

PAOLO PISTARÀ

LABORATORIO CHIMICA

DI



Atlas

PAOLO PISTARÀ

LABORATORIO
di **CHIMICA**

© by Istituto Italiano Edizioni Atlas



Direzione editoriale: ROBERTO INVERNICI
Progetto grafico e videoimpaginazione: MARIO MUOLLO
Disegni: VAVASSORI & VAVASSORI, Bonate Sotto (BG);
KROMA s.n.c. Mozzo (BG); IL GRIFONE (PV)

La casa editrice ATLAS opera con il Sistema Qualità conforme alla nuova norma UNI EN ISO 9001:2008 certificato da CISQ CERTICARGRAF.

Ideazione e preparazione dei disegni: PAOLO PISTARÀ
Ricerca iconografica: PAOLO PISTARÀ

REFERENZE FOTOGRAFICHE:

Copyright © Paolo Pistarà per le foto delle pagine: 11 (Figg. 6, 7), 13 (Fig. 13), 20 (Fig. 2), 28 (Figg. 1, 2), 37 (Figg. 1, 2), 38 (Fig. 3), 41 (Fig. 1), 45 (Fig. 1), 52 (Fig. 1), 54 (Figg. 1, 2), 55 (Fig. 3), 59 (Fig. 1), 64 (Fig. 1a), 77 (Fig. 1), 79 (Fig. 1), 84 (Figg. 1, 2), 89 (Fig. 1a, 1b)

Carlo Erba, Archivio Atlas, Research (rivista Bayer), Hoechst Oggi, Franco Valoti

Per eventuali e comunque non volute omissioni o per gli aventi diritto tutelati dalla legge, l'Editore dichiara la propria disponibilità.

Il testo **Laboratorio di Chimica** affianca il **manuale di chimica** e ne potenzia il già ricco apparato di esperienze.

L'attività di laboratorio costituisce un mezzo insostituibile non solo per apprendere i concetti della disciplina ma anche per imparare ad eseguire una indagine scientifica e ad acquisire il modo di procedere proprio di una scienza sperimentale.

Il laboratorio di chimica deve, pertanto, essere considerato parte integrante dell'apprendimento della disciplina.

Il testo si articola in due parti.

■ La prima parte affronta il problema della sicurezza in laboratorio, indicando in modo dettagliato le procedure alle quali gli studenti devono attenersi per evitare che si creino situazioni di pericolo.

Per quanto riguarda il reagentario, sono previste due Tavole: la prima illustra i simboli di pericolosità dei prodotti chimici; la seconda riporta i codici con cui nella comunità internazionale vengono indicati i rischi e i consigli di prudenza relativi ai prodotti chimici pericolosi.

Sempre nella prima parte del testo vengono descritte le modalità di applicazione del materiale di laboratorio di uso più comune; vengono, inoltre, spiegati i principi e la legge su cui si basa la spettrofotometria UV-Visibile.

Viene affrontata anche la tecnica del **problem solving** che, mediante la V di Gowin, rispetto ad una domanda focale (l'evento chimico preso in esame) collega le attività metodologiche e procedurali ai principi teorici che vi sono coinvolti.

■ Nella seconda parte del testo sono sviluppate 47 schede di esperimenti.

Le schede si presentano di facile leggibilità, sia per quanto riguarda gli aspetti lessicali sia per la traducibilità delle istruzioni in azioni concrete.

I disegni e le fotografie, che accompagnano le istruzioni, facilitano la leggibilità delle schede.

Gli esperimenti proposti sono realizzabili in quanto richiedono attrezzature e materiale di cui normalmente dispongono i laboratori scolastici;

particolare attenzione è stata riservata ai problemi di sicurezza.

Per quanto riguarda gli aspetti didattici, per ciascuna scheda sono stati evidenziati l'obiettivo dell'esperimento, la descrizione del fenomeno da osservare, i dati relativi dell'esperienza.

Con le domande di verifica finale si richiede l'elaborazione e l'interpretazione dei dati e dei fenomeni.

Le schede sono articolate in modo che le esperienze proposte introducano concetti teorici. Ad esempio, con gli esperimenti della prima parte del testo, che si presentano tutti di facile esecuzione, vengono acquisiti per via sperimentale il concetto di miscela omogenea ed eterogenea, il concetto di sostanza pura, la natura particellare della materia e così via.

L'autore sarà grato agli Insegnanti che vorranno segnalare eventuali imprecisioni, ma anche dare suggerimenti per migliorare l'opera.

Paolo Pistarà

INTRODUZIONE ALL'ATTIVITÀ DI LABORATORIO

1. Sicurezza nel laboratorio di chimica
2. I simboli dei prodotti pericolosi

Tipi di rischi

Norme UE per la pericolosità delle sostanze chimiche

- Natura dei rischi attribuiti alle sostanze pericolose
- Consigli di prudenza riguardanti le sostanze chimiche pericolose

3. Strumenti chimici di misura
 - a. *Gli strumenti di misura del volume*
 - b. *Lo strumento di misura della massa: la bilancia*

4. Lo spettrofotometro

Problem solving in laboratorio

ESPERIENZE DI LABORATORIO

1. Miscele eterogenee e miscele omogenee
2. Separazione dei componenti di una miscela omogenea
3. Calorimetro: fusione del ghiaccio
4. Determinazione della densità dei liquidi
5. Curve di fusione e di solidificazione
6. Separazione delle sostanze colorate mediante cromatografia su carta
7. Purificazione di un composto solido mediante cristallizzazione
8. I volumi di liquidi miscibili non si sommano tra loro
9. Diffusione dei gas
10. Preparazione di una soluzione
11. Le trasformazioni chimiche
12. Legge della composizione costante (Legge di Proust)
13. Le dimensioni molecolari e la costante di Avogadro
14. Formula di un composto
15. Formula di un sale idrato ($\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$)
16. Preparazione di sostanze gassose
17. Tipi di reazioni e di equazioni chimiche
18. Relazione tra mole e massa
19. La stechiometria di una reazione
20. Determinazione del valore del volume molare di un gas
21. Misura della solubilità di una sostanza
22. Solubilità di una sostanza al variare della temperatura
23. Polarità dei liquidi
24. Miscibilità dei liquidi
25. Solubilità dei solidi nei liquidi
26. Conduttività elettrica di alcune sostanze e loro soluzioni
27. Diluizione di una soluzione di KMnO_4
28. Determinazione della concentrazione di una soluzione di KMnO_4 con lo spettrofotometro
29. Scambio di energia tra un composto ionico e l'acqua
30. Combustione di una candela
31. Velocità di una reazione
32. pH di prodotti commerciali
33. Idrolisi di un sale
34. Relazione tra il pH e la concentrazione di un sapone liquido acido
35. Confronto tra due antiacidi
36. Scala degli ioni ad acquistare elettroni
37. Celle galvaniche
38. Riduzione dell'ossido di rame (II) con limatura di ferro
39. Reazioni di ossido-riduzione in soluzione
40. Formazione della ruggine
41. Determinazione del valore della costante di Faraday
42. Preparazione del sapone
43. Riconoscimento delle aldeidi con il reattivo di Fehling
44. Determinazione volumetrica del lattosio nel latte
45. Ricerca delle proteine
46. Riconoscimento dell'amido
47. Determinazione della durezza di un'acqua con l'EDTA

Introduzione all'attività di laboratorio

1

Sicurezza nel laboratorio di chimica

Il lavoro di sperimentazione nel laboratorio di chimica può risultare affascinante, ma perché non si verifichino incidenti è opportuno che lo studente si attenga rigorosamente ai criteri di sicurezza che vengono suggeriti.

- In laboratorio devi tenere un comportamento disciplinato per evitare di urtare un compagno che sta manipolando sostanze pericolose.
- Prima di iniziare una prova, devi conoscere tutti i passaggi dell'esperienza che ti appresti ad eseguire per poterne valutare le difficoltà ed i rischi.
- Devi eseguire solo le prove che vengono suggerite dall'insegnante.
- Prima di utilizzare i reattivi, **devi controllare i simboli di pericolosità riportati sull'etichetta** (vedi pagg. 9 e 10).
- Devi utilizzare solo le quantità di sostanze che vengono suggerite; nel caso di solidi, devi servirti di spatole o cucchiaini. Con i liquidi, devi usare i recipienti di volume appropriati (pipette, cilindri, burette). Con le pipette, non devi aspirare con la bocca, ma utilizzare apposite valvole di aspirazione che prendono il nome di propipette.
- ***Durante gli esperimenti, devi indossare il camice di laboratorio e portare gli occhiali di protezione (Fig. 1) per evitare danni agli occhi.***



Fig. 1.
In laboratorio misure di sicurezza impongono di portare gli occhiali di protezione.

Fig. 2.

Quando scaldiamo un liquido in una provetta, questa non deve essere rivolta verso il proprio viso o quello dei compagni.



- **Devi operare sempre sotto cappa aspirante per tutte le reazioni che utilizzano prodotti chimici pericolosi e per il travaso o il prelievo di solventi, specie se volatili.**

Prima di iniziare le operazioni, devi accertarti che la cappa sia in funzione.

- **Non devi respirare eventuali gas o vapori.**
- **Non devi toccare direttamente i prodotti chimici con le mani né metterli in bocca o ingerirli.**

- Devi usare i guanti di protezione (lattice o neoprene) durante le attività di laboratorio

- Quando utilizzi la fiamma di un Bunsen per scaldare un liquido contenuto in una provetta, devi evitare di orientare la provetta verso il viso o verso quello dei compagni vicini in modo che eventuali spruzzi non risultino pericolosi per alcuno (Fig. 2). Inoltre devi orientare la fiamma verso la parte alta del liquido, e agitare la provetta.

- Utilizzando liquidi infiammabili, devi evitare di operare in presenza di una fiamma accesa; ad esempio, il distillatore non va riempito in presenza di una fiamma accesa perché questa penetra nella bottiglia e provoca una esplosione. Per il riscaldamento risulta più indicato un mantello elettrico. Inoltre tutte le giunture del distillatore devono essere a perfetta tenuta.

Quando esegui una distillazione, al liquido nel pallone di distillazione devi aggiungere palline di vetro o di pomice che servono a rendere l'ebollizione più regolare.

- Per le diluizioni di acidi o di idrossidi, devi aggiungere lentamente queste sostanze all'acqua e non viceversa (Fig. 3).

- Non devi scaldare recipienti a pareti spesse.

- Non devi gettare residui, anche piccoli, di sodio o di potassio nei lavandini o nelle pattumiere di laboratorio in quanto, a contatto con acqua o sostanze umide, si infiammano facilmente.

- Non devi gettare residui, anche piccoli, di sodio o di potassio nei lavandini o nelle pattumiere di laboratorio in quanto, a contatto con acqua o sostanze umide, si infiammano facilmente.

- Per inserire un tubo di vetro in un tappo di gomma forato devi proteggerti le mani con un paio di guanti da lavoro in pelle, o almeno con un asciugamano, e utilizzare come lubrificante acqua o glicerina.

- Anche in presenza di piccoli incidenti, devi richiamare sempre l'attenzione dell'insegnante.

- In caso di contatto con una soluzione acida, la pelle va lavata con acqua e poi con una soluzione di idrogenocarbonato di sodio (bicarbonato di sodio) al 2%. Gli occhi vanno lavati immediatamente con acqua corrente, poi con borace al 2%. Consultare sempre il medico.

- In caso di contatto con una soluzione basica, la pelle va lavata con acqua e poi con acido acetico all'1%. Gli occhi vanno lavati immediatamente e abbondantemente con acqua, poi con acido boric al 2%. È comunque necessario consultare sempre il medico.

3a

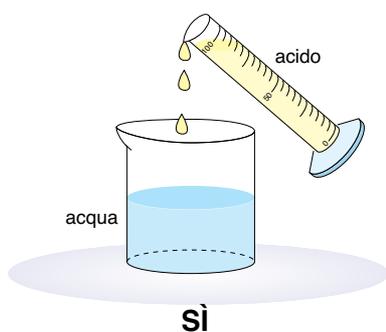


Fig. 3.

(a) Procedimento non corretto.

(b) Procedimento corretto.

3b



I simboli dei prodotti pericolosi

L'utilizzo delle sostanze chimiche pericolose è regolamentato da apposite norme emanate dall'Unione Europea, poi recepite dai diversi Governi che le hanno rese obbligatorie. Tali norme attribuiscono a ciascun prodotto un **simbolo di pericolosità**, informazioni riguardanti la **natura dei rischi** e **consigli di prudenza** relativi al loro impiego. Ad ognuna di queste indicazioni è stato assegnato un codice, costituito da una lettera (R o S) e da numeri.

Il codice R seguito da un numero identifica **frasi obbligatorie**, indicanti i rischi.

Ad esempio: **R22** Nocivo per ingestione.

Il **codice S** seguito da un numero indica **frasi facoltative**, relative ai consigli di prudenza riguardanti le sostanze chimiche pericolose.

Ad esempio: **S13** Conservare lontano da alimenti o mangimi e da bevande.

Naturalmente ad uno stesso prodotto chimico possono essere riferite diverse combinazioni delle *frasi R* e delle *frasi S*.

Ad esempio: **R36.37.38** Irritante per gli occhi, le vie respiratorie e la pelle.

Ad esempio: **S7.9** Tenere il recipiente ben chiuso e in luogo ben ventilato.

Fig. 4.

Esempio di etichetta di prodotto chimico sulla quale figurano simboli di pericolosità, codici R e codici S.

4

Formula molecolare, massa molecolare, densità.

Cas.No. Cas number è un numero per identificare composti chimici, polimeri, miscele e leghe.

Indicazioni sul tipo di pericolo.

Nome della sostanza.

Codice R codice S della sostanza.

Impurezze presenti.

Informazioni aggiuntive sulla purezza.

Frasi di rischio (R) e di sicurezza (S).

Technical Label (Left):

CH₃CN Cas.No. 75-05-8
 M_r 41.053
 Minimum assay (GLC) 99.8%
 d₄²⁰ = 0.783

MAX IMPURITIES %
 Residue on evaporation max. 0.0005
 H₂O max. 0.04

GC-ECD: no peak > 5 ng/l as Lindane.
 GC-NPD: no peak > 10 ng/l as Parathion.

CARLO ERBA REAGENTI
 MONTECATINI GROUP
 VIA C. IMBONATI, 24 - MILANO (I)
 T: 6995.1
 RUEIL MALMAISON (F)
 T: 47142200

Hazard Symbols: Flammable (F+), Toxic (T+)

R/S Codes: R: 11-23/24/25, S: 16-27-44, E.C.No.

Standard Label (Right):

CARLO ERBA REAGENTI

ACETONITRILE RS

For the analysis of pesticides residue

ACETONITRILE
 ACETONITRILE
 ACETONITRIL
 ACETONITRILU

Code no. 401201 ml 1000 = g 783 ab.

**DISPOSE OF PROPERLY
 NON DISPERDERE NELL'AMBIENTE**

T IPI DI RISCHI

SOSTANZE ESPLOSIVE (E)

In determinate condizioni queste sostanze possono esplodere. Ne sono esempi il dicromato di ammonio e l'acido picrico. Evitare urti, attriti, scintille, calore.



E

SOSTANZE COMBURENTI (O)

Queste sostanze favoriscono l'accensione delle sostanze combustibili. Ne sono esempi il clorato di potassio, il permanganato di potassio e il dicromato di potassio. Tenere lontano da materiale combustibile.



O

SOSTANZE INFIAMMABILI (F) e ESTREMAMENTE INFIAMMABILI (F+)

Queste sostanze in particolari condizioni possono infiammarsi. Ne sono esempi il benzene, l'acetone e l'alcool etilico. Evitare qualunque contatto con fonti di accensione (fiamma libera, sorgenti di calore e scintille).



F

F+

SOSTANZE CORROSIVE (C)

Queste sostanze per contatto possono distruggere la materia vivente e altri materiali. Ne sono esempi l'acido solforico e l'idrossido di sodio. Evitare il contatto con pelle, occhi, indumenti; non respirare i vapori.



C

SOSTANZE NOCIVE (Xn) o IRRITANTI (Xi)

Ne sono esempi la piridina (nocivo) e l'ammoniaca (irritante). Non respirare i vapori ed evitare il contatto con pelle e occhi.



Xn

Xi

SOSTANZE TOSSICHE (T) o MOLTO TOSSICHE (T+)

Queste sostanze provocano lesioni gravi o la morte sia per inalazione che per ingestione o per contatto con la pelle. Ne sono esempi il cloruro mercurico, il benzene, l'anilina, il metanolo. Evitare qualunque contatto e consultare il medico in caso di malessere.



T+

T

SOSTANZE NOCIVE PER L'AMBIENTE (N)

Queste sostanze sono nocive per l'ambiente acquatico e per quello terrestre (flora, fauna e atmosfera). Non disperdere nell'ambiente.



N

RISCHIO BIOLOGICO



RADIOATTIVITÀ

Emette radiazioni ionizzanti; può causare danno ai tessuti umani.



NORME UE PER LA PERICOLOSITÀ DELLE SOSTANZE CHIMICHE

Natura dei rischi attribuiti alle sostanze chimiche pericolose

Frase di rischio R (obbligatorie)

- R1** Esplosivo allo stato secco
- R2** Rischio di esplosione per urto, sfregamento, fuoco o altre sorgenti d'ignizione
- R3** Elevato rischio di esplosione per urto, sfregamento, fuoco o altre sorgenti d'ignizione
- R4** Forma composti metallici esplosivi molto sensibili
- R5** Pericolo di esplosione per riscaldamento
- R6** Esplosivo a contatto o senza contatto con l'aria
- R7** Può provocare un incendio
- R8** Può provocare l'accensione di materie combustibili
- R9** Esplosivo in miscela con materie combustibili
- R10** Infiammabile
- R11** Facilmente infiammabile
- R12** Altamente infiammabile
- R13** Gas liquefatto altamente infiammabile
- R14** Reagisce violentemente con l'acqua
- R15** A contatto con l'acqua libera gas facilmente infiammabili
- R16** Pericolo di esplosione se mescolato con sostanze comburenti
- R17** Spontaneamente infiammabile all'aria
- R18** Durante l'uso può formare con aria miscele esplosive o infiammabili
- R19** Può formare perossidi esplosivi
- R20** Nocivo per inalazione
- R21** Nocivo a contatto con la pelle
- R22** Nocivo per ingestione
- R23** Tossico per inalazione
- R24** Tossico a contatto con la pelle
- R25** Tossico per ingestione
- R26** Altamente tossico per inalazione
- R27** Altamente tossico a contatto con la pelle
- R28** Altamente tossico per ingestione
- R29** A contatto con l'acqua libera gas tossici
- R30** Può divenire facilmente infiammabile durante l'uso
- R31** A contatto con acidi libera gas tossico
- R32** A contatto con acidi libera gas altamente tossico
- R33** Pericolo di effetti cumulativi
- R34** Provoca ustioni
- R35** Provoca gravi ustioni
- R36** Irritante per gli occhi
- R37** Irritante per le vie respiratorie
- R38** Irritante per la pelle
- R39** Pericolo di effetti irreversibili molto gravi
- R40** Possibilità di effetti irreversibili
- R41** Rischio di gravi lesioni oculari
- R42** Può provocare sensibilizzazione per inalazione
- R43** Può provocare sensibilizzazione per contatto con la pelle
- R44** Rischio di esplosione per riscaldamento in ambiente confinato
- R45** Può provocare il cancro
- R46** Può provocare alterazioni genetiche ereditarie

- R47** Può provocare malformazioni genetiche
- R48** Pericolo di gravi danni per la salute in caso di esposizione prolungata
- R49** Può provocare il cancro per inalazione
- R50** Altamente tossico per gli organismi acquatici
- R51** Tossico per gli organismi acquatici
- R52** Nocivo per gli organismi acquatici
- R53** Può provocare a lungo termine effetti negativi per l'ambiente acquatico
- R54** Tossico per la flora
- R55** Tossico per la fauna
- R56** Tossico per gli organismi del terreno
- R57** Tossico per le api
- R58** Può provocare a lungo termine effetti negativi per l'ambiente
- R59** Pericoloso per lo strato di ozono
- R60** Può ridurre la fertilità
- R61** Può danneggiare i bambini non ancora nati
- R62** Possibile rischio di ridotta fertilità
- R63** Possibile rischio di danni ai bambini non ancora nati
- R64** Possibile rischio per i bambini allattati al seno

Combinazioni delle frasi R

- R14.15** Reagisce violentemente con l'acqua, liberando gas facilmente infiammabili
- R15.29** A contatto con acqua libera gas tossici e altamente infiammabili
- R20.21** Nocivo per inalazione e contatto con la pelle
- R20.22** Nocivo per inalazione e ingestione
- R20.21.22** Nocivo per inalazione, ingestione e contatto con la pelle
- R21.22** Nocivo a contatto con la pelle e per ingestione
- R23.24** Tossico per inalazione e contatto con la pelle
- R23.25** Tossico per inalazione e ingestione
- R23.24.25** Tossico per inalazione, ingestione e contatto con la pelle
- R24.25** Tossico a contatto con la pelle e per ingestione
- R26.27** Altamente tossico per inalazione e contatto con la pelle
- R26.28** Altamente tossico per inalazione e ingestione
- R26.27.28** Altamente tossico per inalazione, ingestione e contatto con la pelle
- R27.28** Altamente tossico a contatto con la pelle e per ingestione
- R36.37** Irritante per gli occhi e le vie respiratorie
- R36.38** Irritante per gli occhi e la pelle
- R36.37.38** Irritante per gli occhi, le vie respiratorie e la pelle
- R37.38** Irritante per le vie respiratorie e la pelle
- R42.43** Può provocare sensibilizzazione per inalazione e contatto con la pelle

NORME UE PER LA PERICOLOSITÀ DELLE SOSTANZE CHIMICHE

Consigli di prudenza riguardanti le sostanze chimiche pericolose

Frase S (consigli di prudenza)

- S1** Conservare sotto chiave
- S2** Conservare fuori della portata dei bambini
- S3** Conservare in luogo fresco
- S4** Conservare lontano da locali di abitazione
- S5** a. Conservare sotto petrolio
b. Conservare sotto acqua
- S6** Conservare sotto azoto
- S7** Conservare il recipiente ben chiuso
- S8** Conservare al riparo dall'umidità
- S9** Conservare il recipiente in luogo ben ventilato
- S10** Mantenere il prodotto umido
- S11** Evitare il contatto con l'aria
- S12** Non chiudere ermeticamente il recipiente
- S13** Conservare lontano da alimenti o mangimi e da bevande
- S14** a. Conservare lontano da acidi
b. Tenere lontano da metalli e sali metallici
c. Tenere lontano da sostanze combustibili
- S15** Conservare lontano dal calore
- S16** Conservare lontano da fiamme e scintille - Non fumare
- S17** Tenere lontano da sostanze combustibili
- S18** Manipolare ed aprire il recipiente con cautela
- S20** Non mangiare né bere durante l'impiego
- S21** Non fumare durante l'impiego
- S22** Non respirare le polveri
- S23** Non respirare i fumi/vapori
- S24** Evitare il contatto con la pelle
- S25** Evitare il contatto con gli occhi
- S26** In caso di contatto con gli occhi, lavare immediatamente e abbondantemente con acqua e consultare un medico
- S27** Togliersi di dosso immediatamente gli indumenti contaminati
- S28** In caso di contatto con la pelle lavarsi immediatamente e abbondantemente con acqua
- S29** Non gettare i residui nelle fognature
- S30** Non versare acqua sul prodotto
- S31** Tenere lontano da sostanze esplodibili
- S33** Evitare l'accumulo di cariche elettrostatiche
- S34** Evitare l'urto e lo sfregamento
- S35** Non disfarsi del prodotto e del recipiente se non con le dovute precauzioni
- S36** Usare indumenti protettivi adatti
- S37** Usare guanti adatti
- S38** In caso di ventilazione insufficiente, usare un apparecchio respiratorio adatto
- S39** Proteggersi gli occhi/la faccia

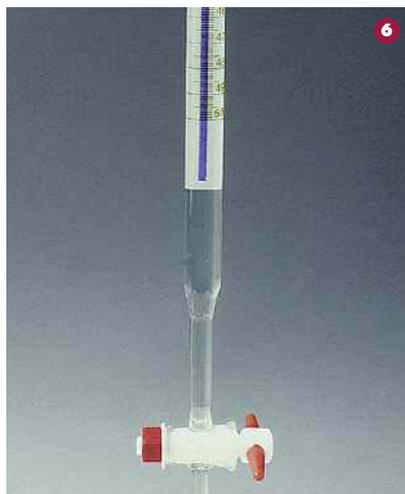
- S40** Per pulire il pavimento e gli occhi contaminati da questo prodotto, usare... (da precisare da parte del produttore)
- S41** In caso di incendio e/o esplosione non respirare i fumi
- S42** Durante le fumigazioni usare un apparecchio respiratorio adatto
- S43** a. In caso di incendio usare estintori a CO₂
b. In caso di incendio usare estintori a CO₂.
Non usare acqua
- S44** In caso di malessere consultare il medico (se possibile, mostrargli l'etichetta)
- S45** In caso di incidente o di malessere consultare immediatamente il medico (se possibile, mostrargli l'etichetta)

Combinazioni delle frasi S

- S1.2** Conservare sotto chiave e fuori della portata dei bambini
- S3.9** Tenere il recipiente in luogo fresco e ben ventilato
- S7.8** Conservare il recipiente ben chiuso e al riparo dall'umidità
- S7.9** Tenere il recipiente ben chiuso e in luogo ben ventilato
- S3.7.9** Tenere il recipiente ben chiuso in luogo fresco ben ventilato
- S20.21** Non mangiare, né bere, né fumare durante l'impiego
- S24.25** Evitare il contatto con gli occhi e con la pelle
- S36.37** Usare indumenti protettivi e guanti adatti
- S36.39** Usare indumenti protettivi adatti e proteggersi gli occhi/la faccia
- S36.37.39** Usare indumenti protettivi e guanti adatti e proteggersi gli occhi/la faccia
- S37.39** Usare guanti adatti e proteggersi gli occhi/la faccia

Strumenti chimici di misura

Poiché la chimica è una scienza sperimentale, è utile fare una descrizione dei principali **strumenti di misura**, rimandando la conoscenza degli altri al momento in cui troveranno applicazione nelle esperienze di laboratorio.



