differenza la massa di acqua di cristallizzazione. Considerando la reazione di disidratazione avvenuta per riscaldamento del sale idrato, calcolare il numero di coordinazione.



Completare la tabella

	sale idrato	sale anidro	acqua di cristallizzazione
massa (g)			
moli			

## Formula empirica di un composto (cloruro di zinco)

### Obiettivi

Preparare un composto costituito da cloro e zinco e determinarne la formula empirica.

### Prerequisiti

Conoscere la legge di conservazione della massa e i calcoli da massa a mole e saper calcolare la composizione percentuale di un composto.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive.

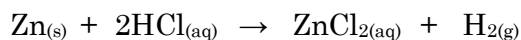
### Materiale occorrente

- becher da 100 ml
- agitatore
- pipetta graduata
- bilancia tecnica
- bagno di sabbia
- essiccatore

### Sostanze utilizzate:

- zinco in polvere
- acido cloridrico 1:1

Per preparare questo composto si fa reagire una quantità pesata di zinco con acido cloridrico in eccesso ; ad ogni gruppo vengono assegnate quantità differenti di zinco e di acido cloridrico (vedi tab.3) che reagiscono secondo la seguente reazione



### Procedimento

- 1) Pesare un becher da 100 ml asciutto e siglato ed annotarne la massa in tabella
- 2) Pesare nel becher i grammi di zinco assegnati
- 3) Prelevare con il cilindro i ml di acido cloridrico assegnati e versarli nel becher contenente lo zinco. Mescolare e annotare le osservazioni.
- 4) Terminata la reazione tra lo zinco e l'acido cloridrico, porre il becher sul bagno di sabbia per allontanare tutta l'acqua e l'acido in eccesso
- 5) Quando il precipitato formatosi è secco, togliere il becher dal bagno di sabbia, lasciarlo raffreddare nell'essiccatore e pesare annotando la massa totale
- 6) Eseguire i calcoli necessari per completare la tabella 1 tab.1

m becher (g)	m zinco (g)	m becher + cloruro di zinco (g)	m cloruro di zinco (g)	m cloro (g)

Calcolare la formula empirica minima del composto compilando la tabella 2.  
tab.2

	Zinco	Cloro
Massa (g)		
Massa atomica (g/moli)		
N°moli		

tab.3

Gruppo	m zinco (g)	HCl (ml)
1	0,25	8,0
2	0,40	10,0
3	0,65	10,0
4	0,80	15,0
5	0,95	15,0
6	1,10	20,0
7	1,21	20,0
8	1,46	25,0
9	1,53	25,0
10	1,73	30,0
11	1,90	30,0

## Classificazione delle reazioni chimiche

**Obiettivo:** osservare le reazioni chimiche e classificarle

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti

**Prerequisiti:** conoscere il significato di reazione chimica e di equazione chimica. Le reazioni sono di quattro tipi:

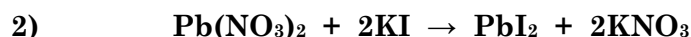


**Materiale occorrente**

Becher da 100 ml, bunsen, treppiede, reticella, agitatore, lamina di alluminio, cloruro rameico, spruzzetta.

**Procedimento**

Riempire il becher con 100 ml di acqua distillata e sciogliere una punta di spatola di cloruro rameico, agitare e scaldare. Immergere la lamina di alluminio leggermente ripiegata a spirale. Osservare la reazione.

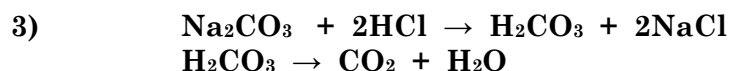


**Materiale occorrente**

Due provette, un porta provette, nitrato di piombo (soluzione), ioduro di potassio (soluzione).

**Procedimento**

Versare circa 4 ml di soluzione di nitrato di piombo nella prima provetta e 4 ml di ioduro di potassio nella seconda provetta. Versare il contenuto della prima provetta nella seconda. Osservare la reazione.

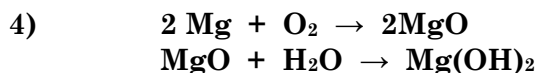


**Materiale occorrente**

Una provetta, un porta provette, carbonato di sodio in polvere, acido cloridrico diluito.

**Procedimento**

Inserire nella prima provetta una punta di spatola di carbonato di sodio e aggiungere 2 ml circa di acido cloridrico. Osservare la reazione.



**Materiale occorrente**

Bunsen, capsula di porcellana, pinze di metallo, acqua distillata, una lamina di magnesio e fenolftaleina.

**Procedimento**

Utilizzando le pinze, riscaldare la lamina di magnesio direttamente sulla fiamma del bunsen, lasciar cadere la polvere risultante nella capsula di porcellana. Aggiungere qualche goccia di acqua distillata e due gocce di fenolftaleina. Osservare la reazione.

## Precipitazione dello ioduro di piombo

**Obiettivi:** determinare la massa dei reagenti data la resa teorica. Calcolare la resa % della reazione.

**Prerequisiti :** saper effettuare calcoli stechiometrici

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti.

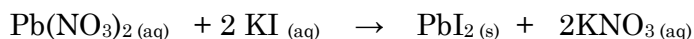
### Materiale occorrente:

- becher da 100 ml
- becher da 400 ml
- occorrente per la filtrazione
- vetro da orologio
- agitatore
- stufa
- spruzzetta

### Reagenti:

- nitrato di piombo  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- ioduro di potassio KI

La reazione di precipitazione è :



Ad ogni gruppo viene assegnata una resa teorica in  $\text{PbI}_2$

### Procedimento

- 1) Effettuare i calcoli per determinare le masse dei due reagenti e pesare i quantitativi ottenuti nei becher da 100 ml.
- 2) Solubilizzare le due sostanze nella minima quantità di acqua distillata e unire le due soluzioni mescolando con l'agitatore
- 3) Preparare l'occorrente per la filtrazione
- 4) Pesare la carta da filtro e il vetrino (siglato) annotando il valore ottenuto.
- 5) Lasciar sedimentare il precipitato e iniziare la filtrazione travasando solo il liquido.
- 6) Lavare il precipitato rimasto nel becher almeno due volte con poca acqua distillata e infine trasferire tutto il precipitato sul filtro.
- 7) Lasciar essiccare il precipitato in stufa, ponendo il filtro sul vetrino da orologio.
- 8) Eseguire i calcoli relativi alla resa pratica e alla resa %.

Gruppo	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (g)	KI (g)	$\text{PbI}_2$ (g)
1			1,00
2			1,25
3			1,50
4			1,75
5			2,00
6			2,25
7			2,50
8			2,75
9			3,00
10			3,25
11			3,50
12			3,75



## Preparazione del cromato di piombo

**Obiettivi:** sintetizzare il cromato di piombo e verificare la presenza di un reagente limitante la resa della reazione. Calcolare la resa teorica e la resa pratica.

**Prerequisiti :** saper effettuare calcoli stechiometrici

Si tratta di una reazione di precipitazione secondo la seguente



Ad ogni gruppo vengono forniti volumi diversi dei due reagenti dai quali si deve identificare, mediante calcoli, il reagente limitante la resa, il quale deve poi essere verificato sperimentalmente

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti.