■ Gli strumenti di misura del volume

• **BURETTA.** La buretta è un tubo di vetro graduato, chiuso nella parte inferiore da un rubinetto di vetro o di teflon (un materiale chimicamente inerte), che porta sulla parete le tacche di graduazione. Le burette più comunemente usate hanno il volume di 50 mL con graduazione di 0,1 mL (Fig. 5).

Quando si utilizzano devono essere poste in posizione verticale, e fissate ad un'asta di sostegno mediante apposite pinze.

Per la lettura esatta di un liquido è importante che l'occhio si trovi al livello del menisco. Nel caso di liquidi trasparenti, si legge il livello corrispondente al fondo del menisco lungo la scala di graduazione; con le soluzioni fortemente colorate, la lettura va fatta in corrispondenza della parte superiore del liquido, perché il menisco inferiore non si vede.

Esistono in commercio burette che hanno nella parete opposta, rispetto a quella dove sono segnate le divisioni della scala, una striscia azzurra (Figg. 6 e 7). In corrispondenza del menisco del liquido la striscia si deforma, assumendo una forma a due punte. Questo facilita la lettura, se l'occhio è posto in posizione corretta.

La tacca dello zero si trova nella parte alta della buretta, cioè dalla parte opposta rispetto al rubinetto. La buretta è riempita fino a 2-3 cm al disopra dello zero, con l'aiuto di un imbuto a gambo corto. È importante che non siano presenti bolle di aria né lungo la buretta, né al disotto del rubinetto, prima di portare il livello del liquido alla tacca dello zero (si dice che la buretta è "azzerata").

Se il livello iniziale del liquido corrisponde con la tacca dello zero, il volume prelevato da una buretta corrisponde al livello che il liquido ha raggiunto dopo il prelievo. Altrimenti, il volume prelevato da una buretta corrisponde alla differenza tra il livello del liquido dopo il prelievo e quello iniziale.

Fig. 5.
Burette con acqua.

Fig. 6.
Burette con striscia azzurra.

Fig. 7.
In corrispondenza del menisco del liquido, la striscia azzurra si modifica assumendo una forma a due punte.

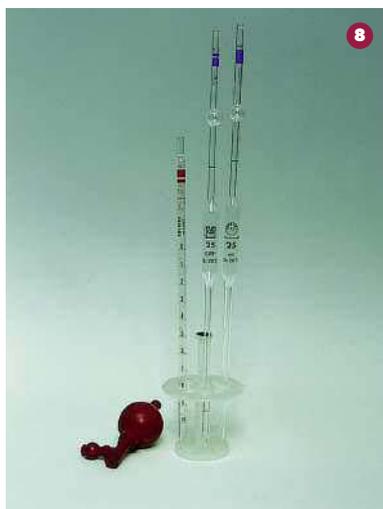


Fig. 8.
Pipette e propipetta.

Le burette, al termine della sperimentazione, vanno svuotate e lavate accuratamente.

• **PIPETTE.** Le pipette permettono il prelievo e l'erogazione di un volume fisso o variabile di un liquido.

In una pipetta i liquidi non devono mai essere aspirati con la bocca, ma utilizzando una aspira-pipetta, detta **propipetta**. Si tratta di una palla di gomma che, mediante una serie di valvole, permette di aspirare i liquidi e poi di lasciarli scorrere lentamente in modo controllato.

Descrizione e funzionamento della propipetta

La propipetta è composta da un palloncino di gomma a cui sono applicate tre valvole indicate con le lettere A, E, S, che derivano dall'inglese in relazione alla funzione che svolgono (Fig. 9).

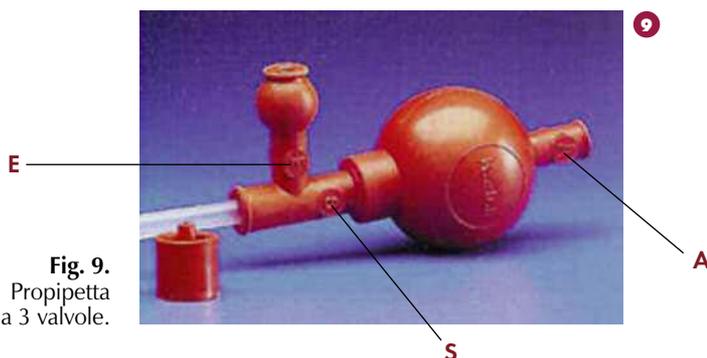


Fig. 9.
Propipetta
a 3 valvole.

Per il funzionamento della propipetta si seguono i seguenti passaggi.

1. Si inserisce con cautela la pipetta nell'imboccatura inferiore della propipetta (Fig. 10a).
2. Si elimina l'aria dalla propipetta e, quindi, si crea una depressione, premendo la valvola A e comprimendo completamente il palloncino (Fig. 10b).
3. Si aspira il liquido nella pipetta, fino alla tacca desiderata, premendo la valvola S. Si deve evitare durante questo passaggio che il liquido entri nel palloncino (Fig. 10c).
4. Si fa defluire il liquido nel contenitore di destinazione premendo la valvola E (Fig. 10d).

Fig. 10.
Utilizzo della propipetta
nel prelievo e nel deflusso
di un liquido.

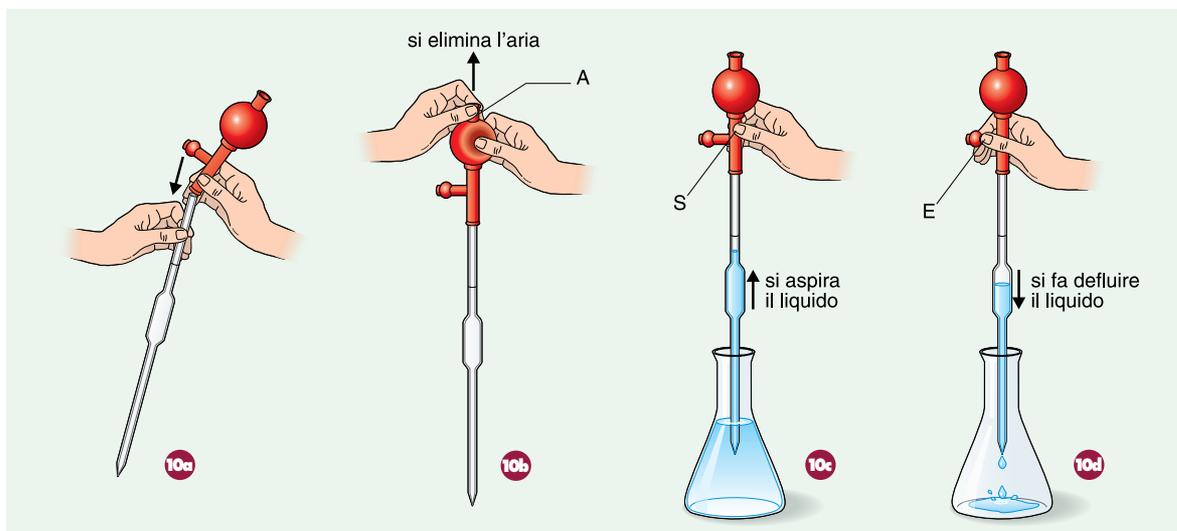


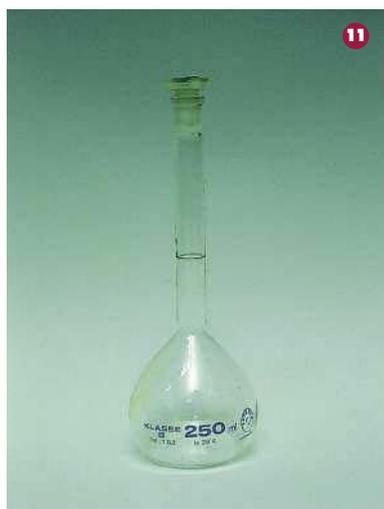
Fig. 11.
Matraccio.

Fig. 12.
Cilindro graduato.

Fig. 13.
Becher con acqua e ghiaccio.

• **MATRACCI.** I matracci sono recipienti a fondo piatto, con una parte rigonfia che continua in un collo in cui è incisa la tacca di taratura. Sulla parte rigonfia, che è quella che contiene la quasi totalità del liquido, sono riportati la capacità del recipiente e il valore di temperatura a cui è stata fatta la taratura dello strumento.

In commercio esistono matracci da 10, 25, 50, 100, 250, 500, 1000, 2000 mL di volume. I matracci sono impiegati prevalentemente per preparare soluzioni di cui si conosce la concentrazione.



• **ALTRI RECIPIENTI DI VOLUME.** Altri recipienti meno precisi per il prelievo di volumi di liquidi sono il **cilindro graduato**, il **becher**, e la **beuta** che è un recipiente a forma tronco-conica.

In un cilindro graduato lo zero si trova in basso, per cui, a differenza della buretta, il volume di un liquido aumenta dal basso verso l'alto. La lettura del volume di un liquido in un cilindro, in una buretta, in un matraccio deve essere fatta con gli occhi posti orizzontalmente al menisco.

Fig. 14.

Guardare il menisco con l'occhio orizzontale al fondo del menisco. La lettura del volume del liquido nel cilindro è 37,5 mL.

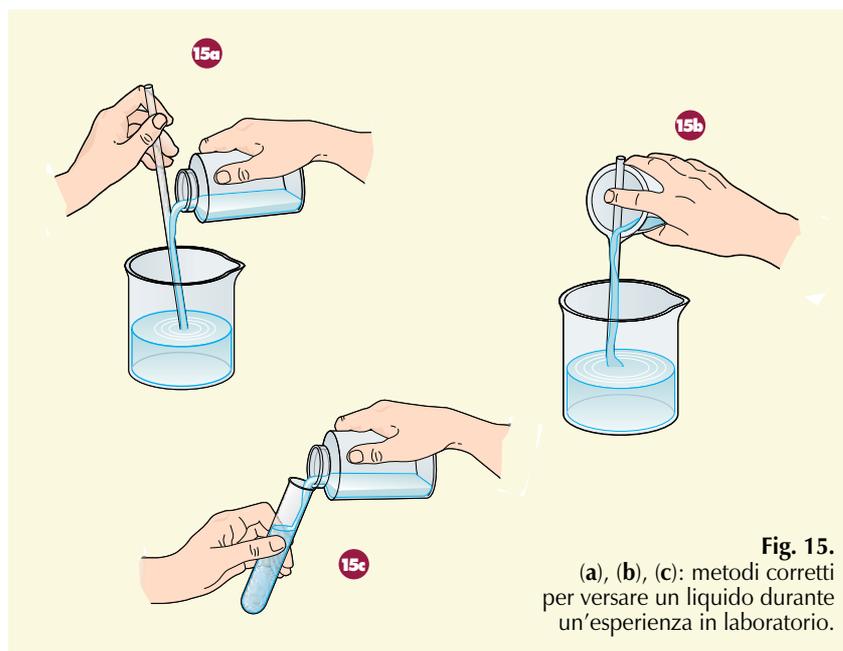
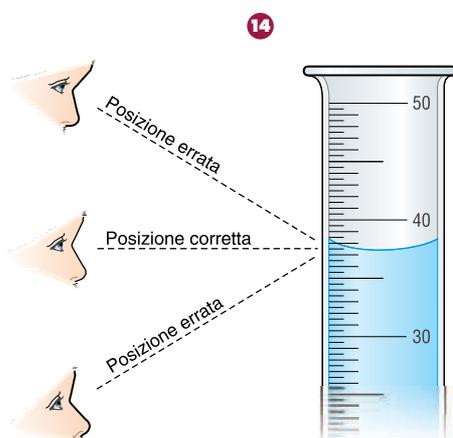


Fig. 15.

(a), (b), (c): metodi corretti per versare un liquido durante un'esperienza in laboratorio.

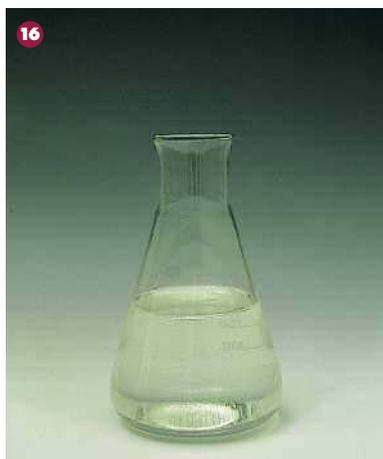


Fig. 16.
Beuta con liquido.

I recipienti per la misura dei volumi (pipette, matracci, beute, cilindri, ecc.) contengono tracce di acqua dell'ultimo lavaggio per cui, prima di essere riutilizzati, devono essere sciacquati con piccole quantità della stessa soluzione con cui devono essere riempiti. In questo modo vengono eliminate le piccole quantità di acqua che possano variare la concentrazione della soluzione da utilizzare. Questo procedimento è comunemente chiamato con il termine **avvinamento**.

■ Lo strumento di misura della massa: la bilancia

La **BILANCIA** è lo strumento che permette la misura della massa di un oggetto, di un materiale o di una sostanza.

Nei moderni laboratori chimici le bilance più adoperate sono digitali, ad un piattello. Poiché le sostanze chimiche non possono essere poste direttamente sul piattello, si adopera un contenitore, che può essere un vetrino da orologio, oppure un becher o una capsula.

Sul piattello della bilancia prima si pone il contenitore, poi si esegue l'azzeramento e, successivamente, si introduce la sostanza di cui si vuole determinare la massa. Sul display della bilancia si può leggere direttamente la massa della sostanza al netto della tara.



Fig. 17.
Bilancia tecnica monopiatto
a 2 decimali con capsula di porcellana.



Fig. 18.
Bilancia analitica monopiatto
a 4 decimali con capsula di porcellana.

A seconda della sensibilità, le bilance si distinguono in **bilance tecniche**, sensibili alla seconda cifra decimale, cioè al centesimo di grammo, e in **bilance analitiche**, sensibili alla quarta cifra decimale, cioè al decimo di milligrammo.

La **sensibilità** rappresenta il più piccolo valore che uno strumento è in grado di misurare.

La **portata** è la quantità massima che uno strumento può misurare.

Spettrofotometro UV-VISIBILE

19

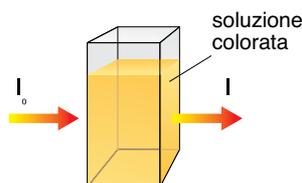


Fig. 19.
La soluzione colorata assorbe in parte l'intensità della radiazione incidente.

La misura dell'assorbimento di radiazioni visibili e ultraviolette ha una diffusa applicazione nella determinazione qualitativa e quantitativa di numerose specie molecolari, organiche e inorganiche, che sono in grado di assorbire questo tipo di radiazioni

Se una radiazione monocromatica di intensità I_0 attraversa una soluzione trasparente colorata, la sua intensità viene ridotta ad un valore I minore (Fig. 19).

L'assorbimento della luce da parte della soluzione viene indicato con una grandezza che prende il nome di **assorbanza**, il cui simbolo è A , e misurato con uno strumento detto **spettrofotometro** (Fig. 20).

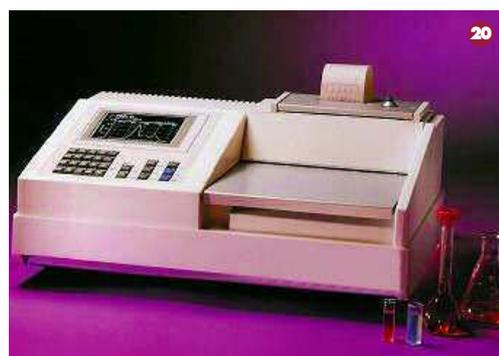


Fig. 20.
Un moderno spettrofotometro.

Lo schema del principio di funzionamento di uno spettrofotometro è mostrato in Fig. 21.

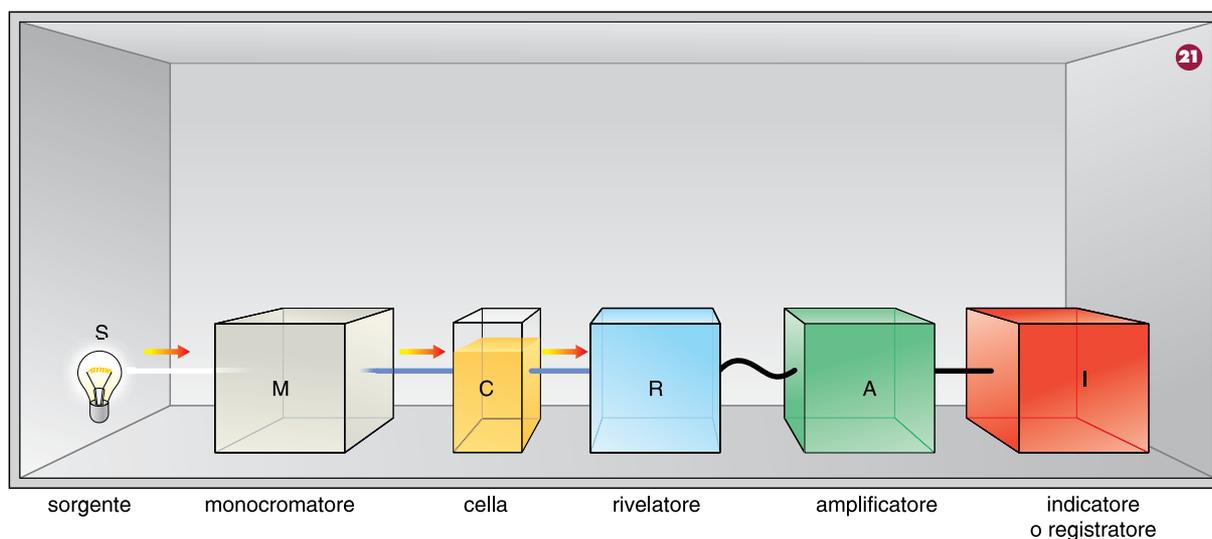


Fig. 21.
Schema di funzionamento di uno spettrofotometro.

I componenti essenziali dello spettrofotometro di Fig. 21 sono:

- una sorgente di radiazioni: per la regione del visibile è una lampada a tungsteno;
- un monocomatore: disperde la luce della sorgente, per cui è possibile selezionare lunghezze d'onda ben definite;
- una cella di vetro (o cuvetta): contiene la soluzione da studiare;
- un rivelatore (detector): è un fototubo che trasforma l'intensità della radiazione monocromatica che ha attraversato la soluzione in un segnale elettrico;

- un amplificatore: il segnale del rivelatore è amplificato di parecchi ordini di grandezza;
- un indicatore o registratore: si ha la conversione del segnale elettrico in un valore di assorbanza (A).

Tra l'assorbanza di una soluzione e la sua concentrazione esiste una relazione di proporzionalità, detta legge di Lambert-Beer, che si può scrivere:

$$A = \varepsilon \times l \times C$$

Ad una specifica lunghezza d'onda, l'assorbanza di una soluzione diluita contenente una specie colorata è proporzionale alla concentrazione C di questa specie e allo spessore l della soluzione attraversata dalla luce.

Il coefficiente ε , chiamato coefficiente di estinzione molare, dipende dalla natura della specie disciolta e dalla lunghezza d'onda della radiazione utilizzata.

Il grafico della legge di Lambert-Beer è una retta che passa per l'origine degli assi cartesiani.

Ad una data lunghezza d'onda, considerato che la larghezza della cella di uno spettrofotometro si presenta costante, il prodotto $\varepsilon \times l$ è anch'esso costante, per cui la legge di Lambert-Beer diventa:

$$A = k \times C \quad \text{dove } k \text{ è la costante di proporzionalità}$$

Pertanto l'assorbanza di una soluzione è proporzionale alla sua concentrazione.

I metodi quantitativi dell'assorbimento nell'ultravioletto e nel visibile trovano numerose applicazioni in campo sanitario, alimentare e ambientale.

Il grafico di Fig. 22 mostra come varia l'assorbanza (ordinata) di una soluzione di KMnO_4 di concentrazione $0,001 \text{ mol/L}$ in funzione della lunghezza d'onda (ascissa). Si può notare che la soluzione di KMnO_4 presenta il massimo di assorbanza ad una lunghezza d'onda di 530 nm .

Pertanto l'analisi quantitativa della concentrazione incognita di una soluzione di KMnO_4 va eseguita a questa lunghezza d'onda.

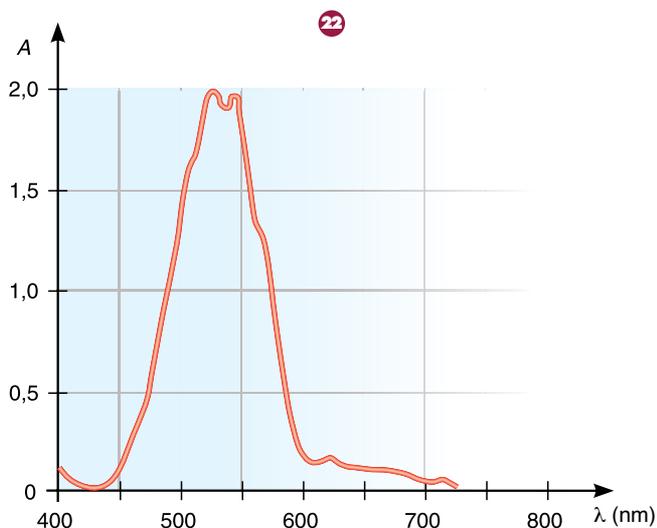


Fig. 22.
Grafico dei valori di assorbanza di una soluzione di permanganato di potassio ($C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$) per lunghezze d'onda comprese tra 400 e 750 nm (zona del visibile).

Problem solving in laboratorio

Le numerose schede di laboratorio del manuale di chimica e quelle presenti in questo testo contribuiscono all'acquisizione di un metodo sperimentale, perché guidano l'allievo nel procedimento, nella costruzione di grafici e tabelle, per giungere a delle conclusioni.

Tuttavia, quando si presenta una situazione nuova, molti studenti, pur possedendo le conoscenze teoriche e le capacità operative, non riescono a risolvere il problema perché mancano di capacità di progettazione.

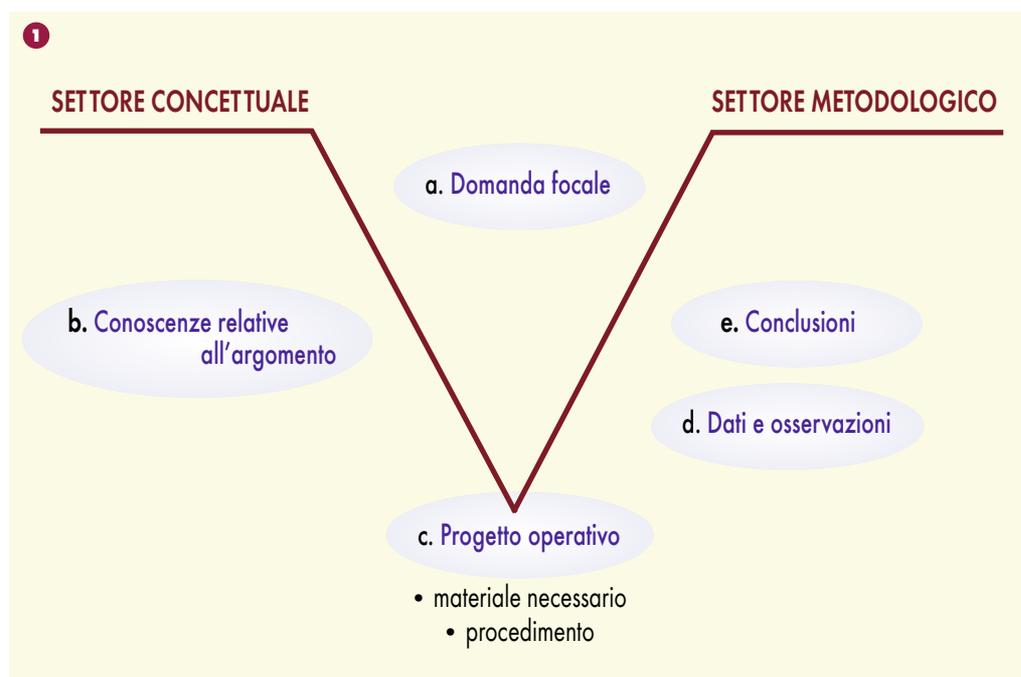
La tecnica del *problem solving*, di cui vengono proposti due esempi di applicazione, rispetto ad una domanda specifica dà l'opportunità della discussione, della documentazione, della formulazione di una ipotesi e del progetto di esecuzione.

Con questa tecnica lo studente è stimolato a collegare i principi teorici con l'osservazione di fatti sperimentali e con gli aspetti procedurali.

Per aiutare gli allievi in questo lavoro di progettazione può essere utile il diagramma a V di Gowin (Fig. 1).

Con la V di Gowin è possibile una interazione tra il settore concettuale e il settore metodologico.

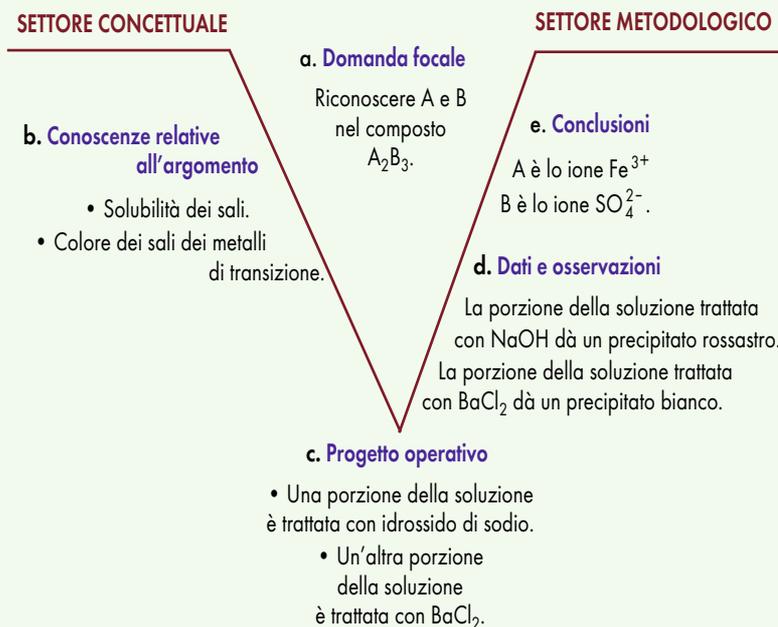
Per applicare con profitto il problem solving gli studenti devono avere dimestichezza con le tecniche operative (filtrazione, distillazione, estrazione con solvente, ecc.), conoscere i concetti teorici e il procedimento logico delle mappe concettuali.



Proponiamo due esempi applicativi del problem solving.

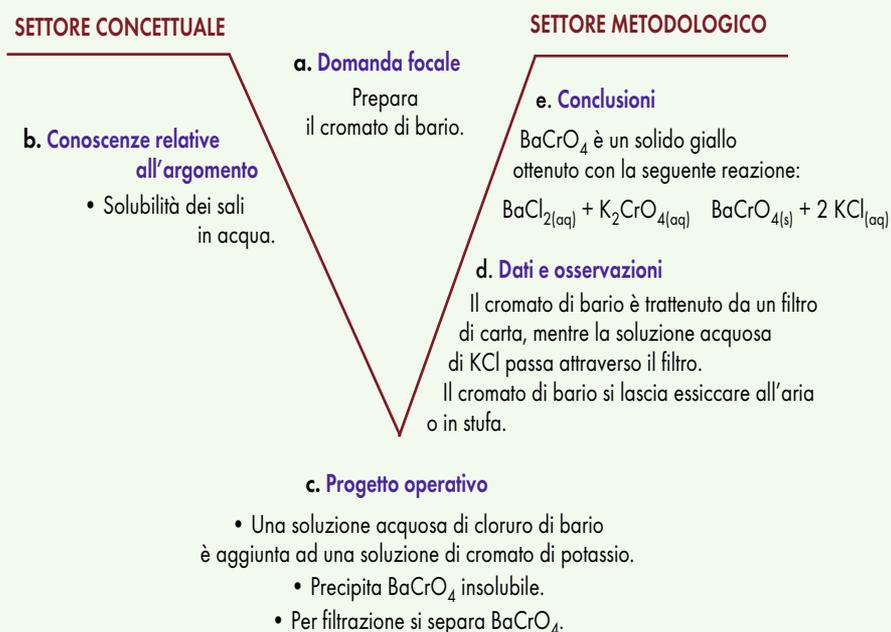
Problema svolto

1. Di un composto ionico A_2B_3 in soluzione individua A il catione e B l'anione.



Problema svolto

2. Prepara il cromato di bario.



ESPERIENZE DI LABORATORIO

ESPERIENZA 1

MISCELE ETEROGENEE E MISCELE OMOGENEE

Obiettivo di questo esperimento è classificare in modo operativo le miscele solido-liquido in eterogenee ed omogenee. Dopo aver preparato alcune miscele, procediamo alla separazione dei componenti.

■ MATERIALE

- 2 becher da 50 mL
- Imbuto a gambo lungo
- Sostegno per imbuto
- Carta da filtro
- Bacchetta di vetro
- Spruzzetta
- Acqua distillata
- Spatola
- Bunsen
- Solfato di calcio o carbonato di calcio in polvere
- Solfato di rame azzurro

■ PROCEDIMENTO SEGUITO PER CIASCUNA PROVA

1. Poniamo una piccola quantità della sostanza solida in esame (la punta di una spatola) in un becher e descriviamo le proprietà del solido.
2. Aggiungiamo 25 mL di acqua distillata.
3. Mescoliamo con una bacchetta di vetro e descriviamo le proprietà della miscela.
4. Distinguiamo le miscele preparate in omogenee ed eterogenee.

■ TECNICHE DI FILTRAZIONE

a. Filtrazione per gravità

- Pieghiamo il filtro di carta, come in figura, per due volte, quindi lo apriamo a forma di cono.
- Inseriamo il cono nell'imbuto e aiutandoci con una spruzzetta con acqua distillata lo facciamo aderire alle pareti di vetro.

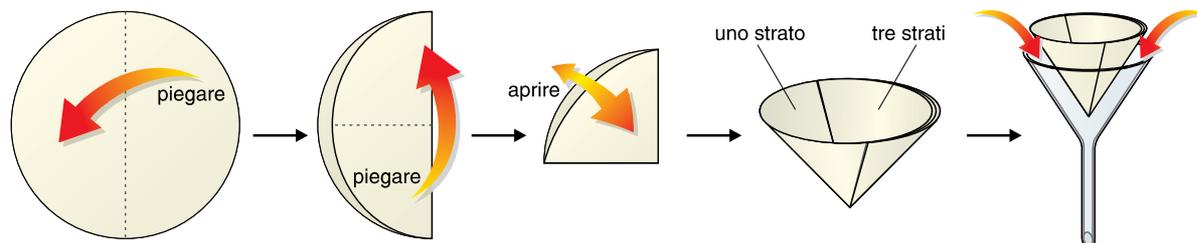


Fig. 1.
Filtrazione con filtro di carta.

- Trasviamo il contenuto del becher nel filtro accostando il beccuccio del becher alla bacchetta di vetro, senza mai riempire completamente il filtro ed evitando di toccare con la bacchetta di vetro la carta da filtro per non lacerarla.
- Se nel becher rimane del residuo solido, lo asportiamo mediante spruzzi di acqua distillata.

b. Filtrazione mediante aspirazione (o sotto vuoto)

La filtrazione mediante aspirazione (o sotto vuoto) è più rapida della filtrazione per gravità perché il solvente o la soluzione sono forzati attraverso il filtro di carta mediante applicazione di una pressione ridotta.

Per questo tipo di filtrazione sono richiesti:

- un imbuto di Buchner di porcellana, che contiene una piastra forata su cui si fa aderire un filtro di carta. Questo deve avere le dimensioni della piastra alla quale deve aderire dopo essere stato inumidito.
- una beuta codata che è collegata con una pompa ad acqua, per creare il vuoto.
- un supporto di gomma che permette di collegare l'imbuto di Buchner alla beuta codata.

Fig. 2.
Filtrazione con pompa ad acqua e Buchner.



	1 ^a PROVA	2 ^a PROVA
SOLIDO	carbonato di calcio	solfo di rame azzurro
COLORE
SOLUBILITÀ IN ACQUA
MISCELA (SOLIDO + ACQUA)
OSSERVAZIONI		
DOPO FILTRAZIONE

Domande di verifica

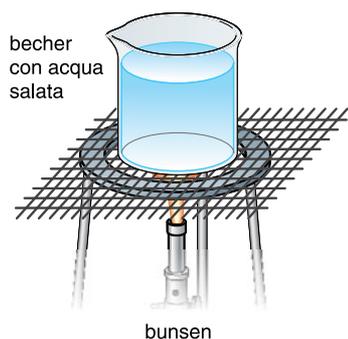
- Fai alcuni esempi di miscela.
- Quale proprietà del carbonato di calcio ne permette la sua separazione dalla miscela?
- Su quale principio fisico si basa il metodo di separazione mediante filtrazione?
- Perché la miscela di solfato di rame ed acqua passa completamente attraverso il filtro?

SEPARAZIONE DEI COMPONENTI DI UNA MISCELA OMOGENEA (acqua salata e acqua di rubinetto)

Obiettivo di questo esperimento è separare i componenti di una miscela omogenea mediante processi fisici. Negli esempi proposti l'acqua viene allontanata per evaporazione e rimane come residuo il solido. Con questo procedimento è possibile determinare la quantità di solido disciolto in ciascuna soluzione.

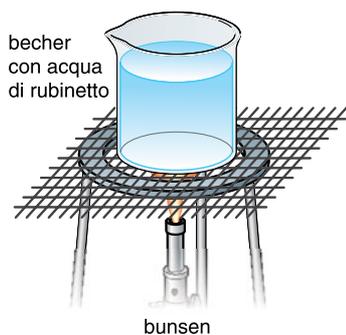
MATERIALE

- Acqua di mare (o acqua salata)
- Acqua di rubinetto
- Bunsen o piastra riscaldante
- Reticella
- Treppiede
- Becher
- Bilancia con sensibilità almeno di 0,01 g



PROCEDIMENTO

1. Dopo aver pesato due becher vuoti e registrato le rispettive masse, versiamo 250 mL di acqua di mare (o acqua salata) in uno di essi e 250 mL di acqua di rubinetto nell'altro.
2. Poniamo ciascun becher a scaldare sulla fiamma di un Bunsen o su una piastra riscaldante per fare evaporare il liquido.
3. Dopo aver portato a secco, lasciamo raffreddare i becher e, quindi, pesiamo i due becher con i residui che contengono.
4. Per differenza con le masse dei becher vuoti ricaviamo la massa delle sostanze che contengono.



DATI

Becher 1 vuoto	m_1 g
Becher 1 con residuo	m_1° g
Residuo	$m_1^\circ - m_1 =$ g
Becher 2 vuoto	m_2 g
Becher 2 con residuo	m_2° g
Residuo	$m_2^\circ - m_2 =$ g

Domande di verifica

- 1 Perché l'acqua del mare è considerata una miscela omogenea?
- 2 Per la separazione dei componenti disciolti in una miscela omogenea, quale principio fisico è stato sfruttato?
- 3 Lascia più residuo l'acqua di mare o quella di rubinetto?
- 4 Per recuperare sia l'acqua che il residuo solido, quale processo viene utilizzato?

CALORIMETRO: FUSIONE DEL GHIACCIO

Obiettivo di questo esperimento è determinare il calore di fusione del ghiaccio mediante un calorimetro. L'unità di misura del calore di fusione è J/g.

Nel calorimetro il ghiaccio deve essere a contatto diretto con una quantità misurata di acqua. Il calore per far fondere il ghiaccio è fornito dall'acqua.

■ MATERIALE

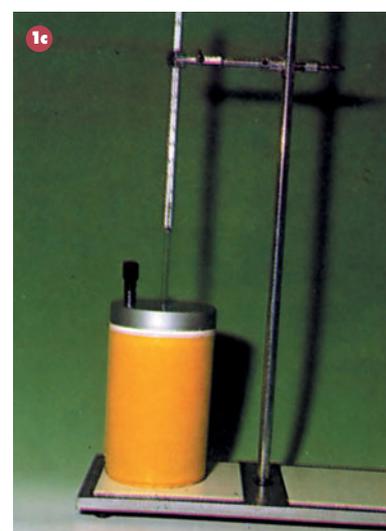
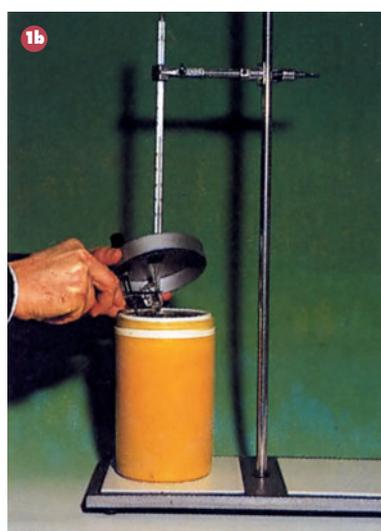
- Becher da 250 mL
- Cilindro graduato da 100 mL
- Termometro
- Acqua distillata
- Ghiaccio
- Thermos
- Pinza

■ PROCEDIMENTO

1. Come calorimetro usiamo un thermos nel cui tappo è praticato un foro per introdurre un termometro.
2. Misuriamo esattamente con un cilindro graduato 100 mL di acqua a temperatura ambiente e li versiamo nel thermos.
3. Registriamo il volume dell'acqua, V_1 , e misuriamo accuratamente la temperatura dell'acqua, T_1 .
4. Preleviamo dal frigorifero 3 cubetti di ghiaccio e li lasciamo all'aria fino a quando cominciano a gocciolare: in tali condizioni la loro temperatura è di $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Dopo averli sgocciolati, con una pinza li inseriamo nel thermos. Il thermos deve contenere ghiaccio per tutto il tempo dell'esperimento.
5. Quando la temperatura della miscela acqua-ghiaccio si porta a $5\text{ }^{\circ}\text{C}$, prendiamo nota di questa temperatura, T_2 .
6. Rimuoviamo il ghiaccio non fuso e misuriamo il volume dell'acqua nel thermos mediante un cilindro (V_2).

Fig. 1.

- (a) Misura della temperatura dell'acqua contenuta nel thermos.
 (b) Introduzione del ghiaccio.
 (c) Rilettura della temperatura dell'acqua dopo la fusione del ghiaccio.



■ DATI

V_1	V_2
T_1	T_2

■ CALCOLI

- Usando il valore della densità dell'acqua (1 g/mL), determiniamo la massa (m_1) del volume originale dell'acqua (V_1).

.....

- Troviamo il volume dell'acqua risultante dalla fusione del ghiaccio, $V = V_2 - V_1$, la cui massa è indicata come m_2 .

.....

- Considerato che la variazione di temperatura dell'acqua è $\Delta T = T_1 - T_2$, calcoliamo il calore (q) ceduto dalla massa m_1 dell'acqua originale.

$$q = m_1 \times \Delta T \times C$$

dove C , il calore specifico dell'acqua, è uguale a 4,18 J/g · K.

.....

- Nel thermos si ha:

calore fornito dall'acqua = calore assorbito dal ghiaccio

- Il calore necessario per fondere 1 g di ghiaccio è dato da:

$$\frac{\text{calore necessario per fondere il ghiaccio}}{\text{massa del ghiaccio fuso}} = \text{calore di fusione del ghiaccio}$$

$$\frac{q}{m_2} = \text{calore di fusione del ghiaccio}$$

dove q è il calore necessario per fondere il ghiaccio ed m_2 è la massa del ghiaccio fuso.

.....

- Calcoliamo l'errore percentuale
(Il valore vero di fusione del ghiaccio è 336 J/g)

$$\text{Errore percentuale} = \frac{\text{valore vero} - \text{valore sperimentale}}{\text{valore vero}} \times 100$$

Domande di verifica

- 1 Qual è la differenza tra calore e temperatura?
- 2 Qual è una possibile fonte di errore in questo esperimento?
- 3 Perché non è necessario pesare i cubetti di ghiaccio?
- 4 Perché è necessario far gocciolare i tre cubetti di ghiaccio presi dal congelatore?
- 5 Spiega come la legge di conservazione dell'energia trova conferma in questo esperimento al calorimetro.

DETERMINAZIONE DELLA DENSITA' DEI LIQUIDI

Obiettivo di questo esperimento è determinare la densità di un liquido mediante il rapporto tra la massa in grammi (g) ed il volume corrispondente in centimetri cubi (cm³).

$$d = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (cm}^3\text{)}}$$

La densità di una sostanza pura è costante.

■ MATERIALE

- Bilancia con sensibilità di 0,01 g
- Matraccio da 50 mL
- Buretta
- Liquidi diversi (acetone, acqua distillata, glicol etilenico)

■ PROCEDIMENTO

1. Pesiamo un matraccio del volume di 50 mL e registriamo la massa (m_0).
2. Preleviamo con una buretta 5 mL del liquido in esame (ad esempio acqua) che facciamo arrivare nel matraccio.
Se m' è la massa del matraccio contenente i 5 mL di liquido, la massa del liquido sarà

$$m_1 = m' - m_0$$

Per la misura della densità eseguiamo il rapporto:

$$d = \frac{m_1 \text{ g}}{5 \text{ mL}}$$

3. Facciamo arrivare nello stesso matraccio altri 5 mL del liquido in esame per cui il volume totale è 10 mL.

Se m'' è la nuova massa del matraccio, la massa del liquido sarà

$$m_2 = m'' - m_0$$

La densità è data dal rapporto:

$$d = \frac{m_2 \text{ g}}{10 \text{ mL}}$$

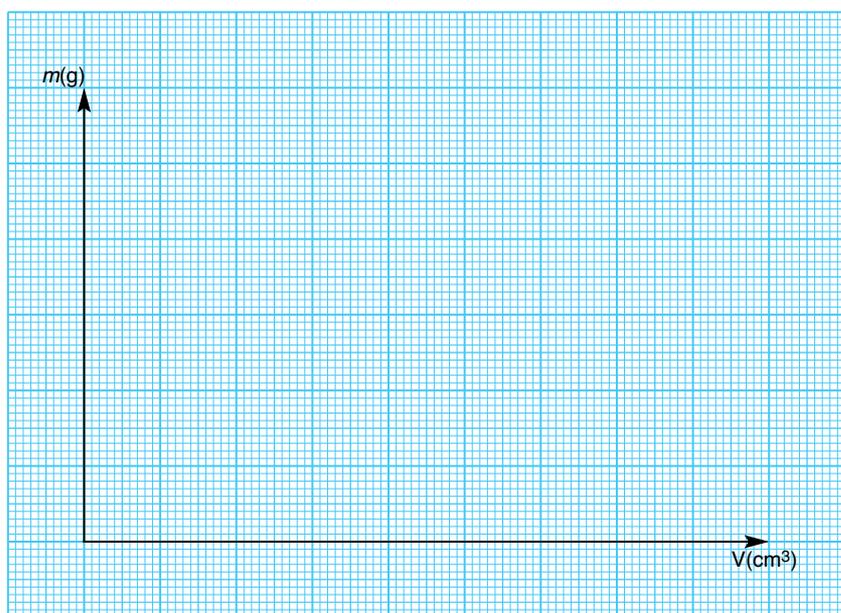
4. Eseguiamo il procedimento indicato per ogni aggiunta ulteriore di liquido e calcoliamo, ogni volta, il valore della densità.

Per uno stesso liquido i dati vengono raccolti in una tabella:

LIQUIDO	MASSA (g)	VOLUME (cm ³)	RAPPORTO m/V
Acqua			
Acqua			
Acqua			

Nell'ambito degli errori sperimentali si devono ottenere valori della densità molto vicini tra loro.

5. Riportando in un sistema di assi cartesiani sull'asse delle ordinate la massa (in grammi) e sull'asse delle ascisse il volume (in centimetri cubi) si ottiene una retta che passa per l'origine degli assi.
6. Ripetiamo il procedimento descritto e la rappresentazione grafica con altri liquidi (acetone, glicol etilenico).



Domande di verifica

1. Nell'ambito degli errori sperimentali, per il liquido in esame come si presenta il rapporto massa-volume?
2. Riportando i valori di massa e di volume in un sistema di assi cartesiani, quale grafico si ottiene?
3. Una sostanza pura liquida incognita può essere identificata dal valore della sua densità? Motiva la risposta.
4. La densità di una sostanza pura è una grandezza intensiva o estensiva? Motiva la risposta.

CURVE DI FUSIONE E DI SOLIDIFICAZIONE



Fig. 1.
Materiale occorrente
per l'esperienza.

Ogni sostanza pura è caratterizzata da una temperatura di fusione (o di solidificazione) ben specifica. Obiettivo di questo esperimento è dimostrare come dalla sua curva di fusione o di solidificazione è possibile il riconoscimento di una sostanza pura incognita.

■ MATERIALE

- Sodio tiosolfato come sostanza campione $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ oppure *p*-diclorobenzene
- Provettone
- Asta di sostegno con pinza
- Becher
- Acqua da introdurre nel becher
- Reticella di acciaio
- Treppiedi
- Becco Bunsen
- Orologio
- Termometri

■ PROCEDIMENTO

1. Inseriamo nel provettone il termometro e aggiungiamo tanto tiosolfato di sodio fino a coprirne il bulbo.
2. Nel becher, riempito fino a metà del suo volume con acqua di rubinetto, immergiamo il provettone. Questo viene fissato, senza toccare il fondo del becher, mediante una pinza, ad un'asta di sostegno.

La fiamma del Bunsen deve essere tenuta bassa in modo che il riscaldamento dell'acqua, ed indirettamente della sostanza, sia graduale. La temperatura dell'acqua nel becher deve essere di 10-15 °C superiore a quella del tiosolfato di sodio.

3. Ogni trenta secondi annotiamo la temperatura della sostanza. Per ottenere dati utili per una corretta costruzione della curva di **fusione**, si consiglia di iniziare a cronometrare il tempo da quando la sostanza ha raggiunto i 30 °C.
4. Annotiamo i valori di temperatura della sostanza in funzione del tempo, e li raccogliamo in tabella.

Per costruire la curva di **solidificazione**, la provetta contenente la sostanza fusa viene estratta dall'acqua calda e lasciata raffreddare per esposizione all'aria. In questo caso si annotano i valori in discesa della temperatura della sostanza.

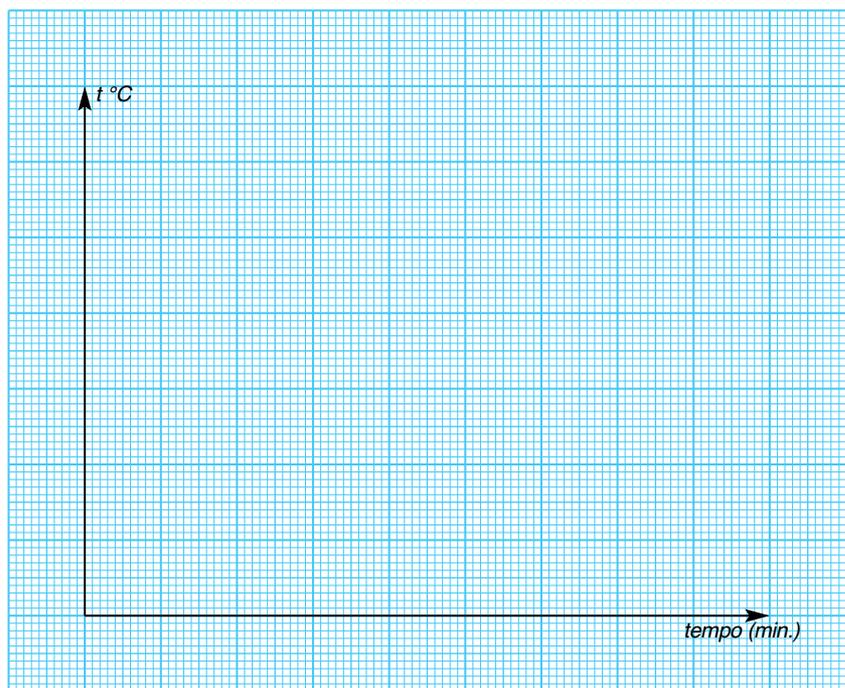
Con lo stesso procedimento illustrato per il tiosolfato di sodio, si può costruire la curva di fusione e di solidificazione del *p*-diclorobenzene.

■ OSSERVAZIONI

Raffreddando la massa fusa è possibile che la sostanza si porti ad una temperatura inferiore a quella di solidificazione senza formazione di cristalli. In tal caso è sufficiente aggiungere un granellino della sostanza, che agisce in modo aggregante, perché si formi il solido e la temperatura risalga fino a quella di solidificazione.

■ TABELLA

TEMPO (min.)	t °C
0,30	
1	
1,30	
2	
2,30	
3	
3,30	
4	
4,30	
5	
5,30	
6	
6,30	
7	
7,30	
8	
8,30	
9	
9,30	
10	
10,30	



Domande di verifica

- 1 Perché per costruire il grafico della fusione di un solido non si deve scaldare con una fiamma molto calda?
- 2 Perché durante la fusione di una sostanza pura la temperatura si mantiene costante, pur continuando a scaldare?
- 3 A quale temperatura fonde il tiosolfato di sodio?
- 4 Qual è la temperatura di fusione del p-diclorobenzene?
- 5 La temperatura di fusione di una sostanza pura è una grandezza intensiva o estensiva?

SEPARAZIONE DELLE SOSTANZE COLORATE MEDIANTE CROMATOGRAFIA SU CARTA

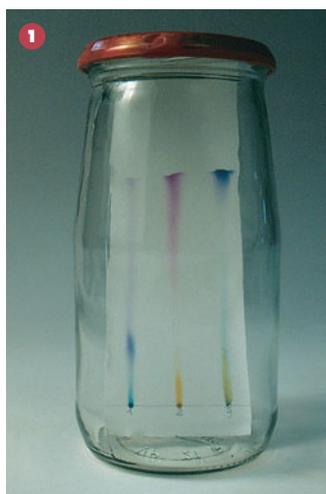


Fig. 1.
Cromatografia ascendente su
carta di tre inchiostri differenti
(nero, rosso e blu).

Obiettivo di questo esperimento è dimostrare come con la tecnica della cromatografia è possibile separare i soluti in una soluzione.

■ MATERIALE

- Bic nero o Bic rosso o Bic blu
- Inchiostri di penna stilografica
- Inchiostro Pelikan 4001
- Carta da filtro per cromatografia (preferibilmente carta Whatman n° 1)
- Foglie verdi di spinaci
- Mortaio con pestello
- Vaschetta o altro materiale per cromatografia
- Acetone
- Etanolo
- Etere di petrolio
- Pipetta Pasteur

■ PROCEDIMENTO CON GLI INCHIOSTRI

Come tecnica esemplificativa, viene proposta l'esperienza con tre inchiostri: Bic nero, Bic rosso e Bic blu.

1. Dopo aver ritagliato la carta da filtro, secondo le dimensioni del contenitore, tracciamo con una matita una riga a circa 2 cm dal bordo. Segniamo, quindi, sulla riga un punto con l'inchiostro Bic nero. Ripetiamo lo stesso procedimento con l'inchiostro rosso e quello blu in altre due posizioni.
2. Versiamo nel cilindro acetone fino ad un'altezza di 1 cm dal fondo.
3. Sistemiamo la carta in posizione verticale, chiudiamo il contenitore in modo ermetico e aspettiamo che l'acetone arrivi, per capillarità, fino a 2 cm dal bordo superiore.
4. Dopo aver lasciato asciugare il cromatogramma all'aria, notiamo diverse bande colorate.

Come eluente si può adoperare anche una miscela di:

	<i>n</i> -butanolo	: etanolo	: ammoniaca al 3,5 % m/m
rapporto			
in volume	60	20	20

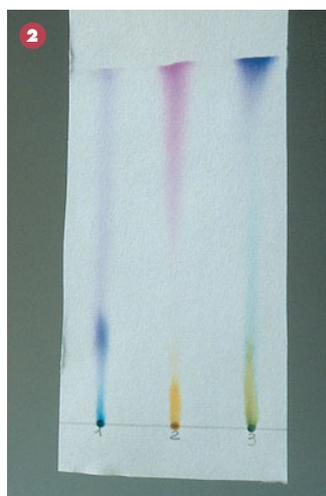


Fig. 2.
Cromatogramma asciutto.

La soluzione di ammoniaca va preparata diluendo 13,5 mL di NH_3 al 28% con acqua fino a 100 mL.

Ripetiamo l'esperienza con altri tipi di inchiostro.

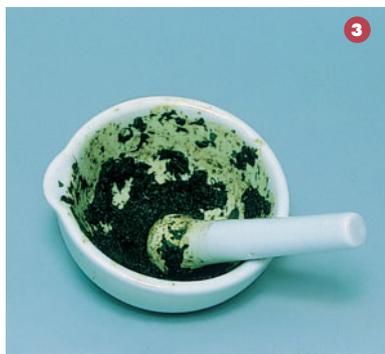


Fig. 3.
Poltiglia di foglie di spinaci
in un mortaio con pestello.