### Materiale occorrente:

- 2 becher da 50 ml
- becher da 100 ml
- agitatore
- occorrente per la filtrazione
- vetrino da orologio

### Sostanze utilizzate:

- soluzione di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  82,80 g/l
- soluzione di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  48,55 g/l

### Procedimento

Effettuare i calcoli per identificare il reagente limitante e la resa teorica

- 1) Travasare tutta la soluzione gialla di cromato di potassio nel becher contenente la soluzione di nitrato di piombo. Agitare per facilitare la reazione.
- 2) Predisporre l'occorrente per la filtrazione dopo aver pesato la carta da filtro e il vetrino da orologio siglato.
- 3) Lasciar sedimentare il precipitato e iniziare la filtrazione travasando solo il liquido
- 4) Lavare il precipitato rimasto nel becher almeno due volte con poca acqua distillata e infine trasferire tutto il precipitato sul filtro.
- 5) Verificare mediante la soluzione contenuta nel becher di raccolta l'identità del reagente fornito in eccesso aggiungendo a seconda dei casi poche gocce di una delle soluzioni dei reagenti..
- 6) Determinare la resa pratica

Gruppo	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (ml)	$\text{K}_2\text{CrO}_4$ (ml)
1	20	10
2	15	10
3	25	15
4	30	15
5	20	13
6	10	20
7	10	25
8	13	20
9	15	20
10	10	15

## Preparazione idrossidi poco solubili

### Obiettivi

Verificare la scarsa solubilità in acqua di alcuni idrossidi e utilizzare le reazioni di precipitazione per evidenziare la presenza in soluzione di particolari ioni.

**Prerequisiti:** conoscere le formule degli idrossidi più comuni e le reazioni di doppio scambio

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive.

**Materiale occorrente :** 7 provette e un porta provette

**Sostanze utilizzate** (in soluzione):

- $\text{CoCl}_2$  (cloruro di cobalto)
- $\text{MnSO}_4$  (solfato di manganese)
- $\text{KI}$  (ioduro di potassio)
- $\text{MgSO}_4$  (solfato di magnesio)
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  (nitrato ferrico)
- $\text{CuSO}_4$  (solfato rameico)
- $\text{BaCl}_2$  (cloruro di bario)
- $\text{NaOH}$  (idrossido di sodio)

### Procedimento

- 1) Versare in ognuna delle 7 provette circa 2 ml delle soluzioni seguendo l'ordine indicato in tabella.
- 2) Aggiungere ad ogni soluzione circa 2-3 gocce di  $\text{NaOH}$ .
- 3) Riportare le osservazioni in tabella.

Provetta	Reagente	Precipitato si/no	Aspetto del precipitato	Colore del precipitato
1	$\text{CoCl}_2$			
2	$\text{MnSO}_4$			
3	$\text{KI}$			
4	$\text{MgSO}_4$			
5	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$			
6	$\text{CuSO}_4$			
7	$\text{BaCl}_2$			

## Reazioni di precipitazione

### Obiettivi

Imparare a riconoscere i diversi precipitati chimici, e rappresentare l'equazione chimica della reazione che avviene in soluzione

**Prerequisiti:** conoscere le reazioni di doppio scambio

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti..

### Materiale occorrente

- 10 provette da saggio
- portaprovette da banco
- contagocce
- scovolino per pulire le provette

### Sostanze utilizzate (in soluzione):

- |                         |                                   |
|-------------------------|-----------------------------------|
| 1. solfato di zinco     | ZnSO <sub>4</sub>                 |
| 2. cloruro di bario     | BaCl <sub>2</sub>                 |
| 3. nitrato di piombo II | Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> |
| 4. carbonato di sodio   | Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>   |
| 5. bromuro di potassio  | KBr                               |

### Procedimento

- 1) Versare nella prima provetta pulita circa 2 ml della soluzione n° 1 e aggiungere, nella stessa provetta, circa 2 ml della soluzione n°2 .
- 2) Ripetere le stesse operazioni per le altre combinazioni ( 1-3; 1-4; 1-5; 2-3; 2-4; 2-5 ecc...)
- 3) Completare la tabella e scrivere le equazioni che rappresentano i fenomeni osservati.

Alcune combinazioni portano alla formazione di prodotti solubili in acqua, altre formeranno invece dei precipitati che possono avere colori e aspetti diversi. Possono essere fioccosi, gelatinosi, pulverulenti o cristallini.

Combinazione	Precipitato (Tipo)	Precipitato (Colore)	Soluzione (Colore)

## Saggi alla fiamma

**Obiettivo:** Riconoscere il catione contenuto in un sale osservando il colore assunto dalla fiamma del bunsen sulla quale vengono posti i sali dell' elemento in questione.

**Prerequisiti:** conoscere la teoria atomica

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- acido cloridrico (HCl)
- filo al nichel-cromo
- provette
- bunsen
- porta provette

**Sostanze utilizzate:** sali di bario ( $Ba^{+2}$ ), potassio ( $K^+$ ), calcio ( $Ca^{+2}$ ), stronzio ( $Sr^{+2}$ ), litio ( $Li^+$ ), rame ( $Cu^{+2}$ ), sodio ( $Na^+$ )

### Procedimento

- 1) Accendere il bunsen e regolarlo sulla fiamma ossidante e riempire una provetta con acido cloridrico.
- 2) Pulire il filo di nichel-cromo immergendone una estremità nell'acido e portandola alla fiamma. Ripetere l'operazione fino a quando non si osserverà più alcuna colorazione della fiamma
- 3) Bagnare l'estremità del filo nell'acido e farvi aderire un po' della sostanza da analizzare e portare il tutto alla fiamma
- 4) Osservare la colorazione della fiamma. Nel caso non sia immediatamente visibile una colorazione immergere nuovamente il filo nell'acido e riportarlo alla fiamma ripetendo l'operazione fino a quando non si osserverà la caratteristica colorazione del catione preso in esame
- 5) Completare la tabella.

Elemento	Colore fiamma	Caratteristiche della fiamma
Bario		
Potassio		
Calcio		
Litio		
Stronzio		
Rame		
Sodio		

## Analisi qualitativa

### Obiettivo

Identificare una sostanza incognita

### Prerequisiti

Saper eseguire i saggi alla fiamma e conoscere le reazioni di precipitazione

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- occorrente per i saggi alla fiamma (filo di nichel-cromo, bunsen, acido cloridrico)
- provette
- porta provette

### Sostanze utilizzate

- cloruro di bario  $\text{BaCl}_2$  in soluzione
- nitrato di argento  $\text{AgNO}_3$  in soluzione
- $\text{HCl}$  acido cloridrico 2M