■ PROCEDIMENTO CON LE FOGLIE VERDI

1. Per l'estrazione delle "sostanze verdi" dalle foglie verdi, tagliamo a pezzetti 3-4 foglie di spinaci, e in un mortaio con un pestello le riduciamo in poltiglia.
2. Aggiungiamo nel mortaio circa 5 mL di alcool etilico e continuiamo a pestare fino a che il liquido si presenti di colore verde intenso. L'alcool etilico è il solvente che estrae i pigmenti costituenti le foglie verdi.
3. Aggiungiamo un pizzico di carbonato di calcio per neutralizzare le sostanze acide estratte dalle foglie che, altrimenti, tendono a fare scolorire i pigmenti.
4. Lasciamo depositare il solido, e separiamo il liquido dalla fase solida con una pipetta Pasteur.
5. Per il processo cromatografico seguiamo un procedimento identico a quello descritto per gli inchiostri.
6. Con una pipetta Pasteur poniamo una goccia dell'estratto in corrispondenza della riga tracciata con la matita sulla carta da filtro, e lasciamo asciugare all'aria per allontanare il solvente.
7. Ripetiamo più volte questo procedimento. Come liquido eluente nella vaschetta versiamo una miscela formata da etere di petrolio e acetone (il rapporto in volume della miscela è 45 mL di etere di petrolio e 5 mL di acetone).
8. Dopo aver inserito nella vaschetta la striscia di carta con le macchie di estratto aspettiamo che si verifichi la separazione dei suoi costituenti.
9. Alla fine dell'esperienza si notano: una macchia giallo-arancio dovuta al carotene, sotto una macchia gialla dovuta alla xantofilla, e infine due macchie verdi dovute alla clorofilla.

Domande di verifica

- 1 Su quali basi teoriche si fonda la cromatografia ascendente su carta?
- 2 Gli inchiostri di una penna a sfera Bic sono sostanze pure?
- 3 Perché si ricorre alla separazione cromatografica quando la miscela contiene tanti soluti?
- 4 Riporta alcuni esempi in cui la separazione è possibile per via cromatografica.

PURIFICAZIONE DI UN COMPOSTO SOLIDO MEDIANTE CRISTALLIZZAZIONE

La cristallizzazione è una tecnica che i chimici utilizzano per purificare composti solidi. Si basa sulla proprietà che presenta la maggior parte dei composti solidi (soluti) di essere più solubile in un liquido caldo (solvente) piuttosto che in un liquido freddo. Se una soluzione ad elevata temperatura è lasciata raffreddare, il soluto si presenta meno solubile e si separa sotto forma di cristalli, mentre le impurezze rimangono in soluzione.

Obiettivo di questo esperimento è ottenere una sostanza pura mediante la tecnica della cristallizzazione.

■ MATERIALE

- Solfato rameico commerciale oppure nitrato di potassio con tracce di nitrato rameico
- 2 Becher da 100 mL
- Beuta da 100 mL
- Bilancia tecnica con sensibilità 0,01 g
- Carta da filtro
- Imbutto Buchner
- Pompa aspirante ad acqua
- Imbutto di vetro a gambo lungo
- Vetrino da orologio
- Spatola o cucchiaino
- Acqua
- Ghiaccio
- Piastra elettrica o becco Bunsen con treppiedi e reticella
- Vaschetta in vetro o in plastica

■ PROCEDIMENTO

1. Con una bilancia tecnica pesiamo in un becher circa 10 grammi di solfato rameico commerciale.
2. Con un becco Bunsen o con una piastra elettrica, scaldiamo fino all'ebollizione l'acqua in una beuta. Quindi versiamo una piccola quantità dell'acqua calda nel becher contenente il solido, e agitiamo. Se il solido non è ancora disciolto, aggiungiamo un'altra piccola quantità di acqua calda, adoperandone la minore quantità (Fig. 1a).
3. Solo se sono presenti impurezze solide insolubili, filtriamo la soluzione e raccogliamo il filtrato in un becher. Questa filtrazione deve essere eseguita con celerità e a caldo per evitare che la soluzione, raffreddandosi, cristallizzi nel gambo dell'imbutto.
4. Il becher, contenente la soluzione, viene lasciato raffreddare a temperatura ambiente. Dopo un certo tempo cominciano a formarsi i primi cristalli.

NOTA!
Si può favorire la cristallizzazione introducendo nella soluzione raffreddata uno o due cristalli puri della sostanza da purificare.

5. Per completare il processo di cristallizzazione, raffreddiamo il becher in una vaschetta contenente acqua e ghiaccio (Fig. 1b) oppure in acqua corrente.
6. Per filtrare e separare il soluto solido dalle impurezze solubili che, essendo presenti in piccola quantità, non riescono a cristallizzare e rimangono in soluzione, operiamo con un imbuto a gambo lungo e carta da filtro per una filtrazione a pressione atmosferica (Fig. 1c), oppure con un imbuto Buchner con pompa aspirante ad acqua per rendere la filtrazione più rapida. Il filtro lascia passare la soluzione contenente le impurezze disciolte, mentre trattiene i cristalli azzurri di solfato rameico.
7. I cristalli del soluto, che si trovano sulla carta da filtro, con precauzione vengono raschiati con una spatola, raccolti in un vetrino da orologio e lasciati asciugare all'aria.

■ OSSERVAZIONI

Se si vuole calcolare la resa del processo, si deve prendere nota esattamente della massa della sostanza da purificare (m_1) e di quella dei cristalli ottenuti in seguito al processo di purificazione (m_2).

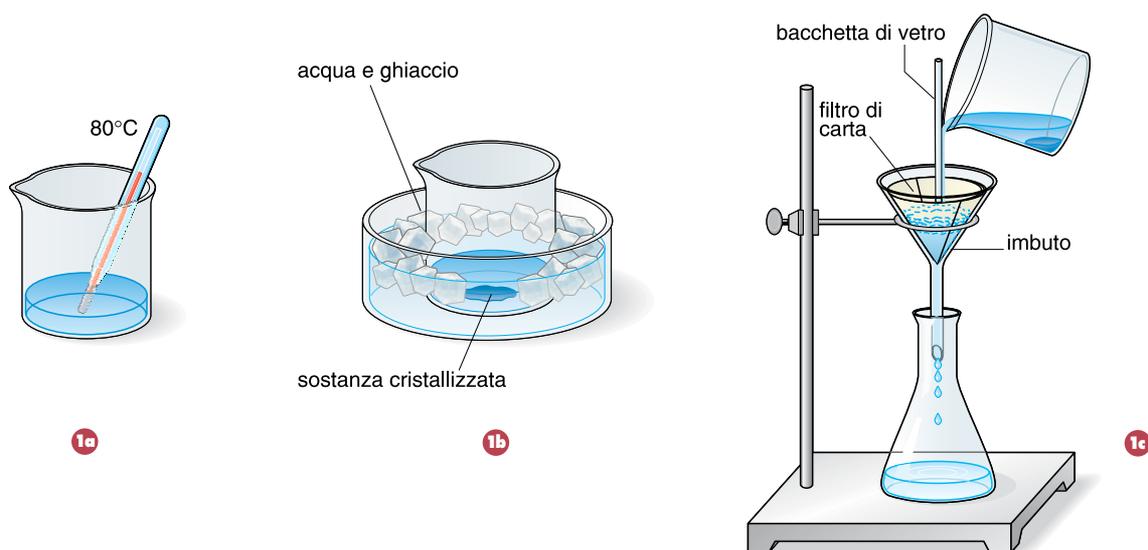
La resa del processo è data dalla relazione:

$$\text{resa (\%)} = \frac{m_{2(\text{g})}}{m_{1(\text{g})}} \times 100$$

Domande di verifica

- 1 Qual è il principio su cui si basa il processo di cristallizzazione?
- 2 Per separare eventuali impurezze insolubili in acqua, perché la filtrazione della soluzione deve essere condotta con celerità e a caldo?
- 3 Come si presentano i cristalli se il raffreddamento è troppo veloce?
- 4 Per calcolare la resa del processo, perché si devono pesare i cristalli perfettamente asciutti?

Fig. 1.
PROCESSO DI SEPARAZIONE PER CRISTALLIZZAZIONE.
(a) Il campione viene portato in soluzione.
(b) Con il raffreddamento la sostanza pura cristallizza.
(c) Con la filtrazione la sostanza rimane nel filtro.



I VOLUMI DI LIQUIDI MISCIBILI NON SI SOMMANO TRA LORO

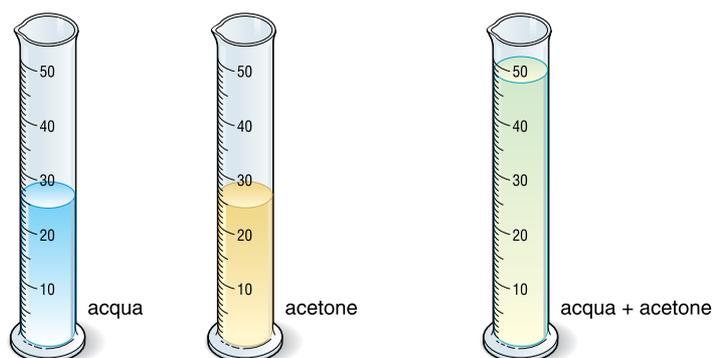
Obiettivo di questo esperimento è dimostrare che, a livello microscopico, la materia è costituita da particelle tra le quali sono presenti spazi vuoti.

■ MATERIALE

- Due cilindri da 50 mL
- Acqua distillata
- Alcool etilico denaturato
- Acetone
- Bacchetta di vetro
- Bilancia con sensibilità di 0,01 g o superiore

■ PROCEDIMENTO

1. Versiamo acqua in un cilindro da 50 mL fino al volume di 25 mL.
2. Versiamo acetone in un altro cilindro da 50 mL fino al volume di 25 mL.
3. Pesiamo i due cilindri con il loro contenuto.
4. Versiamo l'acqua nel cilindro contenente l'acetone.
5. Mescoliamo con la bacchetta di vetro e leggiamo il volume totale dei due liquidi.
6. Pesiamo il cilindro pieno e quello vuoto.



Domande di verifica

- 1 Il volume totale dei due liquidi è uguale a 50 mL?
- 2 Quale diminuzione di volume si ha rispetto alla somma dei due volumi iniziali?
- 3 Con i volumi considerati di acqua e di acetone, quale diminuzione percentuale in volume si ha rispetto alla somma dei due volumi iniziali?
- 4 La massa della miscela dei due liquidi è uguale a quella dei due liquidi separati?
- 5 Per spiegare questi risultati, come si deve presentare la materia a livello microscopico?

DIFFUSIONE
DEI GAS



Fig. 1.
(a) Le due soluzioni sono state rispettivamente inserite alle estremità del tubo di vetro.
(b) Particolare dell'anello bianco che si è formato nel tubo.



Obiettivo di questo esperimento è dimostrare che i diversi gas sono costituiti da particelle che si muovono con differente velocità.

■ **MATERIALE**

- Tubo di vetro lungo circa 50 cm (diametro 6-7 mm)
- Due sostegni con pinze e morsetti
- Acido cloridrico concentrato
- Ammoniaca concentrata
- Cotone idrofilo
- Due tappi di gomma
- Cronometro
- Riga centimetrata
- Pinze di acciaio

■ **PROCEDIMENTO**

1. Fissiamo, in senso orizzontale, il tubo di vetro a due sostegni. Bagniamo due batuffoli di cotone, uno con acido cloridrico e l'altro con ammoniaca (ambedue le soluzioni sono concentrate) e, aiutandoci con le pinze, li inseriamo nelle due estremità del tubo.
2. Prontamente, chiudiamo con i due tappi di gomma e facciamo partire il cronometro.
3. Dopo qualche minuto nel tubo si forma un anello bianco di cloruro di ammonio che deriva dalla combinazione dei vapori dell'acido cloridrico con quelli dell'ammoniaca.
4. Fermiamo il cronometro e prendiamo nota del tempo.
5. Aiutandoci con la riga, misuriamo la distanza percorsa dalle particelle (molecole) dell'acido cloridrico fino alla formazione dell'anello bianco. Facciamo la stessa cosa dalla parte dell'ammoniaca.
6. Conoscendo il tempo in secondi (t) e la distanza in cm (d) percorsa da ciascun gas fino alla formazione dell'anello, possiamo applicare la relazione:

$$v = \frac{d}{t}$$

per calcolare la velocità (v) di ciascun gas.

■ **DATI SPERIMENTALI DA COMPLETARE**

COMPOSTO	d	t	v
NH ₃
HCl

Domande di verifica

- 1 La diffusione dei gas come può essere spiegata?
- 2 Nell'esperimento, quando si ha formazione dell'anello bianco?
- 3 Quali particelle dei due gas si muovono con velocità maggiore?
- 4 Quale relazione può esistere tra la massa e la velocità delle particelle di gas diversi?

PREPARAZIONE DI UNA SOLUZIONE

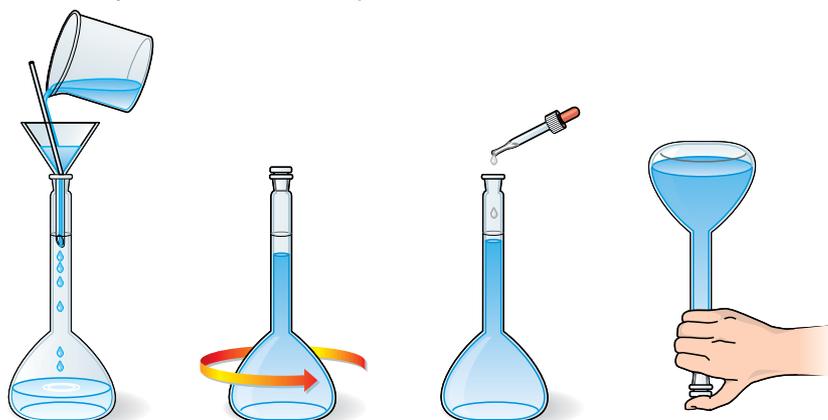
Obiettivo di questo esperimento è preparare per una data sostanza volumi di soluzione a differente concentrazione.

■ MATERIALE

- Becher da 100 mL
- Matracci a differente volume (100, 250, 500 mL)
- Spatola o cucchiaino
- Imbuto
- Bacchetta di vetro
- Contagocce o pipetta
- Bilancia con sensibilità di 0,01 g o superiore
- Acqua distillata
- Solfato rameico
- Nitrato ferrico

■ PROCEDIMENTO

1. Prendiamo nota della sostanza di cui vogliamo preparare la soluzione.
2. Pesiamo alla bilancia un becher vuoto e prendiamo nota della sua massa (m_1). Versiamo nel becher, con l'aiuto di una spatola o di un cucchiaino, la sostanza e pesiamo il tutto alla bilancia. Sia m_2 la massa.
3. La massa della sostanza pesata è ($m_2 - m_1$).
4. Per preparare la soluzione, versiamo nel becher acqua distillata e agitiamo con la bacchetta fino a che tutta la sostanza solida si sia disciolta. La quantità di acqua per portare la sostanza in soluzione non deve superare il volume del matraccio che dobbiamo utilizzare.
5. Travasiamo la soluzione nel matraccio e laviamo il becher con piccole quantità di acqua distillata che versiamo nel matraccio.
6. Agitiamo la soluzione e quindi portiamo a volume con acqua distillata fino alla tacca di taratura.
7. Tappiamo il matraccio e agitiamo nuovamente per avere una soluzione perfettamente omogenea.



GRUPPO	SOSTANZA DA SCIogliere	MASSA SOSTANZA (g) PESATA	VOLUME SOLUZIONE (mL)	CONCENTRAZIONE SOLUZIONE (g/L)
1	solfo rameico	3,50 g	100 mL	35,0 g/L
2
3	nitrato ferrico
4
5

Domande di verifica

- 1** In base alla natura particellare della materia, soluzioni di differente concentrazione in che cosa differiscono?
- 2** Dal punto di vista operativo, per le soluzioni colorate, che cosa ci permette di distinguere due soluzioni con differente concentrazione?
- 3** Se si vogliono conservare le soluzioni, quale indicazione va scritta sull'etichetta?

LE TRASFORMAZIONI
CHIMICHE

Obiettivo di questo esperimento è dimostrare che in una trasformazione chimica (reazione chimica) si verifica almeno uno dei seguenti fenomeni:

- cambiamento di colore
- sviluppo di gas
- formazione di un composto insolubile (precipitato)
- sviluppo di calore

■ MATERIALE

L'insegnante consegna a ciascun studente (o gruppo di studenti) il seguente materiale in 10 provette distinte.

REAGENTE A	REAGENTE B
1. Cloruro di bario (soluzione)	Solfato di sodio (soluzione)
2. Acido cloridrico (soluzione)	Zinco (granuli)
3. Acido cloridrico (soluzione)	Idrossido di sodio (soluzione)
4. Carbonato di sodio (soluzione)	Acido cloridrico (soluzione)
5. Soluzione azzurra di solfato rameico	Zinco (lamina)

■ PROCEDIMENTO

Per ciascuna reazione chimica lo studente versa il reagente B nel reagente A. Quindi, in tabella, annota le sue osservazioni.

Domande di verifica

- 1** Come si può definire una reazione chimica?
- 2** Il filamento di una lampadina portato all'incandescenza dal passaggio di corrente elettrica rappresenta una reazione chimica?
- 3** La cottura di un uovo in una padella è un esempio di reazione chimica?
- 4** Un oggetto di ferro lasciato all'aria umida si ricopre di ruggine. Si può classificare questo fenomeno una reazione chimica?
- 5** Quando il sale da cucina viene sciolto in acqua dà luogo ad una reazione chimica?

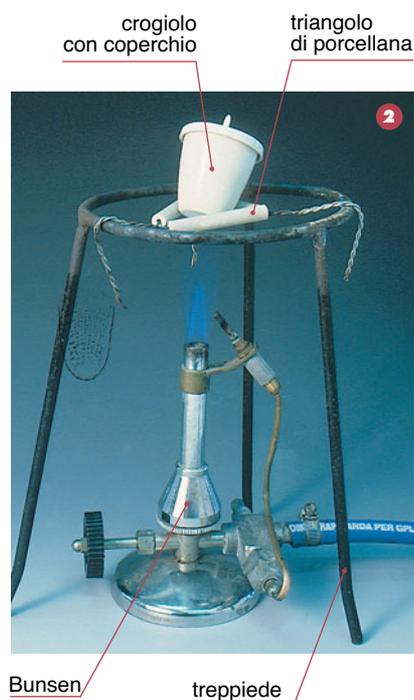
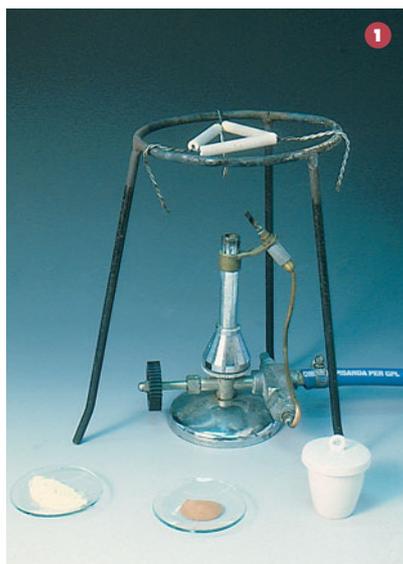
REAGENTE A	REAGENTE B	OSSERVAZIONI
1. Cloruro di bario	Solfato di sodio
2. Acido cloridrico	Zinco
3. Acido cloridrico	Idrossido di sodio
4. Carbonato di sodio	Acido cloridrico
5. Soluzione azzurra di solfato rameico	Zinco

LEGGE DELLA COMPOSIZIONE COSTANTE (LEGGE DI PROUST)

Il rame si combina con lo zolfo, per riscaldamento, per dare un composto, il solfuro di rame. Variando le quantità di rame e di zolfo che mettiamo a combinare, vogliamo controllare se il composto ottenuto presenta un rapporto zolfo/rame sempre costante. Se si verifica questa condizione, il composto che si ottiene è sempre lo stesso. Obiettivo di questo esperimento è dimostrare che in un dato composto gli elementi si trovano combinati in un rapporto definito e costante.

■ MATERIALE

- Crogiolo di porcellana con coperchio
- Treppiede e triangolo con parte in porcellana
- Pinza di acciaio
- Bilancia con sensibilità 0,01 g (oppure con sensibilità superiore)
- Un becco Bunsen
- Rame in polvere
- Zolfo in polvere
- Vetrino da orologio
- Essiccatore



ATTENZIONE!

- Portare occhiali di sicurezza.
- Operare sotto cappa.

■ PROCEDIMENTO

1. Pesiamo con una bilancia, la cui sensibilità è 0,01 g, un crogiolo di porcellana pulito e ben secco.
 - 1^a pesata: sia m_1 g la massa del crogiolo.
 2. In un vetrino da orologio pesiamo circa 2 g di rame in polvere, li trasferiamo nel crogiolo di porcellana e determiniamo la massa totale alla bilancia.
 - 2^a pesata: sia m_2 g la massa del crogiolo e del rame in polvere.
- La differenza ($m_2 - m_1$) corrisponde alla massa del rame.



Fig. 3.
Essiccatore a CaCl_2 .

3. Aggiungiamo nel crogiolo lo zolfo in polvere fino a coprire il rame e mescoliamo molto bene con una bacchetta. Servono circa 2 g di zolfo che possiamo pesare in modo approssimato con una bilancia.
4. Sistemiamo il crogiolo con le due sostanze, chiuso con il coperchio, su un triangolo di porcellana (Fig. 2), e lo poniamo sotto cappa.
5. Scaldiamo il crogiolo per alcuni minuti con la fiamma meno calda del Bunsen e poi, con la fiamma più calda, fino a renderlo rovente. In tal modo il rame si combina con lo zolfo per dare il solfuro di rame.

Lo zolfo in eccesso, passato allo stato di vapore, brucia intorno al bordo del coperchio con una fiamma azzurra. Dalla combustione dello zolfo si formano fumi irritanti di diossido di zolfo; da ciò deriva la necessità di operare sotto cappa. Dopo che la fiamma azzurra si è spenta, si continua il riscaldamento a fiamma molto calda per ancora 5 minuti.

6. Con l'aiuto di una pinza di acciaio poniamo il crogiolo nell'essiccatore, e lo lasciamo raffreddare a temperatura ambiente; quindi lo pesiamo senza il coperchio.

- 3^a pesata: sia m_3 g la massa del crogiolo più il solfuro di rame.

Sottraendo alla massa del crogiolo contenente solfuro di rame (m_3) quella del crogiolo (m_1), si ottiene la massa di solfuro di rame che si è formata.

La differenza tra la massa del solfuro di rame e quella del rame dà la massa di zolfo che è entrata in combinazione.

ESEMPIO

2 ^a pesata	crogiolo + rame	12,126 g m_2
1 ^a pesata	crogiolo	10,012 g m_1
	rame	2,114 g
3 ^a pesata	crogiolo + solfuro di rame	13,183 g m_3
	crogiolo	10,012 g m_1
	solfuro di rame	3,171 g
	rame	2,114 g
	zolfo	1,057 g

Domande di verifica

1 Se variamo le quantità di rame e di zolfo che mettiamo a combinare, come si presenta il rapporto dei due elementi nel composto?

2 Se le quantità di rame e di zolfo messe a combinare non rispettano il rapporto di combinazione che cosa si verifica?

3 Operando con eccesso di zolfo, come si calcola la massa di zolfo che si è combinata con il rame?

	RAME (g)	SOLFURO DI RAME (g)	ZOLFO (g)	RAPPORTO ZOLFO/RAME
1°	2,114	3,171	1,057	0,5
2°
3°
4°

LE DIMENSIONI MOLECOLARI E LA COSTANTE DI AVOGADRO

Obiettivo di questo esperimento è determinare la costante di Avogadro con il metodo dello strato di olio. Il metodo consiste nel cospargere la superficie dell'acqua di una bacinella con polvere di licopodio o talco; versare sull'acqua un volume noto di acido oleico sciolto in esano; misurare il diametro della macchia che si genera. Se si assume che lo strato di olio abbia uno spessore di dimensioni molecolari, è possibile calcolare l'ordine di grandezza della costante di Avogadro.

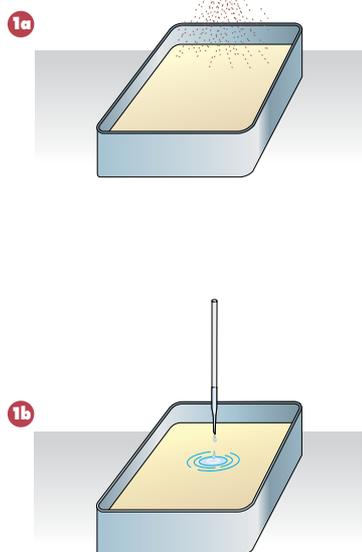
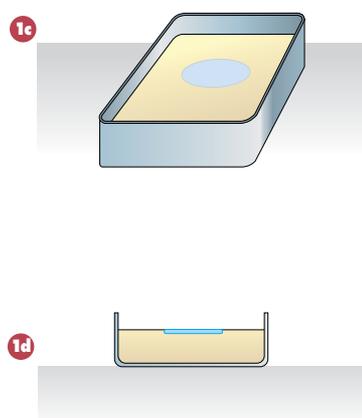


Fig. 1.

- (a) Vaschetta con acqua e polvere di licopodio.
 (b) Con una pipetta versiamo la soluzione B (soluzione diluita di acido oleico in esano).
 (c) L'esano evapora lasciando una macchia priva di licopodio.
 (d) Altezza della macchia che corrisponde all'altezza della molecola di acido oleico.