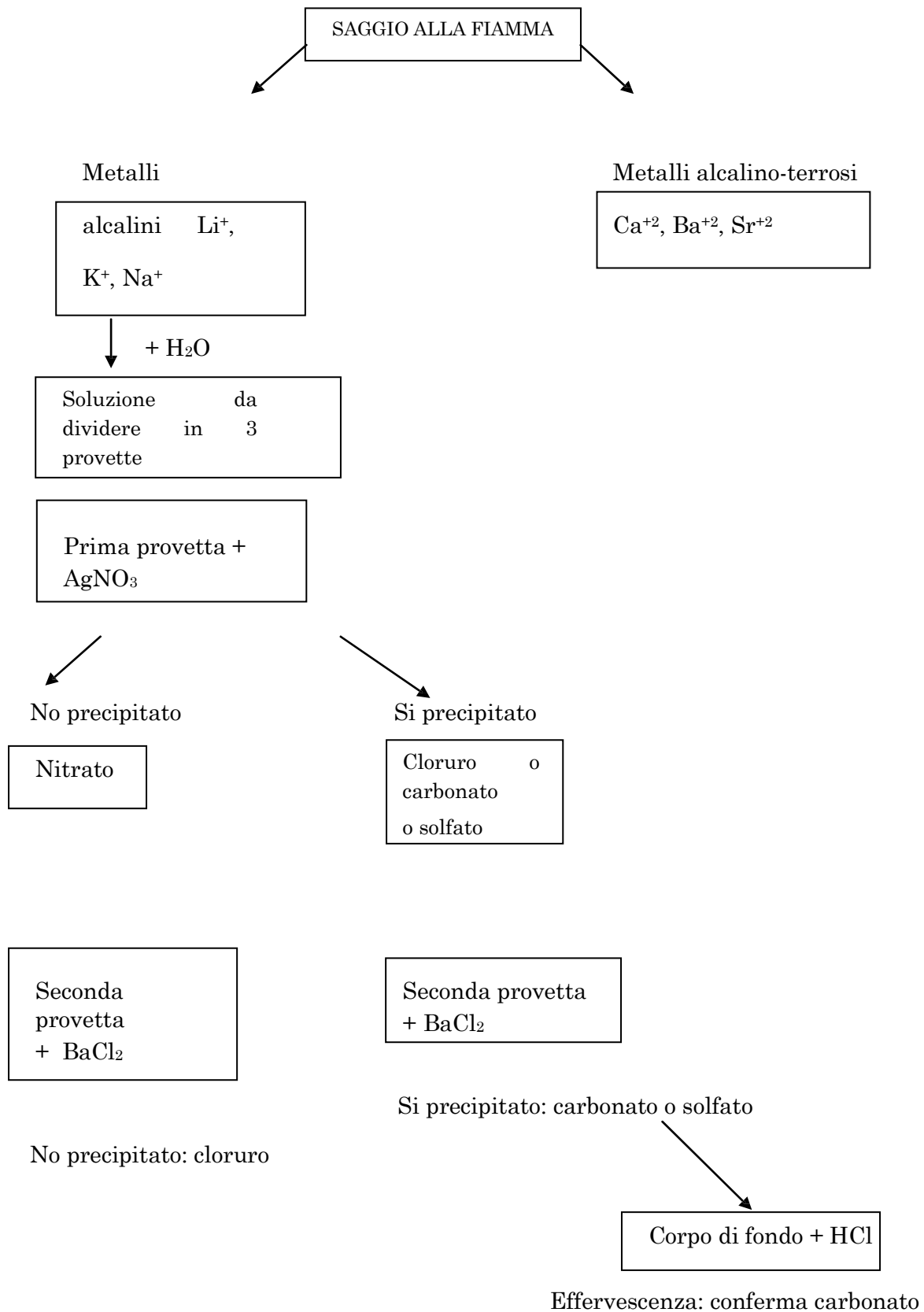
### Sostanze da analizzare

Sali risultanti dalla combinazione di cationi quali  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Sr}^{+2}$ ,  $\text{Ba}^{+2}$ , e anioni:  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ .

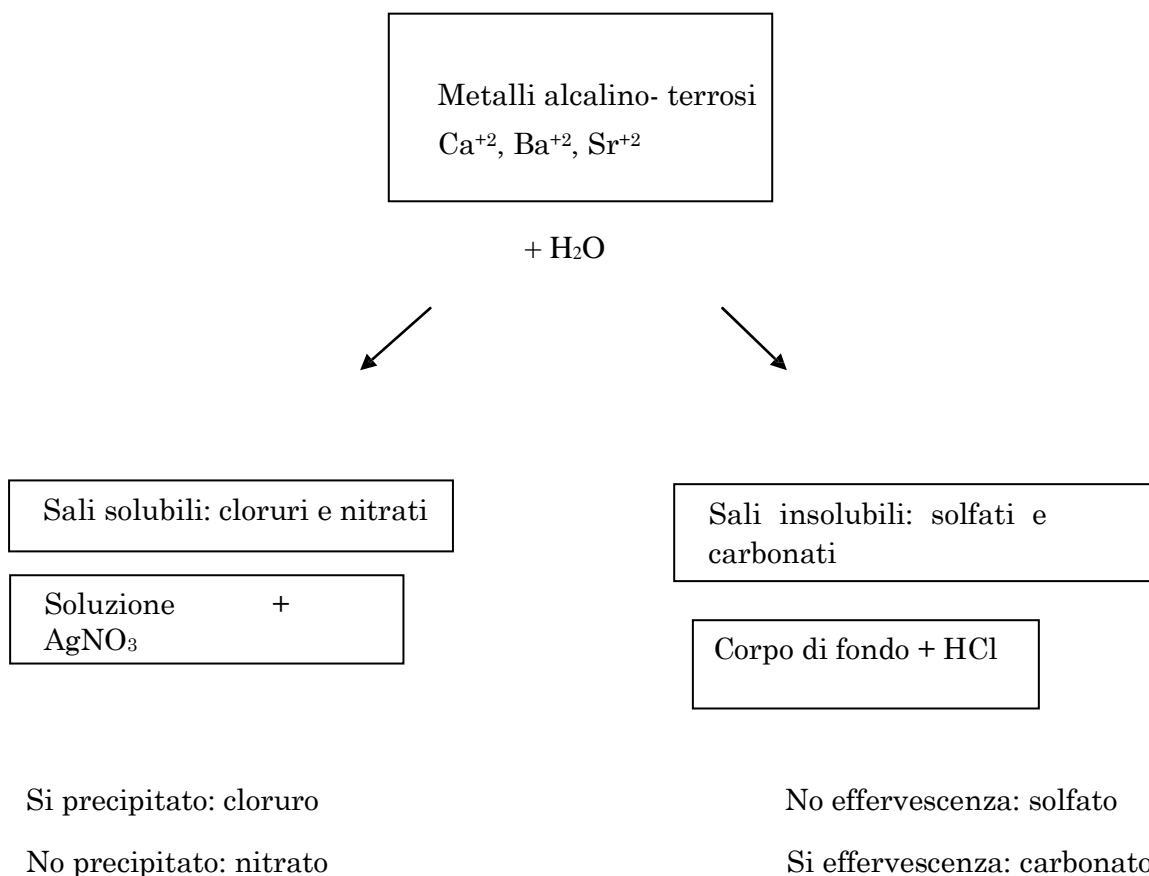
Scegliere una sostanza tra quelle fornite e procedere con l'analisi.

### Procedimento

- 1) Eseguire il saggio alla fiamma per identificare il catione
- 2) Eseguire l'analisi dell'anione seguendo il seguente schema
  - a) Se il catione è un metallo alcalino sciogliere un po di sostanza in una provetta con acqua distillata
  - b) Ad una porzione di questa soluzione (prima provetta) aggiungere qualche goccia di  $\text{AgNO}_3$ : se non si forma un precipitato si tratta di nitrato o solfato.
  - c) Ad una seconda porzione della soluzione di partenza (seconda provetta) aggiungere poche gocce di  $\text{BaCl}_2$ . Se si forma un precipitato si tratta di solfato, altrimenti di nitrato.
  - d) Se al punto b, dopo l'aggiunta di  $\text{AgNO}_3$ , si forma un precipitato si tratta di cloruro o carbonato.
  - e) Ad una seconda porzione della soluzione di partenza (seconda provetta) si aggiunge qualche goccia di  $\text{BaCl}_2$ . I cloruri non danno reazione mentre i carbonati formano un precipitato.
  - f) Per confermare la presenza di carbonati aggiungere al precipitato poche gocce di  $\text{HCl}$ , si svilupperà in questo caso effervescenza.