■ MATERIALE

- Acido oleico
- Esano
- Una vaschetta di plastica di circa 40 cm di diametro
- Polvere di licopodio o talco
- Un righello da 20 cm
- Pipette da 1 mL con graduazione di 0,1 mL
- Due matracci da 100 mL
- Acetone
- Acqua
- Colino

■ PROCEDIMENTO

1. Trattiamo con acetone i due matracci da 100 mL per asportare eventuali tracce di grasso. In un matraccio ben asciutto versiamo 1 mL di acido oleico prelevato con una pipetta, e aggiungiamo esano fino alla tacca da 100 mL.
2. Agitiamo per mescolare e indichiamo questa soluzione con A. Il volume di acido oleico puro contenuto in 1 mL di soluzione è perciò 1/100 mL.
3. Versiamo 1 mL della soluzione A in un secondo matraccio da 100 mL e portiamo a volume sempre con esano. In questa soluzione, che indichiamo con B, il volume di acido oleico puro contenuto in 1 mL è $1/100 \times 1/100 = 1/10^4$ mL.
4. Versiamo acqua in una vaschetta fino a metà del suo volume e, quando la superficie è perfettamente immobile, con l'aiuto di un colino spargiamo la polvere di licopodio, in modo da avere uno strato molto sottile (Fig. 1a).
5. Con una pipetta versiamo al centro della vaschetta 0,1 mL della soluzione B (Fig. 1b). Possiamo osservare che in seguito all'evaporazione dell'esano si forma una macchia di acido oleico che si allarga, spostando il licopodio, e assume una forma quasi circolare. Aspettiamo qualche minuto, quindi con il righello prendiamo nota di quattro diametri della macchia, facciamo la media e quindi calcoliamo il raggio.

Poiché si è utilizzata una soluzione molto diluita di acido oleico in esano, si presume che, per evaporazione del solvente, l'olio formi uno strato molto sottile, che si può considerare corrispondente a singole molecole dell'acido oleico disposte una accanto all'altra.

■ CALCOLO DELL'ALTEZZA DELLO STRATO DI OLIO

- Utilizziamo, per chiarire il calcolo, come raggio della macchia 6,12 cm, che è un valore sperimentale, a cui corrisponde una superficie di 118 cm² ($\pi \times r^2$).

Se il volume della soluzione che è stata versata nella vaschetta è 0,1 mL, il volume di acido oleico puro, considerato che è stata fatta una diluizione di 10⁴, sarà $\frac{0,1}{10^4}$ mL, cioè 1×10^{-5} mL.

Infatti:

$$\frac{1/10^4 \text{ mL}}{\text{acido oleico puro}} : \frac{1 \text{ mL}}{\text{soluzione}} = x : \frac{0,1 \text{ mL}}{\text{soluzione}}$$

da cui: $x = \frac{0,1}{10^4} \text{ mL} = 1 \times 10^{-5} \text{ cm}^3$

- Se indichiamo con h l'altezza dello strato molecolare di olio, il suo volume (V) sarà dato da $V = h \times 118 \text{ cm}^2$.
- Uguagliamo le due relazioni relative al volume di acido oleico puro:

$$1 \times 10^{-5} \text{ cm}^3 = h \times 118 \text{ cm}^2$$

e risolviamo rispetto ad h :

$$h = 8,47 \times 10^{-8} \text{ cm} \text{ (altezza dello strato di acido oleico)}$$

■ CALCOLO DEL VOLUME DI UNA MOLECOLA DI ACIDO OLEICO

Se alla molecola di acido oleico assegniamo, per approssimazione, una struttura geometrica corrispondente ad un cubo, il volume della molecola sarà:

$$V_{\text{cubo}} = V_{\text{molecola}} = h^3 = (8,47 \times 10^{-8})^3 \text{ cm}^3 = 6,08 \times 10^{-22} \text{ cm}^3$$

volume di una molecola

■ CALCOLO DI N

Il volume di una mole di acido oleico è dato dal seguente rapporto:

$$\begin{aligned} \text{Volume di una mole di acido oleico} &= \frac{\text{massa molare dell'acido oleico}}{\text{densità dell'acido oleico}} = \\ &= \frac{282,52 \text{ g/mol}}{0,873 \text{ g/cm}^3} = 324 \text{ cm}^3/\text{mol} \end{aligned}$$

Poiché il volume di una mole di acido oleico corrisponde al volume di una molecola $\times N$ (costante di Avogadro), risolvendo rispetto ad N si ha:

$$N = \frac{\text{Volume di una mole}}{\text{Volume di una molecola}} = \frac{324 \text{ cm}^3/\text{mol}}{6,08 \times 10^{-22} \text{ cm}^3} = 5,33 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Domande di verifica

1 Il valore della costante di Avogadro ricavato con l'esperienza non corrisponde esattamente a quello teorico perché sono state fatte alcune approssimazioni. Quali?

2 Nella determinazione del numero di molecole di acido oleico contenute in una mole del composto è stata eseguita la misura di una grandezza macroscopica. Quale?

N°	MACCHIA DELL'ACIDO OLEICO		VOLUME DI UNA MOLECOLA DI ACIDO OLEICO (cm ³)	VOLUME DI UNA MOLE DI ACIDO OLEICO (cm ³ /mol)	COSTANTE DI AVOGADRO = $\frac{V \text{ mole}}{V \text{ molecola}}$
	RAGGIO (cm)	ALTEZZA (cm)			
1°					
2°					
3°					
4°					



Fig. 1.
Materiale per l'esperienza.

Obiettivo di questo esperimento è ricavare la formula dell'ossido di magnesio, composto ottenuto bruciando sulla fiamma di un Bunsen, un nastro di magnesio di massa nota, posto in un crogiolo di porcellana.

■ MATERIALE

- Nastro di magnesio
- Crogiolo di porcellana con coperchio
- Bunsen
- Bilancia con sensibilità di 0,01 g o superiore
- Triangolo di porcellana
- Treppiede
- Essiccatore a CaCl_2

■ PROCEDIMENTO

1. Pesiamo con una bilancia, la cui sensibilità è 0,01 g, un crogiolo di porcellana pulito e ben secco con il suo coperchio e sia m_1 g la sua massa.
2. Introduciamo nel crogiolo un nastro di magnesio tale che la sua massa sia intorno a 0,48 g. Sia m_2 g la massa del crogiolo con il coperchio più il magnesio.
Se il magnesio in superficie si presenta ossidato, è necessario immergerlo velocemente in una soluzione diluita di HCl e, dopo averlo asciugato, determinarne la massa.
3. Poniamo il crogiolo su un triangolo di porcellana che è appoggiato su un treppiede e scaldiamo con un Bunsen prima a fiamma bassa e poi vivace.
Lasciamo una piccola fessura fra il crogiolo e il suo coperchio per ridurre le perdite di ossido di magnesio e, nello stesso tempo, per permettere all'aria di entrare.
4. Quando riteniamo che il magnesio si sia completamente trasformato in ossido, allontaniamo la fiamma del Bunsen e lasciamo raffreddare il tutto in un essiccatore.
5. Pesiamo il crogiolo con il coperchio più l'ossido di magnesio. Sia m_3 g la massa.

ESEMPIO

• Prima del riscaldamento

Massa del crogiolo + coperchio	27,50 g	m_1
Massa del crogiolo + coperchio + magnesio	27,99 g	m_2
Massa del magnesio	0,49 g	$m_2 - m_1$

• Dopo il riscaldamento

Massa del crogiolo + coperchio + + ossido di magnesio	28,31 g m_3
Massa dell'ossigeno combinato	0,32 g $m_3 - m_2$

Poiché la massa molare del magnesio è 24,32 g/mol e quella dell'ossigeno 16,00 g/mol:

$$\text{moli di magnesio} = \frac{0,49 \text{ g}}{24,32 \text{ g/mol}} = 0,02 \text{ mol}$$

$$\text{moli di ossigeno} = \frac{0,32 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 0,02 \text{ mol}$$

I valori trovati rappresentano le moli con cui il magnesio e l'ossigeno sono presenti nel composto, per cui la formula dell'ossido di magnesio è $\text{Mg}_{0,02}\text{O}_{0,02}$.

Poiché non è possibile scrivere composti con l'indice decimale, dividiamo ciascuno indice per 0,02 per cui la formula dell'ossido di magnesio diventa MgO .

I risultati di una serie di esperienze possono essere raccolti nella seguente tabella:

CAMPIONE N°	Mg (g)	O (g)	MOLI DI Mg	MOLI DI O	RAPPORTO MOLI	RAPPORTO ATOMI
1						
2						
3						
4						

Domande di verifica

- 1 Con quale processo fisico è stato ricavato il rapporto in cui gli atomi si trovano nella molecola?
- 2 Qual è la percentuale del magnesio e dell'ossigeno nel composto?

FORMULA DI UN SALE IDRATO ($\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$)

Obiettivo di questo esperimento è determinare la percentuale di acqua in un sale idrato. Dopo aver calcolato il rapporto in moli del sale anidro e dell'acqua, risaliamo alla formula del sale idrato.

■ MATERIALE

- Alcuni sali idrati: $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$
- Crogiolo di porcellana con coperchio
- Bunsen
- Treppiede
- Triangolo di porcellana
- Bilancia con sensibilità 0,01 g
- Pinza di acciaio
- Essiccatore a CaCl_2

■ PROCEDIMENTO

1. Disponiamo su un triangolo di porcellana un crogiolo pulito e ben asciutto, dotato di coperchio, e scaldiamo sulla fiamma calda di un Bunsen per almeno 5 minuti per allontanare l'umidità e le impurezze volatili.
2. Aiutandoci con la pinza di acciaio poniamo il tutto in un essiccatore e aspettiamo che si raffreddi. Alla bilancia prendiamo nota della massa (crogiolo + coperchio). Sia m_0 (g) il valore trovato.
3. Versiamo nel crogiolo una quantità di sale idrato compresa tra 3 e 4 grammi, che misuriamo con precisione alla bilancia. Sia m' la massa totale.
4. Rimettiamo il crogiolo con il coperchio sollevato sul triangolo di porcellana e scaldiamo all'inizio con fiamma moderata fino a quando non sia stata eliminata la maggior parte dell'acqua; quindi, alziamo la fiamma e scaldiamo fino ad arroventare il fondo del crogiolo.
5. Dopo circa 5 minuti poniamo il tutto nell'essiccatore e, dopo che il crogiolo si è raffreddato, ne determiniamo la massa. Per essere sicuri che tutta l'acqua sia stata allontanata, riportiamo il crogiolo con il coperchio alla fiamma, e scaldiamo fino al colore rosso.
6. Lasciamo raffreddare nell'essiccatore il crogiolo con il coperchio e, quindi, ne misuriamo la massa.
Se il valore trovato non differisce di un valore superiore a 0,05 g rispetto al valore precedente, prendiamo nota della massa.
Sia m'' la massa trovata.

■ CALCOLI

• Prima del riscaldamento

massa (crogiolo + coperchio) m_0 = g

massa (crogiolo + coperchio + sostanza) m' = g

massa sostanza iniziale $m_1 = (m' - m_0)$ = g

• Dopo il riscaldamento

massa (crogiolo + coperchio + sostanza) m'' = g

massa della sostanza $m_2 = (m' - m'')$ = g

massa dell'acqua allontanata $m_3 = (m_1 - m_2)$ = g

1. Calcolare la percentuale dell'acqua nel sale idrato.

Con i dati a disposizione possiamo ricavare la quantità di acqua (x) in 100 g di CuSO_4 idrato:

$$m_3 : m_1 = x : 100$$

x = percentuale di acqua di cristallizzazione contenuta nel sale idrato

$100 - x$ = percentuale del sale anidro

2. Note le percentuali di H_2O e di CuSO_4 (sale anidro), calcoliamo le moli corrispondenti.

3. Scrivere la formula del sale idrato.

Ripetiamo il procedimento con un altro sale idrato, $\text{CoCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ oppure $\text{NiSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$.

Domande di verifica

- 1 Che cosa s'intende per acqua di cristallizzazione?
- 2 Perché durante il riscaldamento la sostanza cambia di colore?
- 3 Perché prima di fare i calcoli il crogiolo con la sostanza contenuta e il coperchio non devono variare di massa?
- 4 Scrivi una equazione chimica che rappresenti la reazione studiata.

PREPARAZIONE DI SOSTANZE GASSOSE

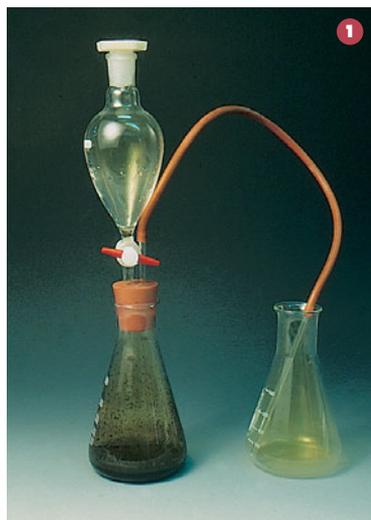


Fig. 1.
Materiale necessario per la preparazione
del cloro da HCl concentrato
e KMnO_4 .

Obiettivo di questo esperimento è saper applicare metodi diversi nella preparazione di sostanze gassose.

PREPARAZIONE DEL CLORO DA HCl CONCENTRATO E KMnO_4

■ MATERIALE

- 2 beute
- Un pallone con rubinetto
- 1 tappo forato con tubicini di vetro inseriti
- Tubo di gomma di raccordo
- Soluzione di acido cloridrico concentrato
- Permanganato di potassio solido

■ PROCEDIMENTO

1. Versiamo in una beuta un cucchiaino di permanganato di potassio e facciamo scendere dal pallone con rubinetto 5-10 mL di una soluzione concentrata di acido cloridrico.
Il gas che si sviluppa viene convogliato nella seconda beuta mediante un tubo di gomma di raccordo (Fig. 1).
2. Dopo aver raccolto il cloro, un gas che presenta una colorazione giallo-verdino, chiudiamo la beuta con un tappo di gomma o con un tappo di vetro smerigliato.

ATTENZIONE

Il cloro ha una densità che è 2,5 volte quella dell'aria per cui non fuoriesce con facilità dalla beuta. Tuttavia è opportuno lavorare sotto cappa sia quando il cloro viene raccolto sia quando viene impiegato per reazioni specifiche con metalli o non metalli, in quanto il gas è irritante per le vie respiratorie.

PREPARAZIONE DEL DIOSSIDO DI CARBONIO

■ MATERIALE

- Due provette
- Tubo di vetro a squadra con una estremità inserita in un tappo forato
- Soluzione limpida di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (acqua di barite)
- Bicarbonato di sodio
- Imbuto con carta da filtro
- Acido cloridrico di media concentrazione

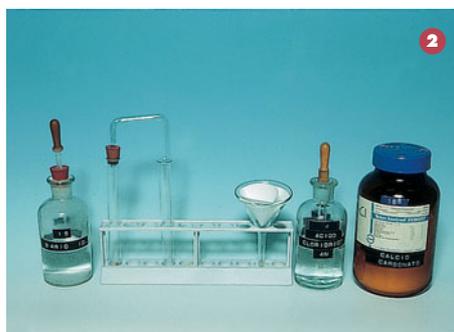


Fig. 2.
Materiale necessario per la preparazione
del diossido di carbonio.



Fig. 3.
La combinazione di bicarbonato di sodio e acido cloridrico dà luogo a sviluppo di CO_2 .



Fig. 4.
Il diossido di carbonio sviluppato intorbidisce l'acqua di barite.

PROCEDIMENTO

1. Aiutandoci con una linguetta di carta piegata a canale, introduciamo una piccola quantità di bicarbonato di sodio in fondo alla provetta, evitando che la sostanza sporchi le pareti.
2. L'acqua di barite va preparata sciogliendo idrossido di bario in acqua finché rimanga della sostanza non sciolta; quindi filtriamo per avere una soluzione limpida.
3. Riempiamo una provetta fino a tre quarti del suo volume con acqua di barite, e vi immergiamo una estremità del tubo a squadra.
4. Versiamo acido cloridrico di media concentrazione nella provetta contenente il bicarbonato di sodio e con prontezza inseriamo il tubo a squadra dalla parte del tappo forato.

Dalla combinazione tra il bicarbonato di sodio e l'acido cloridrico si ha sviluppo di diossido di carbonio che, mediante il tubo a squadra, raggiunge l'acqua di barite rendendola torbida.

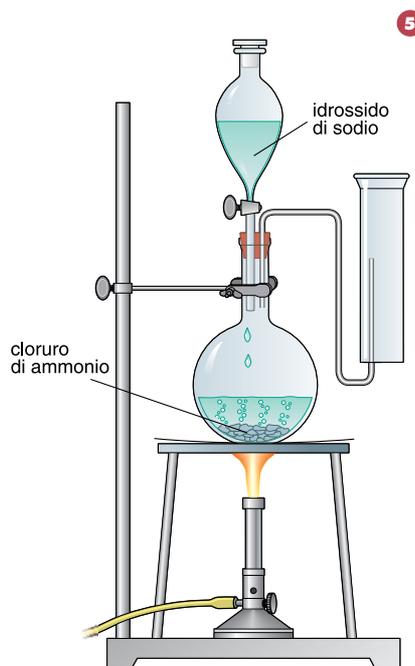
PREPARAZIONE DELL'AMMONIACA

MATERIALE

- NH_4Cl
- Soluzione di NaOH
- Vetreria come in Fig. 5
- Cilindro

PROCEDIMENTO

1. L'ammoniaca si prepara trattando un sale di ammonio con una soluzione di una base forte (NaOH) a caldo. L'ammoniaca presenta un odore caratteristico. Essendo più leggera dell'aria, l'ammoniaca può essere raccolta in un cilindro capovolto: l'aria contenuta nel cilindro viene spinta dall'ammoniaca ad uscire dal basso.



Domande di verifica

1. Scrivi la reazione tra il permanganato di potassio e l'acido cloridrico concentrato (oltre a Cl_2 si ha formazione di KCl , MnCl_2 e H_2O).
2. Scrivi la reazione tra il bicarbonato di sodio e l'acido cloridrico.
3. Scrivi la reazione tra l'acqua di barite e il diossido di carbonio.
4. Scrivi la reazione di preparazione dell'ammoniaca da cloruro di ammonio e idrossido di sodio.

TIPI DI REAZIONI E DI EQUAZIONI CHIMICHE

Obiettivo di questo esperimento è analizzare quattro classi di reazioni chimiche, identificare alcuni dei prodotti di reazione, scrivere e bilanciare le equazioni per le reazioni osservate.

■ MATERIALE

- Crogiolo di porcellana
- Bilancia con una sensibilità di 0,01 g
- Sostegni con pinze e morsetti
- Triangolo di porcellana
- Anello metallico
- Pipetta
- Provette
- Tubo di vetro piegato a squadra
- Tappo di gomma o di sughero forato
- Nastro di magnesio
- Iossido di bario
- Carbonato di rame (II)
- Bunsen
- Soluzione di AgNO_3
- Laminette di rame
- Soluzione di NaOH
- Soluzione di cloruro di ferro (III)

■ PROCEDIMENTO

Prepara una tabella per registrare i calcoli e le osservazioni per ciascun esperimento.

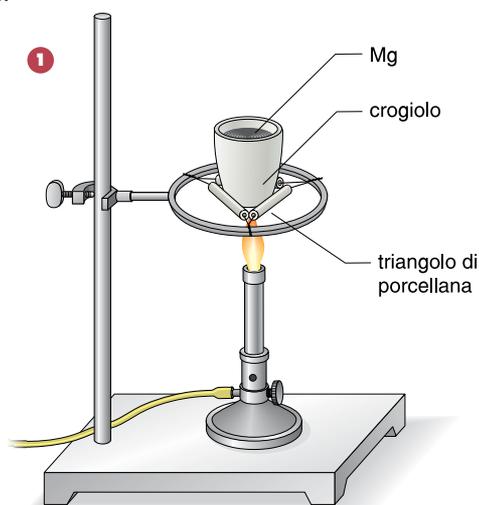
A. REAZIONE DI SINTESI

1. Prendiamo una striscia di magnesio della lunghezza di circa 15 cm e la avvolgiamo.
2. Poniamo il magnesio in un crogiolo pulito e asciutto, quindi misuriamo con una bilancia, la cui sensibilità è di 0,01 g, la massa del crogiolo e del magnesio.
3. Prendiamo nota della massa.
4. Poniamo il crogiolo in un triangolo di porcellana, a sua volta appoggiato ad un anello metallico come in Fig. 1.
5. Scaldiamo con la fiamma di un Bunsen, aumentando con gradualità il calore della fiamma.

ATTENZIONE

Mg è infiammabile e potrebbe iniziare a bruciare. In questa situazione, non guardare direttamente la fiamma e spegnere il Bunsen.

6. Quando il magnesio si presenta incandescente, fermiamo il riscaldamento.
7. Alla fine della reazione, lasciamo raffreddare il crogiolo e misuriamo la massa del crogiolo più il prodotto di reazione.



8. Prendiamo nota della massa finale.
9. Esaminiamo il prodotto di reazione e confrontiamo la massa finale con quella iniziale.

Domande di verifica

- 1 Di che colore si presenta il prodotto di reazione?
- 2 Il materiale nel crogiolo ha perso o guadagnato massa?
- 3 Quale elemento presente nell'aria si è combinato con il magnesio?
- 4 Scrivi una equazione bilanciata per la reazione di sintesi che è avvenuta.

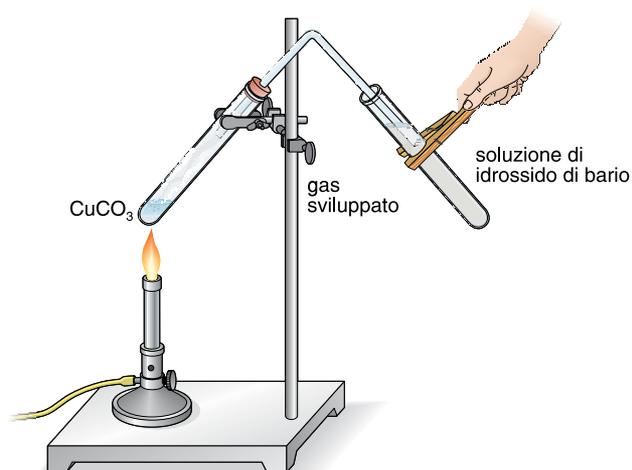
B. REAZIONE DI DECOMPOSIZIONE

1. Versiamo con una spatola di acciaio una piccola quantità di carbonato di rame (II), CuCO_3 , al fondo di una provetta, evitando di sporcarne le pareti.

ATTENZIONE

CuCO_3 è una sostanza nociva e si deve evitare il contatto con la pelle.

2. Chiudiamo la provetta contenente CuCO_3 con un tappo di gomma o di sughero in cui è stato inserito un tubo di vetro piegato a squadra. Fissiamo la provetta ad un'asta di sostegno con una pinza.
3. Riempiamo una provetta fino a tre quarti del suo volume con una soluzione limpida di idrossido di bario e vi immergiamo l'estremità libera del tubo a squadra, come è mostrato in Fig. 2.
4. Scaldiamo la provetta contenente CuCO_3 e lasciamo che il gas prodotto gorgogli nella soluzione di idrossido di bario. La provetta contenente CuCO_3 , durante il riscaldamento, deve essere tenuta leggermente inclinata.
5. Continuiamo a scaldare fino a quando osserviamo qualche cambiamento nella soluzione di idrossido di bario.
6. Alla fine dell'esperimento, prima di spegnere il Bunsen, dobbiamo allontanare la provetta contenente l'idrossido di bario, per evitare un risucchio di liquido nella provetta calda contenente il residuo del sale di rame.
7. Versiamo ora il residuo del sale di rame nell'apposito raccoglitore.



Domande di verifica

- 1 In seguito alle tue osservazioni, quale gas ritieni sia prodotto nella decomposizione di CuCO_3 ? Dai una spiegazione.
- 2 Il prodotto solido nero che rimane nella provetta a cosa corrisponde?
- 3 Scrivi l'equazione bilanciata della reazione di decomposizione di CuCO_3 .

C. REAZIONE DI SPOSTAMENTO (O DI SCAMBIO SEMPLICE)

1. Versiamo in una provetta 6 mL di una soluzione di AgNO_3 e osserviamo il colore di questa soluzione.
2. Introduciamo nella provetta contenente la soluzione di AgNO_3 una lamina di rame, Cu, e osserviamo i cambiamenti che si verificano.
3. Annotiamo ciascuna osservazione in una tabella.
4. Versiamo il contenuto della provetta nell'apposito raccoglitore.

Domande di verifica

- 1 Il deposito grigio metallico sulla lamina di rame a cosa corrisponde?
- 2 Perché la soluzione assume un colore azzurro?
- 3 Tra il rame e l'argento qual è il metallo più reattivo?
- 4 Scrivi l'equazione bilanciata della reazione di spostamento che si è verificata.

D. REAZIONE DI SCAMBIO DOPPIO

1. Versiamo alcuni mL di una soluzione di NaOH in una provetta.
2. Aggiungiamo nella provetta la quantità di una soluzione di cloruro di ferro (III) contenuta in un contagocce o in una pipetta. Dopo che la reazione è avvenuta registriamo le nostre osservazioni in una tabella.
3. Vuotiamo il contenuto della provetta nell'apposito raccoglitore.

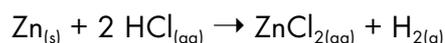
Domande di verifica

- 1 Quali ioni sono presenti in una soluzione acquosa di NaOH ?
- 2 Quali ioni sono presenti in una soluzione acquosa di FeCl_3 ?
- 3 Per questa reazione di scambio scrivi una equazione molecolare bilanciata, una equazione ionica ed una equazione ionica netta.

RELAZIONE
TRA MOLE E MASSA

Obiettivo di questo esperimento è applicare il concetto di mole nei calcoli chimici e nelle operazioni di laboratorio.

La reazione in esame è la seguente:



Una volta pesata una definita quantità di zinco, intorno ai 2,00 g, vogliamo determinare sperimentalmente la massa di cloruro di zinco che si ottiene.

■ MATERIALE

- Zinco in granuli
- 1 becher da 100 mL
- Cilindro da 100 mL o da 50 mL
- Soluzione di media concentrazione (circa 2 M) di HCl
- Capsula di porcellana di almeno 5 cm di diametro
- Bilancia con sensibilità di 0,01 g o superiore
- Bacchetta di vetro
- Bunsen
- Treppiede
- Reticella metallica
- Un bagno a sabbia
- Piastra riscaldante

■ PROCEDIMENTO

1. Pesiamo alla bilancia un becher vuoto; successivamente vi introduciamo granuli di zinco (intorno a 2,00 g) e prendiamo nota della massa (becher + zinco).
2. Preleviamo con un cilindro il volume di HCl necessario per la reazione, tenendo conto del rapporto in moli della reazione (circa 35,0 mL).
3. Versiamo la soluzione di HCl nel becher contenente i granuli di zinco.
4. Quando la reazione è terminata, per cui tutto lo zinco si è consumato, e l'idrogeno si è completamente sviluppato, versiamo la soluzione nella capsula di porcellana, di cui abbiamo precedentemente preso nota della massa.
5. Portiamo a secco la soluzione, per evaporazione del solvente, scaldando su bagnomaria, come in Fig. 1. Si evita così perdita di sostanza in seguito a formazione di schizzi. Si può anche utilizzare un bagno a sabbia (Fig. 2).
6. Lasciamo raffreddare la capsula con la polvere di ZnCl_2 e, quindi, ne determiniamo la massa.