- g) Se il catione è un metallo alcalino-terroso, sciogliere un po' di sostanza con acqua distillata in una provetta. Se il sale è solubile si tratta di cloruro o nitrato.
- h) Aggiungere a questa soluzione poche gocce di  $\text{AgNO}_3$ . Se si ottiene un precipitato l'anione è un cloruro, altrimenti è un nitrato.
- i) Se al punto g il sale è insolubile si tratta di solfato o carbonato.
- j) Aggiungere poche gocce di  $\text{HCl}$  che produrrà effervescenza nel caso che il sale sia un carbonato.



## La tavola periodica I

### Obiettivo

Evidenziare analogie e differenze di reattività tra gli elementi in relazione alla loro posizione nella tavola periodica.

### Prerequisiti

Conoscere le configurazioni elettroniche in rapporto alla distribuzione degli elementi nella tavola e le proprietà periodiche degli elementi.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti.

### Materiale occorrente

- becher da 100 ml
- provette
- spatolina

**Sostanze utilizzate:** sodio (Na), potassio (K), calcio (Ca), magnesio (Mg), acqua distillata, fenolftaleina.

### Procedimento

Si analizza separatamente il comportamento prima dei metalli alcalini (Na, K) e poi dei metalli alcalino terrosi (Mg, Ca).

- 1) Versare circa 50 ml di acqua distillata nei due becher e introdurre nel primo un pezzetto di sodio e nel secondo un pezzetto di potassio. Aggiungere in ogni becher qualche goccia di fenolftaleina
- 2) Osservare la reazione avvenuta ponendo attenzione al tempo impiegato, allo sviluppo di gas e di calore e mettendo in evidenza la differenza di reattività tra i due metalli e scrivere la reazione
- 3) Ripetere l'operazione con i metalli magnesio e calcio



## La tavola periodica II

**Obiettivo:** confrontare il comportamento chimico di alcuni elementi in rapporto al gruppo di appartenenza nella tavola periodica.

**Prerequisiti:** Conoscere la tavola periodica.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive.

### Materiale occorrente

- 10 provette
- Porta provette

### Sostanze utilizzate

- Soluzioni al 10% dei cloruri di potassio (KCl), litio (LiCl), calcio (CaCl<sub>2</sub>), stronzio (SrCl<sub>2</sub>), bario (BaCl<sub>2</sub>).
- Soluzione di carbonato di sodio Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> al 20%
- Acido solforico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> diluito

### Procedimento

- 1) Versare circa 4ml di soluzione di ciascun cloruro in due provette
- 2) Aggiungere alla prima serie di soluzioni di cloruri qualche ml di soluzione di Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- 3) Aggiungere alla seconda serie di soluzioni di cloruri qualche goccia di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 4) Osservare la formazioni di eventuali precipitati e completare la seguente tabella

	KCl	LiCl	CaCl <sub>2</sub>	SrCl <sub>2</sub>	BaCl <sub>2</sub>
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>					
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>					

## Visualizzazione delle molecole tramite modelli molecolari

### Obiettivi

Visualizzare nello spazio tridimensionale la forma di alcune semplici molecole e prevederne la polarità

### Prerequisiti

Conoscere il significato di: configurazione elettronica, struttura di Lewis, elettronegatività, legame chimico. Conoscere la teoria VSEPR.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I.

### Materiale occorrente

Modelli molecolari in cui gli atomi sono costituiti da calotte di materiale plastico di colore diverso per ciascun elemento chimico secondo il codice riportato nella tabella.

Colore	Elemento
Bianco	Idrogeno
Grigio	Boro
Nero	Carbonio
Blu	Azoto
Rosso	Ossigeno
Arancione	Fluoro
Marrone chiaro	Fosforo
Giallo	Zolfo
Verde	Cloro
Marrone scuro	Bromo

### Procedimento

- 1) Scrivere, utilizzando la tabella, la formula chimica della sostanza (composto od elemento) rappresentata dal modello assegnato.
- 2) Scrivere la formula di struttura di Lewis sia degli atomi che della molecola rappresentata dal modello.
- 3) Definire, usando i valori di elettronegatività, la polarità dei singoli legami presenti nella molecola, indicando il polo positivo e negativo di ogni singolo legame.
- 4) Definire, in base alla teoria VSEPR, la formula geometrica della molecola.
- 5) Indicare, in base alla distribuzione delle cariche, se la molecola è polare o apolare.

## Polarità, solubilità e miscibilità

### Obiettivi

Osservare il comportamento delle sostanze in base alla polarità delle loro molecole.

### Prerequisiti

Conoscere le caratteristiche delle molecole (polarità o apolarità) in relazione ai legami in esse contenute

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti.

### Materiale occorrente

- 3 pipette graduate da 5 ml con relativi aspiratori
- provetta graduata da 16 ml
- spatola
- agitatore in vetro
- tappo di polietilene

### Sostanza utilizzate:

- n-esano ( $C_6H_{14}$ )
- acqua distillata
- iodio ( $I_2$ )
- cromato di potassio ( $K_2CrO_4$ )

### Procedimento

- 1) Mediante le rispettive pipette graduate, introdurre nella provetta graduata i seguenti liquidi, secondo la sequenza indicata:
  - a) 5 ml di acqua distillata
  - b) 5 ml di n-esano.
- 2) Raffigurare sul quaderno la provetta, evidenziando le superfici di separazione tra i liquidi ed annotare la composizione di ciascun liquido stratificato.
- 3) Introdurre uno alla volta nella provetta 4 – 5 cristalli ( o una punta di spatola ) di cromato di potassio, mescolare con l'agitatore ed annotare le colorazioni assunte da ciascuno strato.
- 4) Introdurre nella provetta 4 – 5 cristalli di iodio ( uno alla volta ), mescolare ed annotare le colorazioni assunte da ciascuno strato.
- 5) Prima di completare l'esperienza, rispondere alle seguenti domande:
  - a) In quale liquido si è sciolto il cromato di potassio?
  - b) In quali liquidi si scioglie lo iodio?
  - c) Considerando che le molecole dello iodio ( $I_2$ ) sono apolari, applicando la regola “ il simile scioglie il simile” , che cosa si può affermare riguardo alla polarità.
  - d) In quali strati si scioglierebbe un cristallo di NaCl?

## Preparazione di composti

### Obiettivi

Verificare sperimentalmente la formazione dei composti chimici. Imparare a scrivere le reazioni di preparazione dei composti.