■ DATI

a. Massa del becher vuoto g
b. Massa (becher + zinco) g
c. Massa dello zinco ($b - a$) g
d. Moli dello zinco
e. Moli di HCl necessarie per la reazione
f. Volume di HCl necessario per la reazione mL
g. Massa della capsula di porcellana g
h. Massa (capsula di porcellana + cloruro di zinco) g
i. Massa del cloruro di zinco ($h - g$) g

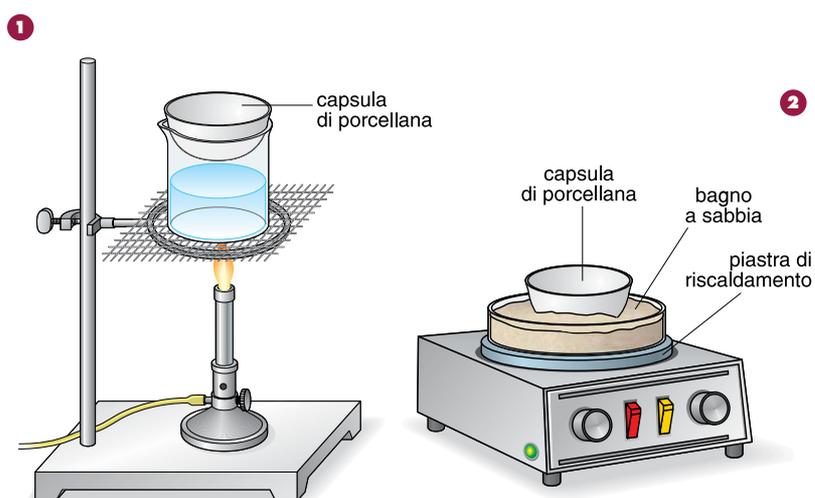


Fig. 1.
Bagnomaria per l'evaporazione del solvente in capsula di porcellana.

Fig. 2.
Evaporazione del solvente con piastra di riscaldamento e bagno a sabbia.

Domande di verifica

- 1 Quante sono le moli di Zn pesate?
- 2 Quante sono le moli teoriche di HCl necessarie per la reazione?
- 3 Qual è il volume teorico di HCl 2 M necessario per la reazione?
- 4 Usando l'equazione bilanciata, calcola la massa di $ZnCl_2$ teorica che ci si aspetta dalla reazione.
- 5 Confronta il valore teorico di $ZnCl_2$ con quello ottenuto sperimentalmente.
- 6 Determina la resa percentuale della reazione mediante la relazione:

$$\text{resa percentuale} = \frac{\text{massa sperimentale (resa effettiva)}}{\text{massa teorica (resa teorica)}} \times 100$$

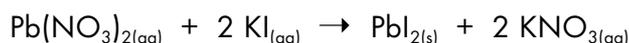
- 7 Quali sono le cause di errore in questo esperimento?

**LA STECHIOMETRIA
DI UNA REAZIONE**

La stechiometria studia le relazioni tra le moli dei reagenti e dei prodotti.

Obiettivo di questo esperimento è comprendere le reazioni di doppio scambio dal punto di vista stechiometrico.

Prendiamo in esame la seguente reazione:



Si forma PbI_2 , un composto insolubile che si raccoglie come precipitato, mentre l'altro, KNO_3 , rimane in soluzione.

Il valore della massa di PbI_2 misurata sperimentalmente sarà confrontato con il valore teorico calcolato mediante il rapporto delle moli.

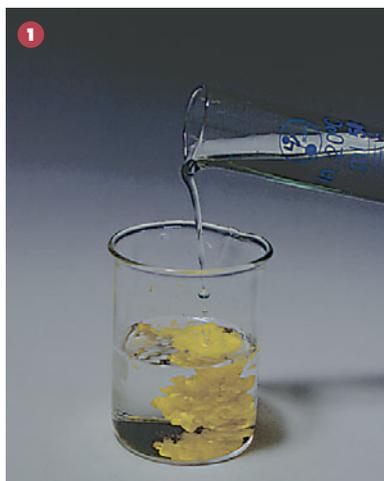
MATERIALE

- 1 becher da 250 mL
- 2 cilindri da 50 mL
- Acqua distillata
- Imbuto a gambo lungo
- Carta da filtro
- Bacchetta di vetro
- Asta di sostegno con anelli
- Soluzione di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,04 M (3,31 g in 250 mL di soluzione)
- Soluzione di KI 0,4 M (16,6 g in 250 mL di soluzione)
- Bilancia con sensibilità di 0,01 g o superiore
- Stufa da laboratorio o bagno a sabbia
- Essiccatore a CaCl_2

PROCEDIMENTO

1. Preleviamo con un cilindro 50 mL di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,04 M e li versiamo in un becher da 250 mL.
2. Aggiungiamo a questa soluzione 50 mL di KI 0,4 M e agitiamo con la bacchetta. Si forma un composto insolubile di PbI_2 .
3. Con un filtro, di cui abbiamo determinato la massa, adagiato sul cono di un imbuto di vetro, separiamo il composto insolubile dalla soluzione, cercando di non perdere sostanza solida.
4. Portiamo ad asciugare alla stufa, che si trova ad una temperatura di 100 °C, oppure su un bagno a sabbia, il foglio di carta da filtro contenente la sostanza solida, in modo da far evaporare l'acqua che accompagna lo ioduro di piombo.
5. Quando il filtro con la sostanza è ben asciutto, lo mettiamo nell'essiccatore per raffreddarlo e, quindi, ne determiniamo la massa ad una bilancia tecnica con una sensibilità di 0,01 g.
6. Sottraendo dalla massa del filtro con la sostanza la massa del filtro otteniamo la massa di PbI_2 che si è formata nella reazione.

Fig. 1.
Precipitato di PbI_2 .



■ DATI

a. moli di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
b. moli di KI
c. massa della carta da filtro g
d. massa della carta da filtro + precipitato g
e. massa precipitato ($d - c$) g

Domande di verifica

1 Usando il rapporto delle moli, indica le moli di precipitato di PbI_2 che si formano tenendo conto del reagente limitante.

2 Ricava la massa teorica di PbI_2 . [..... g]

3 Ricava la massa sperimentale di PbI_2 . [..... g]

4 Trova la resa percentuale di reazione usando la formula:

$$\text{resa percentuale} = \frac{\text{massa sperimentale (resa effettiva)}}{\text{massa teorica (resa teorica)}} \times 100$$

5 Suggestisci alcune sorgenti possibili di errore in questo esperimento.

DETERMINAZIONE DEL VALORE DEL VOLUME MOLARE DI UN GAS

Obiettivo di questo esperimento è misurare il valore del volume molare di un gas, utilizzando una reazione che produce idrogeno. La reazione chimica è la seguente:



L'idrogeno sviluppato da una massa nota di magnesio viene raccolto in una buretta ed il volume viene misurato a temperatura e pressione ambiente. I dati ottenuti ci permettono di calcolare il volume di idrogeno, a 0 °C e 101,325 kPa (760 mm di Hg) sviluppato da 1 mole di magnesio.

■ MATERIALE

- Nastro di magnesio
- Soluzione di HCl (56 mL di acido concentrato devono essere portati a 100 mL)
- 1 becher da 400 mL
- 1 cilindro da 500 mL
- 1 buretta
- 1 cilindro da 25 mL
- Tappo di gomma forato con spirale di rame

■ PROCEDIMENTO

1. Avvolgiamo circa 5 cm di nastro di magnesio, ben lucente, la cui massa è dell'ordine di 0,040 g, intorno ad una spirale di rame, inserita in un tappo di gomma in cui è stato praticato un forellino (Fig. 2).
2. Versiamo 10 mL di HCl in una buretta, che teniamo inclinata, e, successivamente, la riempiamo di acqua fino all'orlo, facendo scorrere il liquido lungo le pareti, per evitare il mescolamento con l'acido cloridrico.

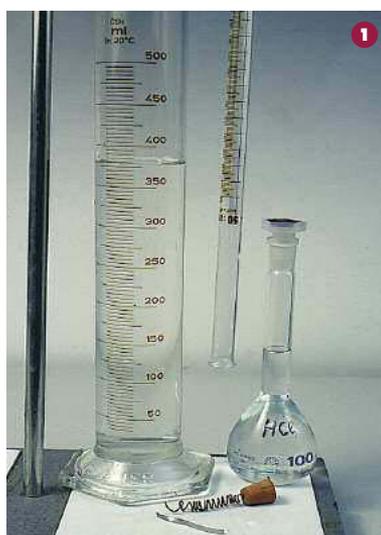


Fig. 1.
Materiale per l'esperimento.



Fig. 2.
Tappo forato con il nastro di magnesio avvolto alla spirale di rame.



Fig. 3.
Il livello del liquido all'interno della buretta deve coincidere con quello esterno del cilindro. In queste condizioni, il volume del gas dentro la buretta si trova a pressione ambiente.

(In una buretta il volume compreso tra il rubinetto e la tacca da 50 mL è di circa 5 mL. Tale volume può essere stato determinato con precisione riempiendolo di acqua che, poi, viene versata in un cilindro graduato da 25 mL).

3. Chiudiamo la buretta con il tappo precedentemente preparato. Quindi capovolgiamo la buretta in un cilindro da 500 mL contenente acqua fino a circa 10 cm dal bordo. Questo passaggio va effettuato tenendo chiuso il foro del tappo con l'indice.
4. Mediante una pinza fissiamo la buretta ad un'asta di sostegno.

REAZIONE DEL MAGNESIO CON ACIDO CLORIDRICO

L'acido, che è più denso dell'acqua, diffonderà verso il basso e reagirà con il magnesio sviluppando idrogeno, che si raccoglie nella parte alta della buretta; pertanto il liquido, in seguito alla pressione esercitata dall'idrogeno, fuoriesce in parte attraverso il forellino del tappo di gomma.

Quando la reazione si ferma, si aspetta circa 5 minuti perché la buretta raggiunga la temperatura ambiente, che indichiamo con T_1 .

MISURA DEL VOLUME DEL GAS PRODOTTO

Prima di leggere il volume del gas, la buretta, sorretta dal sostegno, viene alzata o abbassata in modo che il livello dei due liquidi, quello interno alla buretta e quello esterno del cilindro, coincidano. Questa manovra permette di leggere il volume del gas dentro la buretta alla pressione ambiente. La lettura va eseguita portandosi con gli occhi al livello del menisco dell'acqua. Sia V_1 il volume letto (Fig. 3). Il volume letto non è dovuto solo all'idrogeno, ma anche al vapore acqueo che si forma a temperatura ambiente. Infatti, ad ogni temperatura, l'acqua presenta una definita tensione di vapore che è specificata in tabella.

La pressione dell'idrogeno risulta pertanto uguale alla differenza tra la pressione ambiente letta al barometro, P_A , che corrisponde alla pressione del gas all'interno della buretta, e la pressione parziale del vapore acqueo che dipende dalla temperatura dell'ambiente, $P(H_2O)$.

$$P_1(H_2) = P_A - P(H_2O)$$

TEMPERATURA (°C)	TENSIONE DI VAPORE in mm di Hg e in kPa	TEMPERATURA (°C)	TENSIONE DI VAPORE in mm di Hg e in kPa
15	12,8 - 1,70	23	21,0 - 2,79
16	13,6 - 1,81	24	22,8 - 3,03
17	14,5 - 1,93	25	23,7 - 3,15
18	15,5 - 2,06	26	25,2 - 3,35
19	16,5 - 2,19	27	26,7 - 3,55
20	17,5 - 2,33	28	28,3 - 3,76
21	18,6 - 2,47	29	30,0 - 3,99
22	19,8 - 2,63	30	31,8 - 4,23

■ CALCOLI

- VOLUME DELL'IDROGENO IN CONDIZIONI STP.

Si applica la relazione:

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

Poiché $P_2 = 101,325 \text{ kPa}$ (760 mm di Hg) e $T_2 = 273 \text{ K}$, dalla uguaglianza si ricava V_2 .

- NUMERO DI MOLI DI MAGNESIO.

Se abbiamo pesato 0,040 g di Mg:

$$n \text{ mol} = \frac{0,040 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}} = 1,65 \times 10^{-3} \text{ mol di Mg}$$

Secondo l'equazione di reazione il rapporto in moli tra il magnesio e l'idrogeno è di 1:1.

Il numero di moli di H_2 coincide con il numero di moli di Mg, per cui $n \text{ mol di H}_2 = 1,65 \times 10^{-3} \text{ mol}$

- VOLUME DI 1 MOLE DI H_2 .

Per calcolare il volume occupato da una mole di idrogeno, cioè il volume molare dell'idrogeno, si applica la relazione:

$$n \text{ mol} : V_2 \text{ L} = 1 \text{ mol} : x$$

dove x rappresenta il volume in litri occupato da 1 mole di idrogeno.

Domande di verifica

- 1** Perché si uguaglia il livello dell'acqua nella buretta con quello esterno del cilindro prima di misurare il volume di idrogeno?
- 2** Perché il volume di idrogeno misurato deve essere riportato in condizioni STP?
- 3** Perché il volume misurato di una mole di idrogeno può non coincidere con il valore teorico?
- 4** Qual è il valore del volume molare dell'idrogeno a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm ?

MISURA DELLA SOLUBILITÀ DI UNA SOSTANZA

Obiettivo di questo esperimento è determinare la solubilità di una sostanza in grammi di soluto per 100 grammi di solvente, a temperatura ambiente.

■ MATERIALE

- Capsula di porcellana
- 2 Becher da 100 mL
- Pipetta
- Bacchetta di vetro
- Bunsen con treppiede e reticella
- Bilancia con sensibilità almeno di 0,01 g
- Bagno a sabbia
- Ghiaccio
- Cloruro di ammonio
- Cloruro di sodio
- Nitrato di potassio

■ PROCEDIMENTO

1. In un becher da 100 mL versiamo 30 mL di acqua distillata.
2. Agitando in continuazione con la bacchetta di vetro, aggiungiamo lentamente all'acqua distillata cloruro di ammonio finché questo non si scioglie: si crea una soluzione satura.
3. Determiniamo alla bilancia la massa di una capsula pulita e ben asciutta, che indichiamo con m_{capsula} .
4. Trasferiamo 10 mL della soluzione satura, prelevati con una pipetta, nella capsula. Sia m la massa della capsula con la soluzione.
5. Scaldiamo con fiamma bassa la capsula con la soluzione satura in modo che il liquido evapori.
6. Per eliminare le ultime gocce di liquido, scaldiamo con un bagno a sabbia per evitare di perdere parte della sostanza in seguito a schizzi.
7. Dopo che la capsula si è raffreddata, determiniamo la sua massa con il sale contenuto (m').

■ CALCOLI

La massa del sale (m_{sale}) è data da:

$$m_{\text{sale}} = m' - m_{\text{capsula}}$$

La massa di H₂O corrisponde a:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m - m_{\text{sale}}$$

Per esprimere la solubilità del sale si fa riferimento a 100 g di H₂O con la seguente proporzione:

$$m_{\text{sale}} : m_{\text{H}_2\text{O}} = x : 100 \text{ g}$$

Inseriamo in una tabella i dati ricavati. Ripetiamo l'esperimento con cloruro di sodio, nitrato di potassio, ecc.

TABELLA	
m_{capsula}	= g
m'	= g
m_{sale}	= $m' - m_{\text{capsula}}$ = g
$m_{\text{H}_2\text{O}}$	= $m - m_{\text{sale}}$ = g
solubilità (g di soluto in 100 g di H ₂ O)	= $\frac{m_{\text{sale}} \times 100 \text{ g}}{m_{\text{H}_2\text{O}}}$ =

Domande di verifica

- 1** Che cosa s'intende per soluzione satura?
- 2** Che cosa s'intende per solubilità?
- 3** La solubilità è identica per tutte le sostanze?
- 4** Qual è la solubilità del cloruro di ammonio a temperatura ambiente?
- 5** Qual è la solubilità del cloruro di sodio?

SOLUBILITÀ DI UNA SOSTANZA AL VARIARE DELLA TEMPERATURA

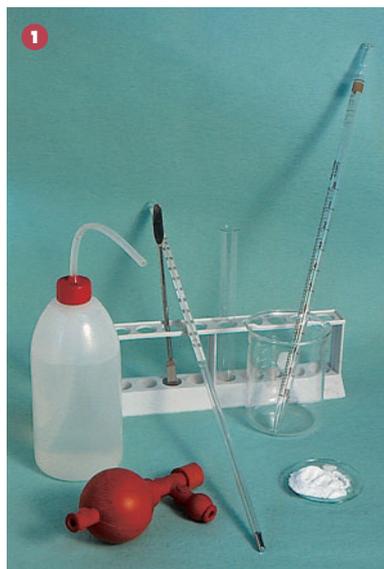


Fig. 1.
Materiale occorrente
per l'esperienza.

Obiettivo di questo esperimento è verificare come la solubilità di una sostanza varia con la temperatura. La rappresentazione grafica di questi risultati consente di ricavare la relazione tra solubilità e temperatura.

■ MATERIALE

- Cloruro di ammonio
- Acqua distillata
- Provetta
- Bilancia con sensibilità di 0,01 g
- Buretta da 50 mL o pipetta da 10 mL
- Becher da 250 mL
- Termometro con scala da 1 a 100 °C e con graduazione di 0,1 °C
- Vetrino da orologio
- Propipetta
- Spatola

■ PROCEDIMENTO

1. Pesiamo su un vetrino da orologio una quantità di cloruro di ammonio intorno a 3,50 g.
2. Determiniamo la massa di una provetta e sia m_1 il suo valore.
3. Con l'aiuto di una striscia di carta piegata a canale, introduciamo il cloruro di ammonio nella provetta, evitando di sporcare le pareti. Se m_2 è la massa della provetta dopo aver aggiunto il cloruro di ammonio, la differenza $m_2 - m_1$ corrisponde alla massa del composto che è stato prelevato.
4. Con una pipetta versiamo 5 mL di acqua distillata nella provetta e, agitando con il termometro, portiamo il sale in soluzione: la provetta è immersa in acqua bollente.
5. Raffreddiamo per esposizione all'aria la provetta e, agitando in continuazione, prendiamo nota della temperatura a cui compare il primo cristallo del sale.
6. Aggiungiamo ancora 1 mL di acqua distillata nella provetta (in totale 6 g di acqua), portiamo nuovamente il composto in soluzione immergendo la provetta in acqua bollente e, successivamente, raffreddando sempre all'aria, prendiamo nota della temperatura a cui si forma il primo cristallo del sale.
7. Ripetiamo questo procedimento aggiungendo ogni volta 1 mL di acqua. Man mano che la soluzione diventa più diluita, la temperatura a cui si forma il primo cristallo si abbassa. Per il raffreddamento della soluzione possiamo usare un becher contenente acqua e, all'occorrenza, acqua con ghiaccio.

■ CALCOLI

Poiché la solubilità viene espressa in grammi di soluto per 100 g di solvente, se la sostanza pesata è 3,20 g e si trova disciolta in 5 mL di acqua, che corrispondono a 5 g perché la densità dell'acqua è 1 g/cm³, alla temperatura a cui si forma il primo cristallo, che è di 80 °C, la solubilità del sale si ricava con la proporzione:

$$3,2 \text{ g di sale} : 5 \text{ g di acqua} = x : 100 \text{ g di acqua}$$

da cui si ricava

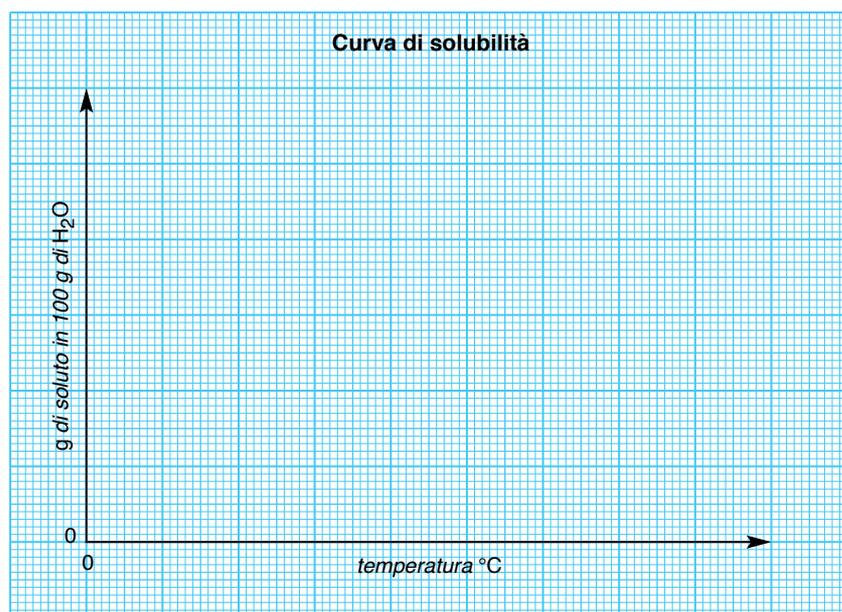
$$x = 64 \text{ g di sale in } 100 \text{ g di acqua a } 80 \text{ °C}$$

Con i valori ottenuti per via sperimentale, completiamo la tabella:

MASSA DEL SOLUTO (g) $m_2 - m_1$	MASSA DEL SOLVENTE (g)	TEMPERATURA DI FORMAZIONE °C DEL PRIMO CRISTALLO	SOLUBILITÀ IN g DI SOLUTO PER 100 g DI SOLVENTE

Con i valori sperimentali costruiamo la curva di solubilità del composto, ponendo sull'ascissa la temperatura (°C) e sull'ordinata la solubilità (g di soluto in 100 g di H₂O).

Ripetere l'esperimento con nitrato di potassio, nitrato di sodio.



Domande di verifica

- 1 La sostanza considerata è più solubile a caldo o a freddo?
- 2 Il grafico della variazione della solubilità con la temperatura ha un andamento costante per tutte le sostanze?
- 3 Il grafico di solubilità può dare indicazioni sul grado di purezza di un composto?

POLARITÀ
DEI LIQUIDI

I liquidi si distinguono in polari e non polari. Obiettivo dell'esperimento è controllare la polarità dei liquidi mediante bacchette caricate positivamente o negativamente.

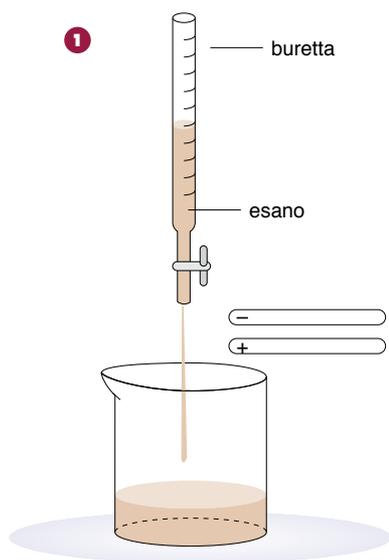
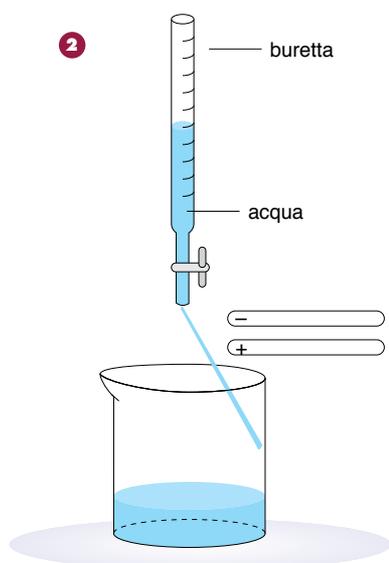


Fig. 1.
Liquido non polare.

Fig. 2.
Liquido polare.



■ MATERIALE

- H₂O
- Acetone
- Esano
- Alcool etilico
- Trielina
- Becher
- Bacchetta di vetro
- Bacchetta di ebanite
- Panno di lana
- Burette

■ PROCEDIMENTO

1. Versiamo ogni liquido preso in esame in una buretta precedentemente trattata con alcuni centimetri cubi del medesimo liquido.
2. Strofìniamo una bacchetta di vetro ed una di ebanite con un panno di lana.
3. Da ciascuna buretta facciamo scendere molto lentamente il liquido in esame, che raccogliamo in un becher, e avviciniamo **alternativamente** la bacchetta di vetro caricata positivamente e la bacchetta di ebanite caricata negativamente.
4. A seconda del comportamento in presenza delle due bacchette, distinguiamo i liquidi in polari e non polari.

SOSTANZA	POLARE	NON POLARE
H ₂ O		
Acetone		
Alcool etilico puro		
Esano		
Trielina		

Domande di verifica

- 1 Le molecole polari presentano un dipòlo. Cosa sta ad indicare questa affermazione?
- 2 Le molecole polari sono attratte da bacchette cariche positivamente o negativamente. Dai una spiegazione di questo comportamento.
- 3 A che cosa è dovuta la polarità delle molecole?

MISCIBILITÀ
DEI LIQUIDI

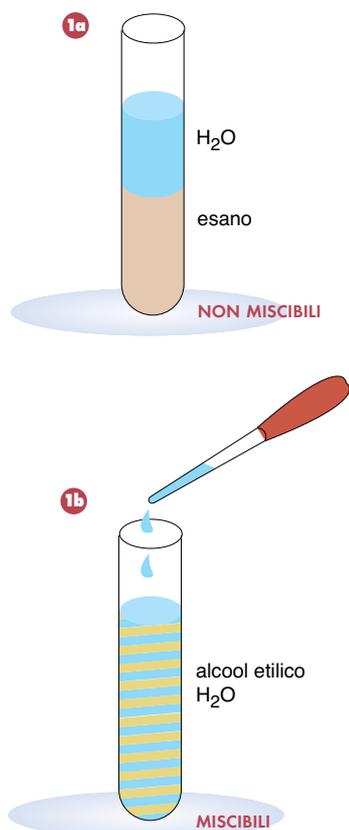


Fig. 1.
(a) Due liquidi non miscibili.
(b) Due liquidi miscibili.

Obiettivo di questo esperimento è verificare se esiste una relazione tra polarità e miscibilità.