### Prerequisiti

Conoscere in quali classi vengono classificati i composti chimici in base alla nomenclatura tradizionale.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- capsula di porcellana
- becco bunsen,
- cartina al tornasole
- provette
- pinza in legno e metallica
- spatolina
- cannuccia
- spruzzetta

### Sostanza utilizzate:

- Mg in lamina
- Zn in granuli
- zolfo in polvere
- acido cloridrico
- cloruro di bario
- acido solforico
- fenolftaleina
- acqua distillata

### Prova A

Riscaldare, mediante la fiamma del bunsen, una lamina di magnesio metallico posta in una capsula di porcellana. Una volta avvenuta la reazione aggiungere qualche goccia di acqua distillata e alcune gocce di fenolftaleina.

### Prova B

Inserire in una provetta una punta di spatola di zolfo in polvere. Tenendo la provetta con la pinza in legno, riscaldare il fondo della provetta direttamente alla fiamma del bunsen. Contemporaneamente sistemare all'estremità della provetta una cartina al tornasole precedentemente bagnata con acqua distillata in modo che la sostanza che si produce con il riscaldamento dello zolfo venga a contatto con la cartina.

### Prova C

Introdurre in una provetta circa 4 ml di una soluzione di cloruro di bario ed aggiungere qualche goccia di acido solforico.

**Prova D**

Introdurre in una provetta circa 4 ml di una soluzione di cloruro di bario e con una cannuccia introdurre anidride carbonica soffiando nella provetta fino ad osservare l'avvenuta reazione.

**Prova E**

Introdurre in una provetta un granulo di zinco ed aggiungere circa 4 ml di acido cloridrico

**Per ogni prova :**

- riportare le osservazioni effettuate durante lo svolgimento dei singoli passaggi
- scrivere la reazione chimica corrispondente ad ogni passaggio
- assegnare il nome a tutti i composti che si formano in tutti i passaggi.

## Preparazione di soluzioni a titolo noto

### Obiettivo

Preparare una soluzione acquosa di molarità assegnata a partire da una sostanza solida.

### Prerequisiti

Conoscere le proprietà delle soluzioni, il significato di molarità, saper eseguire i calcoli relativi.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti.

### Materiale occorrente

- becher da 100 ml
- matraccio tarato
- agitatore
- bilancia tecnica
- sostanza da solubilizzare
- spruzzetta con acqua distillata
- contagocce

### Sostanze utilizzate:

Ogni gruppo dovrà preparare una quantità di soluzione di un sale ad una certa molarità.

### Procedimento

- 1) Calcolare la massa di soluto necessaria a preparare i millilitri di soluzione di molarità assegnata
- 2) Pesare il soluto nel becher e scioglierlo in poca acqua distillata
- 3) Trasferire la soluzione nel matraccio tarato lavando più volte il becher con poca acqua distillata
- 4) Aggiungere acqua distillata facendo attenzione a non superare la tacca di taratura aggiungendo le ultime gocce con il contagocce (far attenzione a non commettere l'errore di parallasse)
- 5) Omogeneizzare la soluzione agitando più volte il matraccio dopo averlo tappato
- 6) Riporre la soluzione preparata indicando la molarità e il soluto.

## Preparazione di soluzioni a titolo noto per diluizione

### Obiettivo

Preparare soluzioni standard a partire da soluzioni standard più concentrate.

### Prerequisiti

Saper eseguire i calcoli necessari.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I.

### Materiale occorrente

- matraccio
- buretta
- 2 becher da 100 ml
- spruzzetta con acqua distillata

### Soluzioni utilizzate

Ogni gruppo dovrà preparare per diluizione una quantità assegnata di soluzione ad una certa concentrazione.

### Procedimento

- 1) Calcolare il volume di soluzione concentrata da prelevare per preparare la soluzione più diluita
- 2) Preparare la buretta eseguendo tutte le operazioni necessarie (lavaggio, avvinamento, riempimento, azzeramento)
- 3) Prelevare la quantità di soluzione diluita, calcolata precedentemente, direttamente nel matraccio di volume assegnato
- 4) Portare a volume con acqua distillata e omogeneizzare la nuova soluzione

## Conducibilità elettrica delle soluzioni

**Obiettivo:** verificare la conducibilità elettrica di soluzioni in rapporto a diversi tipi di soluti e diversa concentrazione delle soluzioni

**Prerequisiti:** conoscere le proprietà delle soluzioni

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive.

**Materiale occorrente:**

- Becher da 100 ml
- Conduttimetro portatile

**Sostanze utilizzate:**

- H<sub>2</sub>O distillata
- H<sub>2</sub>O del rubinetto
- Soluzioni di : NaCl 1M; glucosio 1M; BaCl<sub>2</sub> 1M; Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1M; CH<sub>3</sub>COOH 0,5M; CH<sub>3</sub>COOH 0,1 M; HCl 1M; HCl 0,1 M; NaOH 1M; NaOH 0,1M; NH<sub>4</sub>OH 6 M

**Procedimento:**

- 1) Prelevare 50 ml della soluzione da analizzare
- 2) Misurare con lo strumento l'intensità di corrente
- 3) Ripetere l'operazione con le soluzioni da analizzare
- 4) Riportare i risultati in una tabella



## Abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico

### Obiettivo

Determinare i punti di fusione e di ebollizione di soluzioni acquose a concentrazione nota

### Prerequisiti

Conoscere le proprietà colligative delle soluzioni

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- 6 becher da 100 ml
- un becher da 400 ml
- Piastra riscaldante
- Termometro

### Sostanza utilizzate:

- Soluzioni di NaCl 1 m; 0,5 m; 0,25 m
- Soluzioni di  $C_{12}H_{22}O_{11}$  1 m; 0,5 m; 0,25 m
- Acqua distillata

### Procedimento

- 1) Preparare la miscela frigorifera mescolando il ghiaccio con il sale grosso
- 2) Versare 50 ml di acqua distillata in un becher e immergerla nella miscela frigorifera. Agitare lentamente con il termometro e registrare la temperatura quando compaiono i primi cristalli di ghiaccio
- 3) Ripetere le operazioni precedenti con le soluzioni di NaCl e  $C_{12}H_{22}O_{11}$  a diversa concentrazione molale e riportare in tabella i valori di temperatura.
- 4) Versare 50 ml di acqua distillata in un becher e porla sulla piastra riscaldante. Registrare la temperatura quando compaiono le prime bolle
- 5) Ripetere le operazioni precedenti con le soluzioni di NaCl e  $C_{12}H_{22}O_{11}$  a diversa concentrazione molale e riportare in tabella i valori di temperatura.

Soluzioni	Temp. fusione (°C)	Temp. Ebollizione (°C)
Acqua distillata		
NaCl 2,0 m		
NaCl 1,0 m		
NaCl 0,5 m		
$C_{12}H_{22}O_{11}$ 2,0 m		
$C_{12}H_{22}O_{11}$ 1,0 m		
$C_{12}H_{22}O_{11}$ 0,5 m		

## Determinazione del grado alcolico mediante distillazione

### Obiettivo

Separare l'alcol dal liquido (vino) che lo contiene mediante distillazione per determinare il grado alcolico.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- distillatore
- densimetro da 0,9000 a 1,0000
- cilindro graduato da 100 ml
- beuta
- agitatore

### Sostanza utilizza

- vino
- acqua distillata

### Procedimento

- 1) Prelevare 100 mL di vino a temperatura ambiente e versarli nel pallone dell'apparecchio di distillazione. Avviare la distillazione fino a quando nella beuta di raccolta non si ottengono 3/4 del volume iniziale.
- 2) Travasare in un cilindro graduato da 100 ml e portare a volume di 100 mL con acqua distillata. Su questi ultimi determinare la densità con il densimetro.
- 3) Per mezzo della tabella di Reichard risalire alla gradazione alcolica (alcol % in volume) del vino in esame.