■ MATERIALE

- H₂O
- Acetone
- Alcool etilico
- Esano
- Pentano
- Etere etilico
- Iodio in scaglie
- Provette
- Portaprovette
- Pipette
- Becher da 50 mL
- Spruzzetta

■ PROCEDIMENTO

1. Versiamo ciascuna sostanza liquida in un becher sul quale ne riportiamo il nome.
2. Preleviamo con una pipetta 2 mL di un liquido in esame e con un'altra pipetta 2 mL di un altro liquido, e li versiamo in una provetta. Agitiamo e, dopo aver lasciato riposare per qualche minuto, controlliamo se i due liquidi si sono perfettamente miscelati.
3. Ripetiamo questo procedimento con tutte le coppie di liquidi che figurano in tabella.
Per rendere più evidente ciascun saggio si può aggiungere una piccola scaglia di iodio che non si scioglie in acqua, mentre si scioglie negli altri liquidi colorandoli in modo differente.
4. In ciascuna casella della tabella annotiamo con un sì se la coppia di liquidi è miscibile, con un no se non è miscibile.

	ACQUA	ACETONE	ALCOOL ETILICO	ESANO	PENTANO	ETERE ETILICO
Acqua						
Acetone						
Alcool etilico						
Esano						
Pentano						
Etere etilico						

Domande di verifica

- 1 Esano e acqua non sono miscibili. Da che cosa dipende questo comportamento?
- 2 Perché l'acqua e l'alcool etilico sono completamente miscibili tra loro?

- 3 Perché il pentano è solubile in esano?
- 4 Come si può generalizzare il comportamento dei liquidi riguardo la miscibilità?

SOLUBILITÀ DEI SOLIDI NEI LIQUIDI

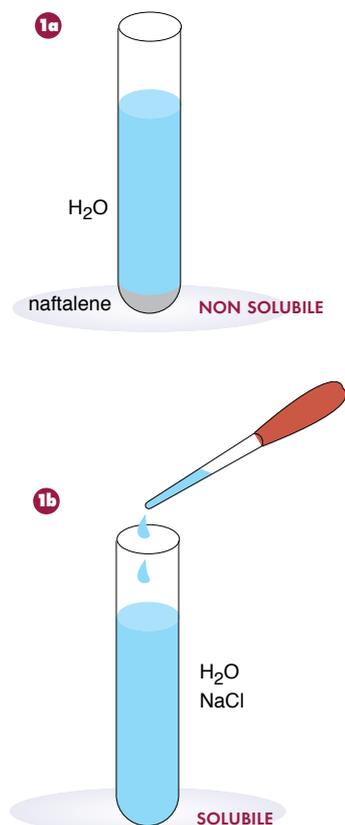


Fig. 1.

- (a) Il naftalene non è solubile in acqua.
(b) Il cloruro di sodio è solubile in acqua.

I liquidi sono distinti in polari e non polari, mentre i solidi sono classificati in ionici e covalenti. Obiettivo di questo esperimento è osservare il comportamento dei solidi quando vengono trattati con diversi solventi per quanto riguarda la solubilità.

MATERIALE

- Acqua
- Acetone
- Alcool etilico
- Esano
- Pentano
- Etere etilico
- Iodio
- Cloruro di sodio
- Saccarosio
- Glucosio
- Naftalene
- Becher da 50 mL
- Provette
- Pipette
- Spruzzetta
- Bacchetta di vetro
- 5 vetrini da orologio
- Spatolina
- Portaprovette

PROCEDIMENTO

1. Versiamo le diverse sostanze liquide, distinguendole, in piccoli becher, e trasferiamo quelle solide in vetrini da orologio.
2. Con una pipetta preleviamo 3 mL di un liquido in esame e li versiamo in una provetta.
3. Ripetiamo lo stesso procedimento con gli altri liquidi, con l'avvertenza di utilizzare una provetta per ogni liquido.
4. Con una spatolina aggiungiamo piccole quantità di un solido in ciascuna delle sei provette, agiamo con una bacchetta di vetro, e verificiamo la sua solubilità.
5. Ripetiamo questo procedimento con gli altri solidi.
In ciascuna casella della tabella annotiamo con un sì se il solido è solubile, con un no se è insolubile.

Domande di verifica

- 1 Che cosa si verifica nel processo di formazione di una soluzione?
- 2 Perché il cloruro di sodio è solubile in acqua?
- 3 Perché il glucosio e il saccarosio sono solubili in acqua?
- 4 Perché il naftalene è solubile in solventi non polari e insolubile in acqua?

	CLORURO DI SODIO	SACCAROSIO	GLUCOSIO	NAFTALENE	IODIO
Acqua					
Acetone					
Alcool etilico					
Esano					
Pentano					
Etere etilico					

CONDUCIBILITÀ DI ALCUNE SOSTANZE E LORO SOLUZIONI

La conducibilità di una sostanza è una misura della sua capacità di trasportare la corrente elettrica.

Obiettivo di questo esperimento è confrontare la capacità di diverse sostanze pure e delle loro soluzioni di condurre la corrente elettrica e di prevedere, in base ai risultati, la presenza o meno di ioni.

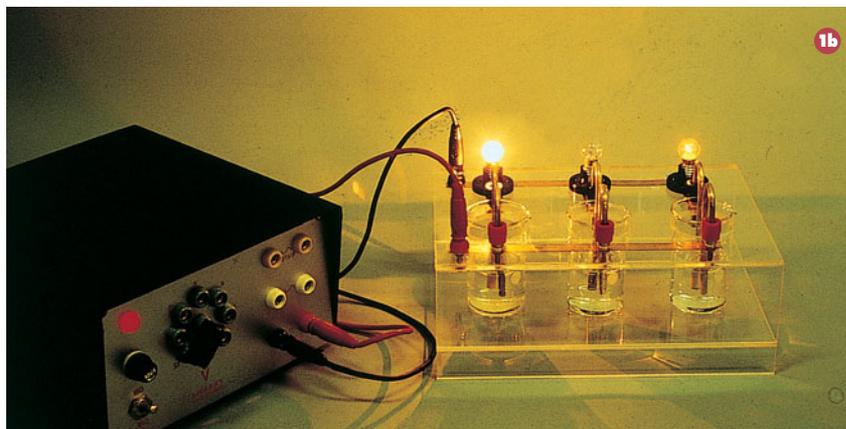
■ MATERIALE

- Sorgente di corrente continua
- Becher
- Elettrodi
- Capsula di porcellana
- Cavetti con morsetti a coccodrillo e con spinotti per collegare i due elettrodi all'alimentatore e alla lampadina
- H₂O distillata
- Bunsen
- Ca(NO₃)₂
- Saccarosio
- CuSO₄
- NaCl
- NaOH
- Naftalina
- Acetone
- CH₃COOH (acido acetico)
- Una batteria da 4,5 volt come sorgente di corrente continua.

In alternativa, si può utilizzare la corrente alternata della rete urbana, dopo che un trasformatore di tensione abbia abbassato la FEM a poche unità di volt, e dopo che un raddrizzatore di corrente l'abbia resa continua in modo che la polarità degli elettrodi sia mantenuta costante.

■ PROCEDIMENTO

1. Prepariamo una apparecchiatura come mostrato in Fig. 1a o 1b.



- In ciascun saggio i due elettrodi vengono disposti in modo che tocchino la sostanza o siano immersi nella sua soluzione acquosa.
- Dopo aver chiuso il circuito, verificiamo l'accensione o meno della lampadina, ovvero il passaggio della corrente.
- Ogni volta che sostituiamo un becher, gli elettrodi devono essere accuratamente puliti in modo da evitare un eventuale inquinamento della prova.
- L'intensità di luce della lampadina, anche se non fornisce un dato quantitativo, consente di valutare l'intensità della corrente che attraversa il circuito, e quindi il grado di conducibilità della sostanza.

■ DATI

	CONDUCE	NON CONDUCE	INTENSITÀ DELLA LUCE
Ca(NO ₃) ₂ (solido)		X	
Saccarosio (solido)			
NaCl (solido)			
CuSO ₄ (solido)			
CuSO ₄ (sol. acquosa)			
Saccarosio (sol. acquosa)			
NaCl (sol. acquosa)	X		+++
NaOH (solido)			
HCl (sol. acquosa)			
Acido acetico, CH ₃ COOH (sol. acquosa)			
Naftalina in acetone			
Ca(NO ₃) ₂ fuso			

Domande di verifica

- Quale corrente (alternata o continua) viene adoperata in questo esperimento?
- Perché alcuni composti (sali e idrossidi) nella fase solida non conducono la corrente elettrica, mentre nello stato fuso e in soluzione acquosa sono conduttori di corrente?
- Perché il saccarosio, sia allo stato solido sia in soluzione acquosa, non conduce la corrente elettrica?
- HCl, in soluzione acquosa, conduce la corrente elettrica, mentre HCl gas non conduce. Qual è il motivo di questo comportamento?
- Perché HCl acquoso e CH₃COOH acquoso, anche se con la stessa concentrazione, conducono in modo differente la corrente elettrica?
- Una soluzione di CH₃COOH 0,1 M conduce la corrente elettrica, mentre l'acido acetico glaciale (cioè puro) non conduce. Questo comportamento come viene spiegato?

DILUIZIONE DI UNA SOLUZIONE DI KMnO_4

Obiettivo di questo esperimento è preparare soluzioni di KMnO_4 per diluizione di una soluzione a concentrazione molare nota.

■ MATERIALE

- Becher
- Burette graduate da 50 mL
- Pipette graduate da 10, 20, 50 mL munite di propipetta
- Soluzione di KMnO_4 a concentrazione molare nota
- Matracci tarati da 100 mL

■ NOTA

Volendo preparare un volume V di soluzione di concentrazione M per diluizione di una soluzione di concentrazione M_0 nota con precisione, uguagliamo le millimoli di soluto prima e dopo la diluizione:

$$V_0 \times M_0 = V \times M$$

da cui si ricava il volume V_0 da prelevare:

$$V_0 = \frac{V \times M}{M_0}$$

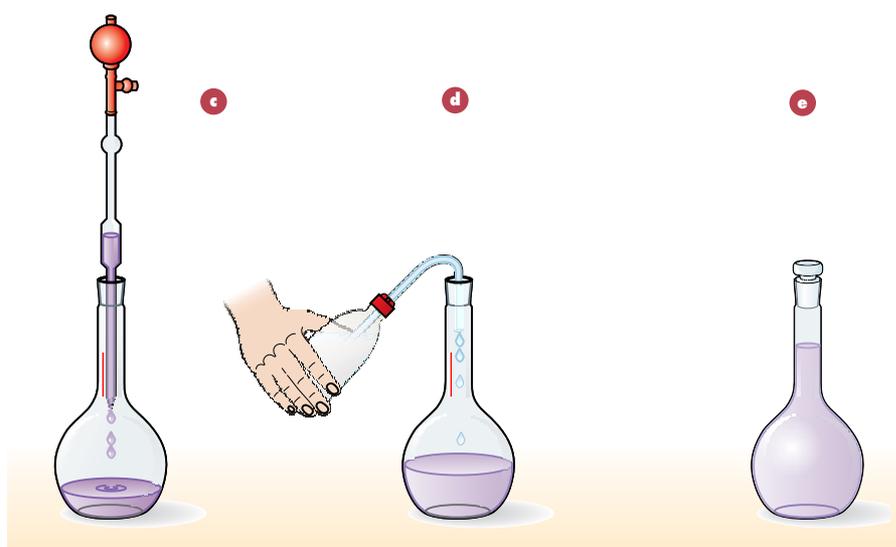
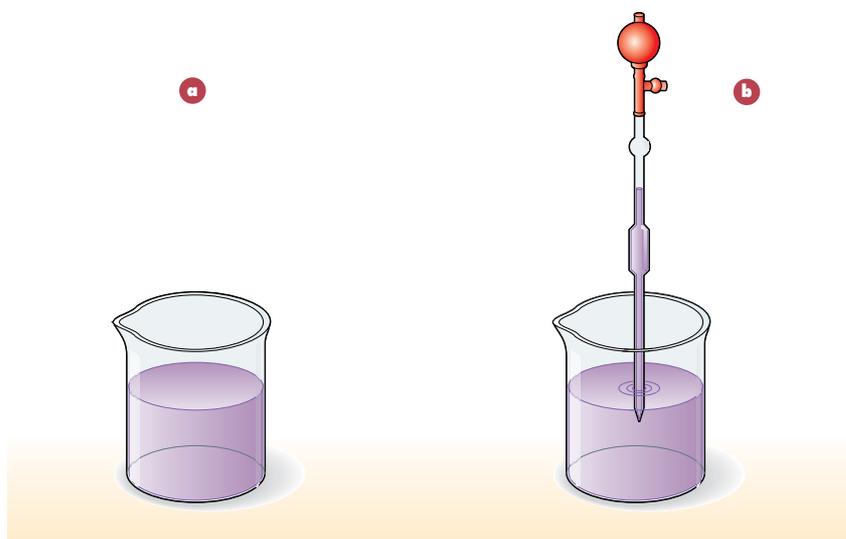
dove V e V_0 sono espressi in mL.

Per preparare, ad esempio, 100 mL di soluzione di permanganato di potassio di concentrazione $2,00 \times 10^{-4}$ mol/L, per diluizione di una soluzione campione 0,001 mol/L, si deve prelevare il volume:

$$V_0 = \frac{V \times M}{M_0} = \frac{100 \text{ mL} \times 2,00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{0,001 \text{ mol/L}} = 20,0 \text{ mL}$$

■ PROCEDIMENTO

1. La soluzione da diluire è contenuta in un becher (**a**). Preleviamo 20,0 mL della soluzione con l'aiuto di una pipetta ad una tacca o a due tacche, munita di una propipetta (**b**). Teniamo la pipetta verticale in modo che il livello del liquido sia parallelo alla tacca di riferimento.
2. Versiamo il volume prelevato in un matraccio tarato da 100 mL (**c**).
3. Portiamo a volume con acqua distillata (**d**, **e**).
4. Agitiamo il matraccio per rendere la soluzione omogenea.



Domande di verifica

- 1 In una diluizione, la soluzione iniziale e quella finale che cosa hanno in comune? In che cosa differiscono?
- 2 Per preparare 100 mL di una soluzione $4,00 \times 10^{-4}$ M di KMnO_4 , quale volume di una soluzione 0,001 M deve essere prelevato?

DETERMINAZIONE DELLA CONCENTRAZIONE DI UNA SOLUZIONE DI KMnO_4 CON LO SPETTROFOTOMETRO

Obiettivo di questo esperimento è determinare la concentrazione di una soluzione di KMnO_4 mediante retta di taratura ottenuta con lo spettrofotometro.

■ MATERIALE

- Spettrofotometro UV-Visibile
- Soluzione di KMnO_4 $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L ($10,0 \times 10^{-4}$ mol/L)
- Burette graduate da 25 o 50 mL
- Pipette graduate da 10 mL, 20 mL, 50 mL
- Matracci graduati da 100 mL
- Acqua distillata
- Becher

■ PROCEDIMENTO

1. Con la soluzione di KMnO_4 $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L prepariamo, mediante diluizione, 4 soluzioni di concentrazione nota in mol/L.

C_1	C_2	C_3	C_4
$2,0 \times 10^{-4}$	$4,0 \times 10^{-4}$	$6,0 \times 10^{-4}$	$8,0 \times 10^{-4}$

Per la soluzione C_1 , travasiamo 20 mL della soluzione di concentrazione nota ($1,0 \times 10^{-3}$ mol/L), prelevati con una pipetta o con una buretta, in un matraccio da 100 mL e portiamo a volume con acqua distillata.

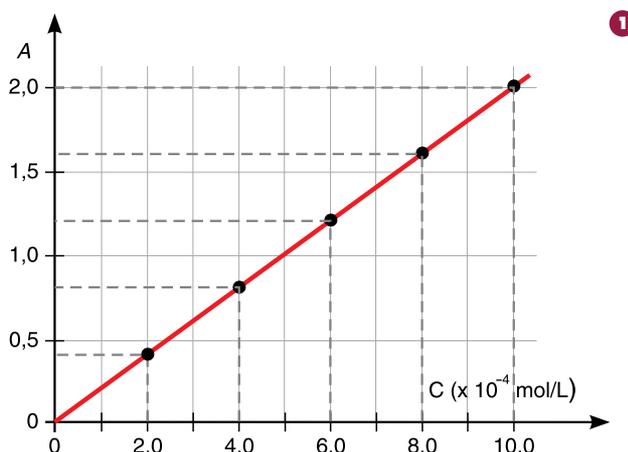
Per le altre soluzioni procediamo in maniera analoga: 40, 60, 80 mL della soluzione $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L devono essere rispettivamente diluiti a 100 mL.

2. Per eseguire la misura di assorbanza di ogni singola soluzione, riempiamo la cella dello spettrofotometro con la soluzione in esame.
3. Posizioniamo lo spettrofotometro alla lunghezza d'onda di 530 nm, a cui corrisponde il massimo di assorbimento della soluzione di KMnO_4 , eseguiamo la misura d'assorbanza (A) di ciascuna delle quattro soluzioni preparate a concentrazione nota e annotiamo i valori trovati.

A_1	A_2	A_3	A_4
.....

Fig. 1.
Assorbanza, per $\lambda = 530$ nm,
di soluzioni di permanganato
di potassio di differente
concentrazione.
Il grafico è una retta che passa
per l'origine degli assi cartesiani,
per cui la legge di Lambert-Beer
è verificata.

4. Con i valori trovati prepariamo una retta di taratura concentrazione-assorbanza su carta millimetrata, come in Fig. 1.



5. Mantenendo la lunghezza d'onda costante, leggiamo l'assorbanza della soluzione a concentrazione incognita; da questo valore risaliamo alla sua concentrazione.

Se, ad esempio, la misura di assorbanza della soluzione incognita è $A = 0,80$, mediante la retta di taratura è possibile conoscere sull'asse delle ascisse la concentrazione corrispondente.

Domande di verifica

- 1 Il grafico di Fig. 22 a pag. 12, ottenuto con i valori di assorbanza della soluzione di KMnO_4 $1,0 \times 10^{-3}$ M per lunghezze d'onda comprese tra 400 e 750 nm, quale informazione fornisce?
- 2 A quale lunghezza d'onda la soluzione di permanganato presenta il valore massimo di assorbanza?
- 3 La soluzione di KMnO_4 di concentrazione ($1,0 \times 10^{-3}$ mol/L) si può trovare in fiale sigillate. In mancanza delle fiale, per preparare 1 L di soluzione $1,0 \times 10^{-3}$ M, quanti grammi di KMnO_4 occorrono?
- 4 Dal grafico di Fig. 1, se $A = 0,80$, qual è il valore della concentrazione incognita di KMnO_4 ?

SCAMBIO DI ENERGIA TRA UN COMPOSTO IONICO E L'ACQUA

Obiettivo di questo esperimento è confrontare l'effetto termico di 0,1 moli di diverse sostanze ioniche solide quando vengono sciolte in una stessa quantità di acqua.

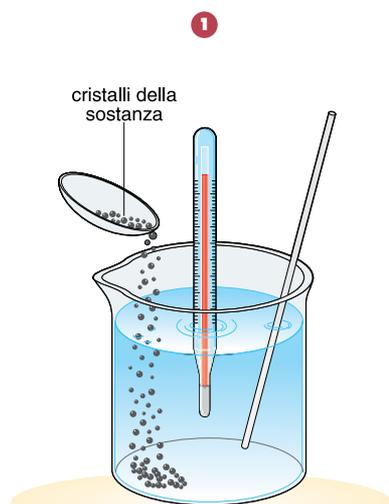


Fig. 1.
Materiale per l'esperimento.

MATERIALE

- Vetrini da orologio
- Cinque becher
- Cilindro graduato
- Un termometro con sensibilità di un decimo di grado
- Bacchetta di vetro o barretta magnetica per agitare la soluzione
- Acqua distillata
- Cloruro di sodio
- Idrossido di sodio
- Cloruro di ammonio
- Nitrato di potassio
- Carbonato di litio

PROCEDIMENTO

1. Pesiamo, separatamente, 0,1 moli di ciascuno dei cinque composti ionici solidi in esame.

Idrossido di sodio	4,00 g
Cloruro di sodio	5,85 g
Cloruro di ammonio	5,35 g
Nitrato di potassio	10,11 g
Carbonato di litio	7,39 g

2. Prendiamo cinque becher e versiamo in ciascuno di essi 100 mL di acqua misurati con un cilindro graduato. Riportiamo nella tabella che segue la temperatura in °C dell'acqua contenuta in ciascun becher (temperatura iniziale).

3. Nel primo becher versiamo rapidamente l'idrossido di sodio e prendiamo nota della temperatura della soluzione ottenuta quando tutta la sostanza si è sciolta (temperatura finale). Eseguiamo la differenza tra la temperatura finale e quella iniziale.

Operiamo allo stesso modo con NaCl, NH₄Cl, KNO₃, Li₂CO₃.

SOLUTO	TEMP. INIZIALE °C	TEMP. FINALE °C	VARIAZIONE DI TEMPERATURA Δt °C
NaOH			
NaCl			
NH ₄ Cl			
KNO ₃			
Li ₂ CO ₃			

Domande di verifica

1 Quali dei soluti esaminati liberano calore quando si dissolvono in acqua? Quali assorbono calore?

2 Da che cosa viene segnalato il calore emesso o assorbito?

COMBUSTIONE DI UNA CANDELA

Obiettivo di questo esperimento è determinare il calore di combustione di una candela. Il procedimento consiste nel misurare l'aumento di temperatura di una quantità nota di acqua in seguito al calore fornito dalla combustione di una massa nota di candela.

■ MATERIALE

- Una candela
- Becher da 400 mL
- Supporto per candela
- Termometro
- Treppiede con reticella frangifiamma
- Bilancia con sensibilità 0,01 g
- Schermo termico (pannelli di polistirolo)

■ PROCEDIMENTO

1. Pesiamo alla bilancia il becher da 400 mL e registriamo la massa m_1 .
2. Dopo aver versato acqua fino alla metà del becher, pesiamo tutto il sistema (becher + acqua) e indichiamo con m_2 la massa. Registriamo la temperatura dell'acqua t_1 (°C).

La massa dell'acqua è

$$m = (m_2 - m_1)$$

3. Determiniamo la massa di una candela m_3 e, quindi, la fissiamo ad un supporto.
4. Poniamo il becher con l'acqua su un treppiede con reticella e accendiamo la candela sistemandola in modo che la fiamma lambisca il fondo del becher. Durante il riscaldamento, con la mano teniamo il termometro sollevato evitando che tocchi il fondo del becher.
5. Periodicamente controlliamo la temperatura dell'acqua ed agitiamo.
6. Quando la temperatura è aumentata di circa 20-30 °C, spegniamo la candela e, mantenendo il liquido in agitazione, registriamo il valore massimo di temperatura raggiunta t_2 (°C).
7. Determiniamo la massa della candela alla fine dell'esperimento, m_4 .

■ CALCOLI

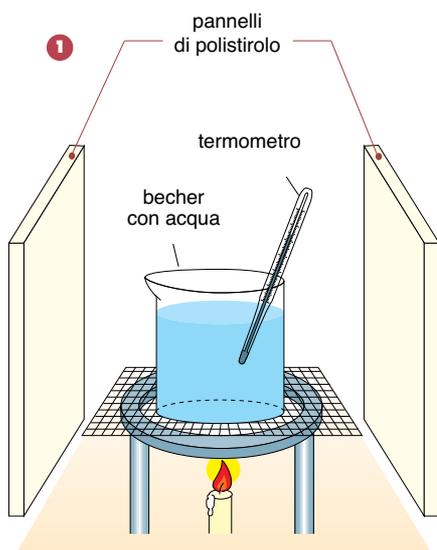
I joule assorbiti dall'acqua, che corrispondono a quelli prodotti nella combustione della candela, sono dati da:

$$q = m \times \Delta t \times C$$

dove Δt è l'intervallo termico ($t_2 - t_1$), C il calore specifico dell'acqua $4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \times ^\circ\text{C}}$, m la massa dell'acqua in grammi.

Fig. 1.

La candela deve lambire il fondo del becher. I pannelli di polistirolo riducono la dispersione di calore.



La massa della candela m_c che si è consumata nella combustione è data da:

$$m_c = (m_3 - m_4)$$

Il rapporto $\frac{q}{m_c}$ rappresenta i joule ceduti nella combustione di 1 g di

candela. Il valore teorico è di $32\,186 \frac{\text{J}}{\text{g}} = 32,2 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$.

TABELLA

$$m_1 = \dots\dots\dots \text{ g}$$

$$m_2 = \dots\dots\dots \text{ g}$$

massa
dell'acqua (m) = $m_2 - m_1 = \dots\dots\dots \text{ g}$

$$\Delta t = t_2 - t_1 = \dots\dots\dots \text{ }^\circ\text{C}$$

$$q = m \times \Delta t \times C = \dots\dots\dots \text{ Joule}$$

$$m_3 = \dots\dots\dots \text{ g}$$

$$m_4 = \dots\dots\dots \text{ g}$$

massa
della candela
consumata (m_c) = $(m_3 - m_4) = \dots\dots\dots \text{ g}$

$$\frac{q}{m_c} = \dots\dots\dots \text{ J/g}$$

Domande di verifica

- 1 Il calore di combustione sperimentale della candela come si presenta rispetto al valore teorico?
- 2 Quali sono le cause che determinano questa discordanza?

**VELOCITÀ
DI UNA REAZIONE**

Obiettivo di questo esperimento è costruire il grafico relativo alla velocità di reazione tra il carbonato di calcio (marmo) e l'acido cloridrico:



La reazione avviene con sviluppo di diossido di carbonio (CO_2) che si vede gorgogliare sotto forma di bollicine.

■ MATERIALE

- Bilancia analitica
- Becher
- Soluzione di HCl di definita concentrazione (1 M o 0,5 M)
- Pezzo di marmo (CaCO_3) ben sgrassato della grandezza di un fagiolo (4-5 g)
- Un vetrino da orologio
- Un cronometro

■ PROCEDIMENTO

1. Sul piattello della bilancia analitica poniamo il becher con la soluzione di HCl, il pezzo di marmo, il vetrino da orologio, e procediamo alla lettura della massa totale.
2. Dopo aver immerso il marmo nella soluzione cloridrica, copriamo il becher con il vetrino da orologio per evitare che si abbia perdita di materia, trasportata da CO_2 che si sviluppa e che si allontana dalla soluzione prevalentemente attraverso il becco del becher.
3. Facciamo scattare il cronometro e, ad intervalli di tempo di 1 minuto, leggiamo la massa di tutto il sistema.