<b>Peso specifico acqua/alcol a 20 °C</b>	<b>Gradazione alcolica Vol. %</b>	<b>Peso specifico acqua/alcol a 20 °C</b>	<b>Gradazione alcolica Vol. %</b>
0,9869	9,70	0,9859	10,52
0,9868	9,78	0,9858	10,61
0,9867	9,86	0,9857	10,70
0,9866	9,94	0,9856	10,78
0,9865	10,02	0,9855	10,87
0,9864	10,10	0,9854	10,96
0,9863	10,18	0,9853	11,05
0,9862	10,27	0,9852	11,13
0,9861	10,36	0,9851	11,21
0,9860	10,44	0,9850	11,30

## Reazioni esotermiche e endotermiche

### Obiettivi

Verificare l'emissione o l'assorbimento di energia durante una reazione chimica.

### Prerequisiti

Conoscere come varia l'energia durante una reazione chimica.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive.

### Materiale occorrente

- 2 becher da 100 ml
- 2 termometri
- spruzzetta con acqua distillata
- pipetta graduata da 5,0 ml

### Sostanze utilizzate

- idrossido di bario idrato  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$
- cloruro di ammonio  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- zinco in polvere
- acido cloridrico 1:1

### Prova A Procedimento

- 1) Pesare in un becher da 100 ml 4 g di idrossido di bario idrato  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$  e rilevare la temperatura con il termometro.
- 2) Pesare in un altro becher 4 g di cloruro di ammonio  $\text{NH}_4\text{Cl}$  e rilevare la temperatura con il termometro
- 3) Versare il contenuto di un becher nell'altro e aggiungere qualche goccia di acqua distillata per far avvenire la reazione.
- 4) Mescolare con il termometro e controllare la temperatura

### Prova B Procedimento

- 1) Pesare in un becher 0,30 g di zinco metallico in polvere e rilevare la temperatura con il termometro
- 2) Prelevare 5,0 ml di  $\text{HCl}$  1:1 con la pipetta e versarli in un secondo becher e determinare la temperatura
- 3) Versare l'acido cloridrico nel becher contenente lo zinco e mescolare con il termometro e rilevare la temperatura

## Conservazione dell'energia nelle reazioni chimiche

### Obiettivi

Verificare sperimentalmente la legge di Hesse.

### Prerequisiti

Saper calcolare il calore molare di reazione in base alla variazione di temperatura del sistema. Saper scrivere le reazioni in forma ionica.

### Norme di comportamento:

attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive.

### Materiale occorrente

- becher da 100 ml e 250 ml
- termometro
- spatola
- bilancia tecnica
- cilindro graduato da 50 ml

### Sostanze utilizzate

- NaOH solido e in soluzione 1M
- HCl 1M

L'esperienza consiste nella misura della variazione di temperatura prodotta da tre trasformazioni delle quali l'ultima è il risultato della somma delle altre due. Scrivendo l'equazione di ogni trasformazione e calcolando il relativo calore di reazione ( $Q = c \cdot m \cdot \Delta t$ ) e il calore molare di reazione (calore di reazione/moli) si verifica il principio di conservazione dell'energia.

### Prima prova (dissoluzione dell' NaOH)

- 1) Versare 100 ml di acqua distillata in un becher da 250 ml e misurarne la temperatura
- 2) Pesare nel becher da 100 ml 2g di NaOH.
- 3) Trasferire con la spatola l' NaOH solido nel becher contenente l'acqua distillata. Mescolare con il termometro fino a dissoluzione completa. Misurare la temperatura massima raggiunta.

Volume di acqua (ml)	Massa di NaOH (g)	Temperatura iniziale (°C)	Temperatura finale (°C)

### Seconda prova (reazione tra NaOH e HCl)

- 1) Prelevare 50 ml di soluzione di NaOH e versarli in un becher da 250 ml e misurare la temperatura della soluzione.
- 2) Prelevare 50 ml di una soluzione di HCl dopo aver lavato il cilindro graduato.
- 3) Versare la soluzione acida in quella basica, mescolare con il termometro e misurare la temperatura massima raggiunta.

Volume di NaOH (ml)	Volume di HCl (ml)	Temperatura iniziale di NaOH (°C)	Temperatura finale (°C)

### Terza prova (reazione tra NaOH solido e soluzione di HCl)

- 1) Prelevare 50 ml di HCl, inserirli in un becher da 250 ml e aggiungere 50 ml di acqua distillata prelevati con il cilindro precedentemente lavato. Misurare la temperatura della soluzione
- 2) Pesare in un becher da 100 ml 2g di NaOH.
- 3) Introdurre con la spatola le pastiglie di NaOH nel becher contenente l'HCl. Mescolare con il termometro fino alla completa scomparsa del solido e rilevare la temperatura massima raggiunta.
- 4)

Volume della soluzione di HCl (ml)	Massa di NaOH (g)	Temperatura iniziale della soluzione di HCl (°C)	Temperatura finale (°C)

Calcolare il calore molare di reazione di ogni prova.

Il calore specifico di tutte le soluzioni può essere approssimato a quello dell'acqua (4,18 J/g °C)

La massa in grammi del sistema corrisponde numericamente al volume totale in ml della soluzione (trascurando i grammi di NaOH), poiché la densità del sistema si può approssimare a quella dell'acqua (1,0 g/ml).

Scrivere le equazioni delle tre trasformazioni indicando gli stati fisici e verificare che sommando le prime due equazioni si ottiene la terza.

## Velocità delle reazioni chimiche (Studio qualitativo)

### Obiettivi

Verificare qualitativamente l'influenza di alcuni fattori fisici e chimici sulla velocità di reazione. Saper riconoscere, in provetta, i fenomeni che accompagnano alcune reazioni chimiche.

### Prerequisiti

Conoscere la teoria degli urti molecolari

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

### Materiale occorrente

- portaprovette da banco
- contagocce
- 10 provette da saggio
- spatola di acciaio
- becher da 400 ml
- portaprovette circolare
- bunsen
- treppiede
- reticella spargifiamma
- agitatore in vetro
- spruzzetta

### Sostanze utilizzate

- fenolftaleina
- acido cloridrico diluito HCl ( 0,1 M)
- acido cloridrico concentrato ( 2,0 M)
- acido ossalico  $H_2C_2O_4$  (soluzione)
- permanganato di potassio  $KMnO_4$  (soluzione)
- solfato di manganese  $MnSO_4$  (polvere)
- magnesio Mg (in lamina e in polvere)
- zinco Zn ( in granuli)
- acido solforico concentrato  $H_2SO_4$  ( 1: 3 )
- acqua distillata

### Procedimento

- 1) Pulire e sciacquare tutte le provette, accendere il bunsen e portare l'acqua del bagnomaria (2/3 acqua) a circa 80°C.
- 2) Nelle provette 1 e 2 versare circa 4 ml di acido ossalico e 1 ml ( circa 2 gocce) di acido solforico. Mescolare e introdurre la provetta 2 nel bagnomaria caldo. Versare contemporaneamente nelle due provette circa 4 ml di permanganato di potassio ( per effettuare correttamente questa operazione, conviene versare precedentemente 4 ml di permanganato nelle provette 9 e 10). Osservare per qualche minuto l'effetto della diversa **temperatura** sulla velocità di reazione.
- 3) Introdurre nella provetta 3 una lamina di magnesio e nella 4 una quantità di magnesio in polvere circa uguale alla massa della lamina. Aggiungere in entrambe le provette circa 4 ml di acqua distillata e 2 gocce di fenolftaleina. Confrontare il diverso effetto del diverso **stato di suddivisione** del

magnesio nei due casi.

- 4) Nelle provette 5 e 6 introdurre 1 granulo di zinco. Nella provetta 5 versare circa 4 ml di acido cloridrico diluito e nella provetta 6 circa 4 ml di acido cloridrico concentrato. Confrontare l'effetto della diversa **concentrazione** dell'acido cloridrico in 2 casi.
- 5) Nelle provette 7 e 8 versare circa 4 ml di acido ossalico e 1 ml di acido solforico.
- 6) Aggiungere alla provetta 8 una punta di spatola di catalizzatore di solfato di manganese. Versare quindi contemporaneamente nelle 2 provette circa 4 ml di permanganato di potassio, precedentemente preparato nelle provette 9 e 10. Confrontare l'effetto del **catalizzatore** sulla velocità di reazione.
- 7) Pulire la vetreria e riordinare il posto di lavoro.
- 8) Registrare le osservazioni nella tabella.

Provetta	Fattore considerato		Osservazioni
1	TEMPERATURA	20° C	
2		80°C	
3	STATO DI SUDDIVISIONE DEI REAGENTI	Mg lamine	
4		Mg polvere	
5	CONCENTRAZIONE DEI REAGENTI	HCl diluito	
6		HCl concentr.	
7	CATALIZZATORE	senza	
8		con	



## Velocità delle reazioni chimiche (Studio quantitativo)

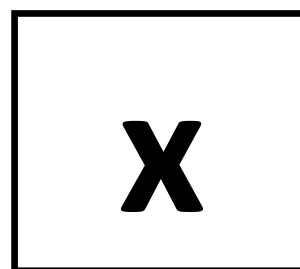
### Obiettivo

Verificare quantitativamente l'effetto della concentrazione di un reagente sulla velocità di una reazione chimica.

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive.

### Materiale occorrente

- cilindro graduato da 50 ml
- becher da 100 ml
- cronometro
- buretta ad azzeramento automatico
- cartellino con una "x" nera disegnata in centro
- spruzzetta con acqua distillata



### Sostanze utilizzate

- tiosolfato di sodio  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (0,250 m)
- acido cloridrico concentrato  $\text{HCl}$  (2,0 M)
- acqua distillata

### Procedimento

- 1) Ogni gruppo prende nota dei volumi di tiosolfato di sodio e di acqua necessari a preparare una soluzione di tiosolfato di concentrazione nota. L'altro reagente ( $\text{HCl}$ ) ha sempre la stessa concentrazione. Il volume totale di soluzione è identico per tutti i gruppi (vedi tabella 1).

Tab N° 1

GRUPPO	VOLUME (ml)			CONCENTRAZIONE (g/l)
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{HCl}$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
1	40,0	10,0	5,0	49,6
2	35,0	15,0	5,0	43,4
3	30,0	20,0	5,0	37,2
4	28,0	22,0	5,0	34,8
5	25,0	25,0	5,0	31,0
6	22,0	28,0	5,0	27,3
7	20,0	30,0	5,0	24,8
8	18,0	32,0	5,0	22,4
9	15,0	35,0	5,0	18,6
10	13,0	37,0	5,0	16,1
11	10,0	40,0	5,0	12,4
12	5,0	45,0	5,0	6,2

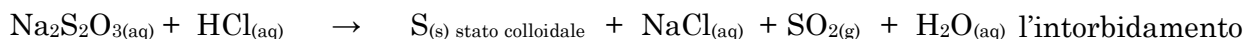
- 2) Mediante la buretta ad azzeramento automatico, versare nel becher 5,0 ml di HCl. Prelevare con il cilindro graduato il volume di Tiosolfato segnalato in tabella e aggiungere il volume di acqua distillata necessaria ad arrivare a 50 ml.
- 3) Disporre, sotto il becher contenente HCl, un foglietto dove è disegnata una croce come simbolo, in modo da poter osservare la croce attraverso lo strato di liquido. Versare velocemente nel becher il contenuto del cilindro graduato, facendo scattare il cronometro nel momento in cui i due liquidi vengono a contatto.
- 4) Osservando dall'alto il fondo del becher, registrare l'istante ( tempo in sec ) in cui la croce tracciata sul foglio non è più visibile a causa dell'intorbidamento del liquido ( si formerà infatti un precipitato).

Tab N° 2

GRUPPO	MISURA N°	t <sub>i</sub> (s)
	1	
	2	
	3	
	MEDIA	

- 5) Ripetere la stessa prova altre 2 volte registrando nella tabella n° 2 i tempi di intorbidamento t<sub>i</sub>.
- 6) Lavare la vetreria e riordinare il posto di lavoro.

Quando si fa reagire l'acido cloridrico con il tiosolfato si forma una fine sospensione di zolfo che intorbida il liquido secondo la seguente reazione:



l'intorbidamento totale si verifica quando in ogni bicchiere si è formata la stessa quantità di zolfo.

Il tempo di intorbidamento t<sub>i</sub> rappresenta quindi il tempo necessario a far decorrere la reazione fino al medesimo punto. Il reciproco 1/t<sub>i medio</sub> rappresenta la frazione di reazione che decorre nell'unità di tempo cioè la quantità di zolfo prodotta nell'unità di tempo e quindi la velocità di reazione.

- 7) Calcolare il valore del rapporto 1/t<sub>i medio</sub> e registrare nella tabella

TABELLA N° 3

GRUPPO	CONCENTRAZIONE Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ( g/l )	t <sub>i medio</sub> (s)	1/t <sub>i medio</sub> · 10 <sup>-2</sup> ( sec <sup>-1</sup> )

8) Ogni gruppo registra i propri dati nella tabella riassuntiva n° 4.

Tab N°4

GRUPPO	CONCENTRAZIONE		$1/t_{i \text{ medio}} \cdot 10^{-2}$ ( $\text{sec}^{-1}$ )
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (g/l)	$t_{i \text{ medio}}$ (s)	
1	49,6		
2	43,4		
3	37,2		
4	34,8		
5	31,0		
6	27,3		
7	24,8		
8	22,4		
9	18,6		
10	16,1		
11	12,4		
12	6,2		

9) Disegnare:

- Un grafico riportante in ascissa la concentrazione di Tiosolfato di sodio e in ordinata il tempo di intorbidamento medio;
- Un secondo grafico riportante in ascissa la concentrazione del Tiosolfato di Sodio e in ordinata i valori di  $1/t_{i \text{ medio}}$  = velocità di reazione.

## Equilibrio chimico

### Obiettivo

Prevedere e spiegare, sulla base del principio di Le Chatelier, la direzione dello spostamento di un equilibrio chimico.

### Prerequisiti

Conoscere il concetto di equilibrio chimico e il principio di Le Chatelier

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive. Prestare attenzione alla presenza di fiamme libere.

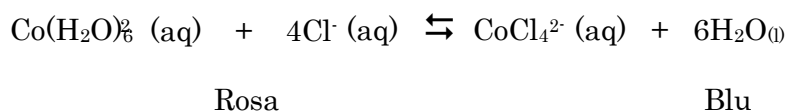
#### Materiale occorrente

- 3 provette
- porta provette
- piastra riscaldante
- 2 becher da 400 ml

#### Sostanze utilizzate

- Soluzione di  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  0,1M
- Acido cloridrico concentrato (37%)
- Miscela refrigerante (ghiaccio e sale)
- $\text{AgNO}_3$  in soluzione

Le soluzioni di cloruro di cobalto  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  presentano una colorazione rosa secondo il seguente equilibrio:



### Procedimento

- 1) Versare circa 6 ml di soluzione di  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  0,1M in una provetta.
- 2) Aggiungere goccia a goccia acido cloridrico concentrato fino ad ottenere una soluzione di colore blu.
- 3) Distribuire la soluzione così ottenuta in 3 provette
- 4) Nella prima provetta aggiungere acqua distillata e osservare la colorazione ottenuta.
- 5) Nella seconda provetta aggiungere qualche goccia di  $\text{AgNO}_3$  e osservare la colorazione ottenuta.
- 6) Scaldare a bagnomaria e/o raffreddare nella miscela refrigerante la terza provetta e osservare la colorazione

Provetta 1	
Provetta 2	
Provetta 3	

## La forza degli acidi

### Obiettivo

Osservare la forza di acidi diversi; determinare quantitativamente la concentrazione degli ioni  $H^+$  presenti nella soluzione di un acido debole mediante confronto con la formazione di  $H^+$  di un acido forte.

### Prerequisiti

Conoscere la teoria degli acidi e delle basi

**Norme di comportamento:** attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive.

### Materiale occorrente

- 6 provette
- portaprovette
- 2 pipette graduate da 10 ml
- bilancia tecnica
- spatola

### Sostanze utilizzate

- acido cloridrico  $HCl$  1 M; 0,1 M; 0,01 M
- acido acetico  $CH_3COOH$  1 M
- carbonato di calcio  $CaCO_3$  in polvere

### Procedimento

- 1) Inserire nella prima provetta 4 ml di  $CH_3COOH$  prelevati con la pipetta
- 2) Inserire nella seconda provetta 4 ml di  $HCl$  1 M prelevati con l'altra pipetta
- 3) Pesare su un foglio di carta 1 g di  $CaCO_3$  e ripetere l'operazione in modo da avere 2 campioni del solido
- 4) Versare contemporaneamente le due masse del solido nelle provette 1 e 2
- 5) Osservare quello che succede
- 6) Inserire nella terza provetta 5 ml di  $HCl$  1 M; nella quarta 5 ml di  $HCl$  0,1 M e nella quinta 5 ml di  $HCl$  0,01 M
- 7) Nella sesta provetta introdurre 5 ml di  $CH_3COOH$  1 M
- 8) Pesare su un foglio di carta 1 g di  $CaCO_3$  e ripetere l'operazione in modo da avere 4 campioni del solido
- 9) Aggiungere velocemente alle provette 3, 4, 5, 6 il  $CaCO_3$  precedentemente pesato
- 10) Stabilire a quale diluizione di  $HCl$  corrisponde approssimativamente la stessa quantità di  $CO_2$  sviluppata dal  $CH_3COOH$
- 11) Determinare la concentrazione di ioni  $H^+$  presenti nelle provette 3, 4, 5 e 6.

## La serie elettrochimica

### Obiettivi:

Determinare in modo qualitativo la posizione relativa di un numero limitato di coppie di ossido – riduzione di metalli nella serie dei potenziali. Costruire la serie elettrochimica relativamente alle coppie redox studiate, ordinandole in base al potenziale di riduzione crescente (dalla coppia più riducente a quella più ossidante).

### Norme di comportamento:

attenersi alle misure di sicurezza generale. Utilizzare i D.P.I. Leggere attentamente le indicazioni riportate sulle etichette dei prodotti. Attenersi alle norme sull'uso di sostanze corrosive.

### Materiale occorrente:

- 5 Becher da 100 mL

### Sostanze utilizzate:

- Metalli (in lamina): Cu, Pb, Sn, Zn, Ag.
- Soluzione di nitrato di rame (II) 0.1 M;
- Soluzione di nitrato di piombo (II) 0.1 M;
- Soluzione di nitrato di zinco 0.1 M,
- Soluzione di nitrato di argento 0.1 M.

### Procedimento:

- 1) In un becher, porre a reagire ciascun metallo (pulirli con carta abrasiva se necessario) con qualche ml di soluzione dei sali degli altri metalli ed osservare ciò che accade: se la reazione avviene spontaneamente, si osserverà la dissoluzione del metallo allo stato elementare, che si ossida, e la precipitazione del metallo dal sale, che si riduce.
- 2) Scrivere le equazioni chimiche relative ai processi spontanei.
- 3) Costruire la serie elettrochimica

## Sommario

Norme di sicurezza .....	2
Etichettatura dei prodotti chimici .....	3
Dispositivi di protezione individuale (D.P.I.) .....	6
Comportamento in Laboratorio .....	7
Gli incidenti in Laboratorio .....	8
La relazione di laboratorio .....	9
Vetreteria .....	10
La buretta (istruzioni per l'uso) .....	12
Determinazione della densità di un solido .....	13
Determinazione della densità di un liquido .....	14
Densimetro.....	15
Becco Bunsen .....	16
Passaggi di stato dello iodio .....	17
Curva di riscaldamento e di raffreddamento del tiosolfato di sodio .....	18
Separazione miscugli eterogenei .....	19
Tecniche di separazione.....	20
Distillazione.....	21
Purificazione per ricristallizzazione del solfato di rame .....	22
Elementi chimici .....	23
Conservazione della massa nelle reazioni chimiche .....	24
Analisi di composti costituiti da rame e cloro .....	26
Preparazione del cloruro di zinco .....	28
Massa atomica relativa e mole.....	29
Il concetto di mole e la costante di Avogadro.....	30
Acqua di cristallizzazione di un sale idrato .....	31
Formula empirica di un composto (cloruro di zinco) .....	33
Classificazione delle reazioni chimiche .....	35
Precipitazione dello ioduro di piombo .....	36
Preparazione del cromato di piombo .....	37
Preparazione idrossidi poco solubili .....	38
Reazioni di precipitazione .....	39
Saggi alla fiamma .....	40
Analisi qualitativa .....	41
La tavola periodica I .....	44
La tavola periodica II.....	45
Visualizzazione delle molecole tramite modelli molecolari .....	46
Polarità, solubilità e miscibilità.....	47

Preparazione di composti.....	48
Preparazione di soluzioni a titolo noto.....	50
Preparazione di soluzioni a titolo noto per diluizione.....	51
Conducibilità elettrica delle soluzioni .....	52
Abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico .....	53
Determinazione del grado alcolico mediante distillazione .....	54
Reazioni esotermiche e endotermiche .....	55
Conservazione dell'energia nelle reazioni chimiche .....	56
Velocità delle reazioni chimiche (Studio qualitativo) .....	59
Velocità delle reazioni chimiche (Studio quantitativo) .....	61
Equilibrio chimico .....	64
La forza degli acidi .....	65
La serie elettrochimica.....	66