Fig. 1.
Materiale per l'esperimento.



Fig. 2.
Letture della massa del sistema ad intervalli di tempo di 1 minuto.

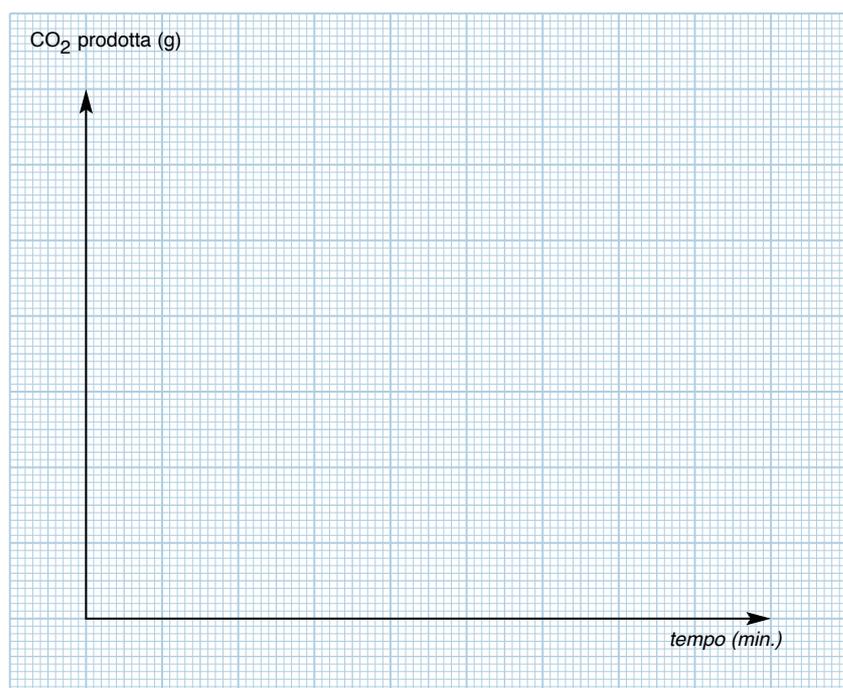
- Poiché la reazione chimica avviene in un becher aperto e quindi con perdita di CO_2 , il sistema (becher + marmo + soluzione di HCl) diminuisce man mano di massa.
- La differenza tra il primo valore letto alla bilancia analitica ed ogni altro valore registrato durante lo svolgimento della reazione indica la quantità totale di CO_2 che è stata prodotta dall'inizio dell'esperienza fino a quell'istante.

TEMPO IN MINUTI	MASSA (g) DI TUTTO IL SISTEMA	MASSA (g) DI CO_2 PRODOTTA
$t_0 =$	$m_0 =$
$t_1 =$	$m_1 =$	$m_0 - m_1 =$
$t_2 =$	$m_2 =$	$m_0 - m_2 =$
$t_3 =$	$m_3 =$	$m_0 - m_3 =$
$t_4 =$	$m_4 =$	$m_0 - m_4 =$
$t_5 =$	$m_5 =$	$m_0 - m_5 =$
$t_6 =$	$m_6 =$	$m_0 - m_6 =$

- Con i dati raccolti possiamo costruire la curva di formazione di CO_2 con il passare del tempo.
Riportando sull'asse delle ordinate la quantità in grammi di CO_2 prodotta e sull'asse delle ascisse il tempo in minuti, possiamo studiare la velocità di reazione tra il marmo e l'acido cloridrico.

Domande di verifica

- Usando come riferimento il grafico rappresentato, che cosa ci permette di valutare la velocità di reazione?
- In quale parte della curva la reazione è molto veloce?
- Come varia la velocità di reazione con il tempo?
- Quando la curva diventa piatta, ciò cosa sta ad indicare?



pH DI PRODOTTI COMMERCIALI



Fig. 1.
Tre soluzioni trattate con blu di bromotimolo: a sinistra acida, al centro neutra, a destra basica.

Obiettivo di questo esperimento è stabilire mediante l'impiego di indicatori se i prodotti commerciali presentano carattere acido, basico o neutro. Inoltre, con l'ausilio di un indicatore universale, vogliamo assegnare ad ognuno di essi un valore di pH (da 0 a 14).

■ MATERIALE

- Provette
- Becher
- Prodotti commerciali
- H₂O
- Indicatore blu di bromotimolo
- Cartina all'indicatore universale
- Bacchette di vetro

■ PROCEDIMENTO

1. Disciogliamo alcuni dei prodotti da analizzare in acqua (tè, sapone), mentre altri li lasciamo allo stato "naturale".
2. Poniamo ciascun prodotto in una provetta e lo trattiamo con alcune gocce di blu di bromotimolo.
3. Osserviamo il colore che assume l'indicatore.
4. Ricaviamo il valore di pH bagnando con una goccia del liquido del prodotto da analizzare una cartina all'indicatore universale.

PRODOTTO IN SOLUZIONE ACQUOSA O ALLO STATO PURO	COLORE ASSUNTO DAL BLU DI BROMOTIMOLO	CARATTERE	pH
Tè infuso			
Succo di limone			
Latte			
Vino bianco			
Shampoo normale			
Shampoo neutro			
Sapone normale			
Sapone neutro			
Sapone da bucato			
Aceto bianco			
Detersivo neutro			
Detersivo per lavatrice			

Fig. 2.
La cartina all'indicatore universale immersa nella soluzione acida assume una colorazione rossa che, confrontata con una scala cromatica, dà un pH = 1.



Domande di verifica

- 1 Perché il blu di bromotimolo si presta bene per definire il carattere acido, basico o neutro di un prodotto?
- 2 Perché con la cartina all'indicatore universale è possibile dare il valore specifico di pH di un prodotto?

IDROLISI
DI UN SALE

Obiettivo di questo esperimento è determinare l'acidità relativa o la basicità relativa di varie soluzioni di sali ed il loro pH.

■ MATERIALE

- Provette
- Porta provette
- Carta indicatrice di pH universale (intervallo 0-14)
- Indicatore blu di bromotimolo
- Matracci da 100 mL oppure da 250 mL
- Soluzioni 0,1 M di Na_2CO_3 , NH_4Cl , Na_2S , $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, CH_3COONa , KCl

■ PROCEDIMENTO

1. Numeriamo le provette da 1 a 6 e le poniamo in un portaprovette.
2. Versiamo 5,0 mL delle soluzioni saline secondo il seguente ordine:
 - provetta 1 Na_2CO_3
 - provetta 2 NH_4Cl
 - provetta 3 Na_2S
 - provetta 4 $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 - provetta 5 CH_3COONa
 - provetta 6 KCl
3. Con una pipetta versiamo due gocce di blu di bromotimolo in ciascuna provetta. Annotiamo le nostre osservazioni nella tabella dei dati.
4. Testiamo ciascuna soluzione con la carta indicatrice di pH e annotiamo il risultato.

■ DATI

TUBO DA SAGGIO	SALE	COLORE DELL'INDICATORE	pH
1			
2			
3			
4			
5			
6			

Domande di verifica

1 Completa le equazioni di dissociazione di Na_2CO_3 e di $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

2 Scrivi le equazioni di reazione di idrolisi di Na_2CO_3 e di NH_4Cl .

3 Per ogni saggio il risultato ottenuto con l'indicatore e con la carta di pH è confrontabile con quanto ci aspettavamo dalle reazioni di idrolisi? Cita qualche esempio.

4 Come viene spiegato il comportamento in acqua di $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$?

5 Il bicarbonato di sodio (NaHCO_3) viene spesso usato per contrastare l'eccesso di acidità dello stomaco. Spiega con la reazione di idrolisi come questo composto svolge la sua funzione.

RELAZIONE TRA IL pH E LA CONCENTRAZIONE DI UN SAPONE LIQUIDO ACIDO



Fig. 1. Prodotti con differente pH acido.

Obiettivo di questo esperimento è verificare come varia il valore di pH di diverse soluzioni di un sapone liquido acido, ottenute trattando la stessa quantità di sapone con volumi differenti di acqua.

MATERIALE

- Sapone liquido con pH = 3,5
- Acqua
- Cartina all'indicatore universale
- 4 becher da 100 mL
- Bacchetta di vetro

PROCEDIMENTO

1. Versiamo in ciascuno dei 4 becher 1 mL di sapone liquido con pH 3,5.
2. Non aggiungiamo acqua nel primo becher, mentre aggiungiamo, rispettivamente, 5 mL di acqua nel secondo, 10 mL nel terzo e 20 mL nel quarto.
3. Controlliamo il pH di ciascuna soluzione, bagnando con una goccia del liquido in esame una cartina all'indicatore universale.
Operiamo allo stesso modo con saponi liquidi acidi con differente pH.

	SAPONE SENZA AGGIUNTA DI ACQUA	SAPONE + 5 mL DI ACQUA	SAPONE + 10 mL DI ACQUA	SAPONE + 20 mL DI ACQUA
pH				

Domande di verifica

- 1 Perché eseguendo la misura di pH del sapone liquido con una cartina indicatrice universale, il valore ottenuto e quello riportato sull'etichetta del prodotto non coincidono?
- 2 Come varia il pH se diluiamo la soluzione del sapone?
- 3 Se diluiamo la soluzione del sapone, come varia l'acidità?

CONFRONTO
TRA DUE ANTIACIDI

Obiettivo dell'esperimento è verificare quale dei due composti, l'idrossido di magnesio $Mg(OH)_2$ e il bicarbonato di sodio $NaHCO_3$, presenta proprietà antiacide più spiccate.

■ MATERIALE

- Idrossido di magnesio
- Bicarbonato di sodio
- Due becher da 100 mL
- Indicatore blu di bromotimolo
- Buretta
- Matraccio da 250 mL
- Bacchetta di vetro
- Vetrino da orologio
- Soluzione 0,1 M di HCl (2,08 mL di HCl al 37% in un matraccio devono essere portati a 250 mL con acqua distillata)

■ PROCEDIMENTO

1. Con l'aiuto di un vetrino da orologio, pesiamo 0,100 g di $Mg(OH)_2$ e trasferiamo la sostanza in un becher.
2. Aggiungiamo 50 mL di acqua e 2 gocce di blu di bromotimolo.
3. Da una buretta che contiene acido cloridrico 0,1 M, dopo aver fatto l'azzeramento, facciamo scendere, goccia a goccia, l'acido nel becher contenente l'idrossido di magnesio.
4. Quando l'indicatore assume colorazione gialla, l'idrossido di magnesio è stato neutralizzato e, quindi, leggiamo il volume di HCl necessario per la neutralizzazione.
5. Ripetiamo il procedimento descritto con 0,100 g di bicarbonato di sodio.

Analizzando il consumo di acido cloridrico nelle due titolazioni, possiamo indicare quale delle due sostanze presenta proprietà antiacide più spiccate.

■ OSSERVAZIONI

Nella scelta di un antiacido occorre considerare anche gli effetti collaterali che può generare nell'organismo.

Domande di verifica

- 1 Nella titolazione che cosa indica il viraggio dell'indicatore verso il giallo?
- 2 Che tipo di reazione si verifica nella titolazione?
- 3 Tra l'idrossido di magnesio e il bicarbonato di sodio, quale sostanza presenta proprietà antiacide più spiccate?

SCALA DEGLI IONI AD ACQUISTARE ELETTRONI

Obiettivo di questo esperimento è ordinare gli ioni secondo la loro capacità decrescente ad acquistare elettroni, cioè dallo ione che presenta spiccata capacità a ridursi a quello che presenta minore capacità.

Per tale scopo eseguiamo una serie di prove in cui ciascun metallo viene messo a contatto con ioni di altri metalli.

■ MATERIALE

- 16 becher da 50 mL o 16 provette
- Imbuto
- Bacchetta di vetro
- Acqua distillata
- Carta vetrata fine per la pulitura delle lamine
- 4 lamine di zinco
- 4 lamine di piombo o granuli di piombo
- 4 lamine di rame
- 4 lamine di Mg
- Soluzione 0,25 M di $ZnSO_4$
(71,39 g di $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ in 1 L di soluzione)
- Soluzione 0,25 M di $Pb(NO_3)_2$
(82,80 g di $Pb(NO_3)_2$ in 1 L di soluzione)
- Soluzione 0,25 M di $CuSO_4$
(62,42 g di $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ in 1 L di soluzione)
- Soluzione 0,25 M di $Mg(NO_3)_2$
(64,10 g di $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ in 1 L di soluzione)

■ PROCEDIMENTO

1. Predisponiamo 16 becher etichettati secondo lo schema presentato in *Tabella* nella pagina seguente e versiamo, rispettivamente, 10 mL della soluzione di ciascun sale in quattro becher orizzontali.
2. Prendiamo nota del colore di ogni soluzione; altrettanto facciamo per il colore di ciascuna lamina.
3. Immergiamo le quattro lamine di magnesio in quattro becher contenente ciascuno una diversa soluzione (secondo la colonna verticale della *Tabella*).
4. Ripetiamo il procedimento con le altre lamine.
5. Aspettiamo almeno 10-15 minuti per osservare le variazioni macroscopiche che si sono verificate in ciascun becher (formazione di un deposito sulla lamina, variazione di colore della soluzione, ecc.)
6. Annotiamo in ciascuna casella della *Tabella* le nostre osservazioni.

Fig. 1.
Lamina di zinco immersa in una soluzione di Cu^{2+} . Dopo un po' di tempo lo zinco si ricopre di uno strato di rame.



■ TABELLA DELLE OSSERVAZIONI

	Mg	Pb	Zn	Cu
Zn ²⁺	1	2	3	4
Pb ²⁺	5	6	7	8
Mg ²⁺	9	10	11	12
Cu ²⁺	13	14	15	16

Domande di verifica

- 1 Quali fenomeni permettono di accertare che si è verificata una reazione di ossido-riduzione?
- 2 Quale ione tra quelli considerati presenta un maggior numero di reazioni di riduzione e, quindi, una maggiore capacità ad acquistare elettroni?
- 3 Quale ione tra quelli considerati presenta minore capacità ad acquistare elettroni?
- 4 Nel becher contenente Mg immerso in una soluzione acquosa di Mg²⁺ si nota la formazione di qualche bollicina. A quale reazione il fenomeno è dovuto?
- 5 Ordina gli ioni secondo la loro capacità decrescente ad acquistare elettroni.
- 6 Ordina i metalli secondo la loro capacità decrescente ad ossidarsi.

In una cella galvanica, tenendo separate le reazioni di ossidazione e di riduzione in due distinte semicelle, si ha un flusso di elettroni, cioè una corrente elettrica.

Obiettivo di questo esperimento è misurare la FEM di diverse celle galvaniche e confrontarle tra di loro.

La FEM di una cella galvanica assume sempre valore positivo.

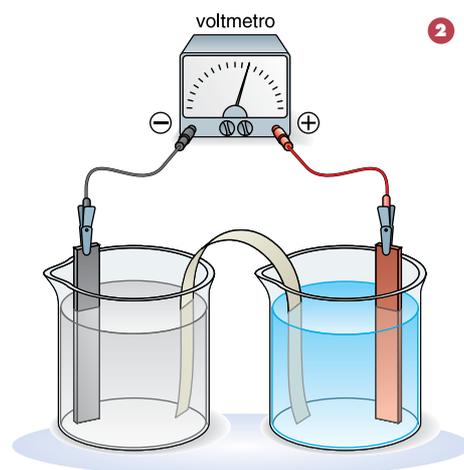
■ MATERIALE

- 3 becher da 100 mL
- Carta vetrata fine per la pulitura delle lamine metalliche
- Lamina di zinco
- Lamina di rame
- Lamina di piombo
- Tubo di vetro ad U
- Soluzione acquosa satura di KCl
- Gelatina (agar-agar in fogli o scaglie o in polvere disciolta in acqua calda)
- Batuffoli di cotone
- Carta assorbente
- Due cavetti con morsetti a coccodrillo e spinotti per il collegamento elettrico
- Un voltmetro in corrente continua (tester digitale o analogico) per la misura in volt della FEM di una pila
- Soluzione 1 M di ZnSO_4
(287,55 g di $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ in 1 L di soluzione)
- Soluzione 1 M di CuSO_4
(249,69 g di $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ in 1 L di soluzione)
- Soluzione 1 M di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
(331,21 g di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ in 1 L di soluzione)

■ PROCEDIMENTO

1. Versiamo in un becher 50 mL di soluzione di ZnSO_4 e vi immergiamo la lamina di zinco.
2. Versiamo in un secondo becher 50 mL di CuSO_4 e vi immergiamo la lamina di rame.
3. Con i cavi elettrici colleghiamo i due elettrodi metallici ad un voltmetro a corrente continua. I morsetti a coccodrillo sono agganciati alle lamine, mentre gli spinotti sono inseriti nell'apparecchio.
4. Osserviamo l'indice del voltmetro quando le due semicelle sono separate.
5. Colleghiamo le due semicelle mediante un ponte salino. Questo è un tubo di vetro (del diametro di 1-2 cm) piegato a U che è stato riempito di una soluzione satura di un elettrolita (KCl) addizionata a caldo di gelatina. La gelatina, raffreddandosi, rende il contenuto semirigido, cosicché il ponte salino è più comodo da maneggiare.

6. Le due estremità del tubo a U sono chiuse con due batuffoli di cotone.
7. Capolvogliamo il ponte salino e inseriamo ciascun ramo in una semicella (Fig. 1). Se si fosse formata una bolla di aria, che interrompesse la continuità del liquido, il ponte salino va rifatto. Il ponte salino può essere costituito da una striscia di carta assorbente, imbevuta di una soluzione satura di KCl, immersa nelle due soluzioni senza toccare gli elettrodi (Fig. 2).
8. Leggiamo sul voltmetro il valore di FEM.
9. Approntiamo altre celle galvaniche secondo lo schema in Tabella. Ogni volta che si passa da una cella ad un'altra è opportuno cambiare il ponte salino.



■ TABELLA

COPPIE ELEMENTI		VERSO DELLA CORRENTE	VALORE DI FEM
Zn	Cu
Zn	Pb
Pb	Cu

Domande di verifica

- 1 Una cella galvanica può funzionare senza il ponte salino?
- 2 Quale funzione svolge il ponte salino?
- 3 Quali reazioni si verificano nelle due semicelle a zinco e a rame?
- 4 Qual è la reazione globale che si verifica nella cella galvanica zinco-rame?
- 5 A che cosa corrisponde la corrente elettrica?
- 6 Qual è la direzione in cui fluiscono gli elettroni nel circuito esterno che unisce le lamine di zinco e di rame con il voltmetro?
- 7 In quale direzione fluiscono gli ioni nel ponte salino?
- 8 In quale cella galvanica si è avuto il valore più elevato di FEM?

Fig. 1.
Cella galvanica in cui il ponte salino è una soluzione di KCl e gelatina.

Fig. 2.
Cella galvanica in cui il ponte salino è carta da filtro imbevuta di soluzione di KCl.

RIDUZIONE DELL'OSSIDO DI RAME (II) CON LIMATURA DI FERRO

Obiettivo di questo esperimento è analizzare la reazione di ossido-riduzione che si verifica quando si scalda una miscela di ossido di rame (II) con limatura di ferro. L'ossido di rame (II) si riduce a rame metallico, mentre il ferro si ossida a ossido di ferro (II).



■ MATERIALE

- Vetrino da orologio
- Bunsen
- Pinza di legno
- Becher
- Provetta
- Limatura di ferro
- Ossido di rame (II)
- Acido cloridrico diluito



■ PROCEDIMENTO

1. In un vetrino da orologio mescoliamo 2 g di ossido di rame (II) e 3 g di limatura di ferro (Fig. 1a).
2. Versiamo questa miscela in una provetta e scaldiamo sulla fiamma calda di un Bunsen, fino ad incandescenza (Fig. 1b).
La miscela di ossido di rame e di ferro può anche essere scaldata in una capsula di porcellana posta su un triangolo di porcellana.
3. Una volta che si è verificata la reazione chimica, se lasciamo raffreddare la massa e la trasferiamo in un vetrino da orologio, distinguiamo l'ossido di ferro (II), di colore nero-azzurro, e il rame, di colore rosso (Fig. 1c).
4. Per separare il rame dall'ossido di ferro (II) e dal ferro in eccesso, la miscela ottenuta con la reazione viene trattata in un becher con acido cloridrico diluito.
Il rame si raccoglie sul fondo del becher (Fig. 1d).



Fig. 1.

- (a) Vetrino da orologio con ossido di rame (II) e limatura di ferro.
 (b) Si scalda la miscela fino ad incandescenza.
 (c) Nella massa raffreddata si distinguono l'ossido di ferro (II) (nero-azzurro) ed il rame (rosso).
 (d) Il rame si raccoglie sul fondo del becher.

Domande di verifica

- 1** Perché la reazione che si verifica in questa esperienza è di ossido-riduzione?
- 2** Scrivi l'equazione di reazione che si verifica nell'esperienza.
- 3** Perché per separare il rame dall'ossido di ferro (II) e dal ferro in eccesso si usa acido cloridrico?
- 4** Il colore verde della soluzione del becher a che cosa è dovuto?

REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE IN SOLUZIONE



Obiettivo di questo esperimento è verificare due reazioni chimiche di ossido-riduzione in soluzione che portano alla formazione di iodio, sostanza facilmente riconoscibile dal colore marrone.

■ MATERIALE

- Becher
- Cilindro
- Soluzione di ioduro di potassio, incolore
- Soluzione di iodato di potassio, incolore
- Soluzione diluita di permanganato di potassio, violetta
- Acido solforico concentrato
- Pipette

REAZIONE TRA IODURO DI POTASSIO E IODATO DI POTASSIO IN AMBIENTE ACIDO

■ PROCEDIMENTO

1. Versiamo in un becher 50 mL di soluzione di ioduro di potassio.
2. Acidifichiamo, goccia a goccia, **sotto cappa**, con 1 mL di H_2SO_4 concentrato prelevato con una pipetta.
3. Versiamo lentamente una soluzione di iodato di potassio nella soluzione acidificata di ioduro di potassio: si ha la formazione di un precipitato marrone di iodio (Fig. 1).

REAZIONE TRA IODURO DI POTASSIO E PERMANGANATO DI POTASSIO IN AMBIENTE ACIDO

■ PROCEDIMENTO

1. In un becher versiamo 50 mL di soluzione di ioduro di potassio e acidifichiamo con acido solforico concentrato, come nell'esperienza precedente.
2. Versiamo goccia a goccia il permanganato di potassio nella soluzione acidificata: si ha la formazione di un precipitato marrone di iodio (Fig. 2).



Domande di verifica

- 1 Dal punto di vista macroscopico, che cosa ci induce a pensare che i reagenti hanno variato il numero di ossidazione?
- 2 Tenendo conto che le due reazioni portano alla formazione di iodio molecolare, scrivi per ciascuna di esse la specifica equazione chimica.

FORMAZIONE DELLA RUGGINE

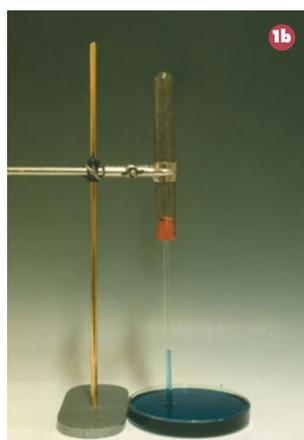
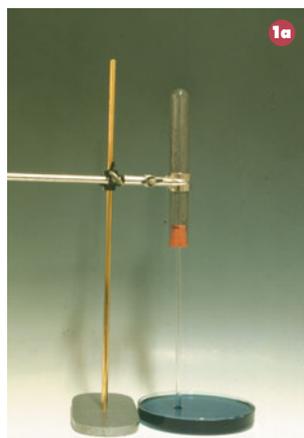
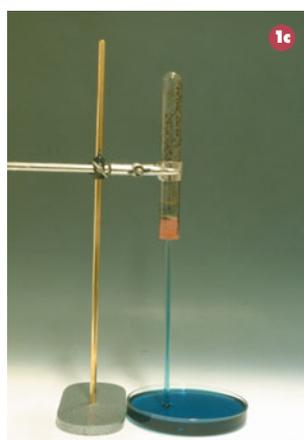


Fig. 1.
(a) (b) (c) La trasformazione della limatura di ferro in ruggine comporta consumo di ossigeno per cui l'acqua (colorata) sale nel tubo di vetro.



Il ferro, per esposizione all'aria umida, si trasforma in ruggine. Obiettivo di questo esperimento è dimostrare che nella formazione della ruggine si verifica una reazione di ossido-riduzione.

MATERIALE

- Provetta
- Limatura di ferro
- Tappo di gomma forato
- Tubo di vetro di piccolo diametro
- Piastra di Petri
- Acqua colorata con blu di metilene
- Asta di sostegno
- Pinza per fissare la provetta all'asta

PROCEDIMENTO

1. Cospargiamo di limatura di ferro la superficie interna di una provetta inumidita con acqua.
2. Chiudiamo la provetta con un tappo di gomma in cui è inserito un tubo di vetro di 0,5 cm di diametro e della lunghezza di 40 cm.
3. Fissiamo la provetta ad un sostegno in modo che il tubo di vetro sia immerso con una estremità nella piastra di Petri contenente l'acqua.
4. All'inizio della prova, l'acqua, nel tubo, si posiziona ad una certa altezza.
5. Aspettiamo per circa 30-45 minuti e registriamo l'altezza a cui l'acqua si è portata nel tubo. La maggior parte dell'ossigeno è stata consumata.
6. Assumendo che la variazione di volume dell'aria nel sistema sia dovuta solo alla rimozione dell'ossigeno, calcoliamo la percentuale in volume di ossigeno nell'aria con la seguente relazione:

$$\frac{\text{Volume ossigeno consumato}}{\text{Volume iniziale dell'aria}} \times 100$$

Domande di verifica

- 1 Perché nel tubo l'acqua è salita?
- 2 Il consumo di ossigeno con quale fenomeno può essere spiegato?
- 3 Quali sono i componenti che intervengono nella formazione della ruggine dal ferro?
- 4 Qual è la composizione chimica della ruggine?
- 5 Scrivi l'equazione di ossidazione del ferro.
- 6 Scrivi la reazione di riduzione dell'acqua con l'ossigeno.
- 7 Bilancia la reazione globale di ossido-riduzione.
- 8 Considerato che la percentuale in volume di ossigeno dell'aria è del 21%, qual è l'errore percentuale della misura eseguita?

DETERMINAZIONE DEL VALORE DELLA COSTANTE DI FARADAY

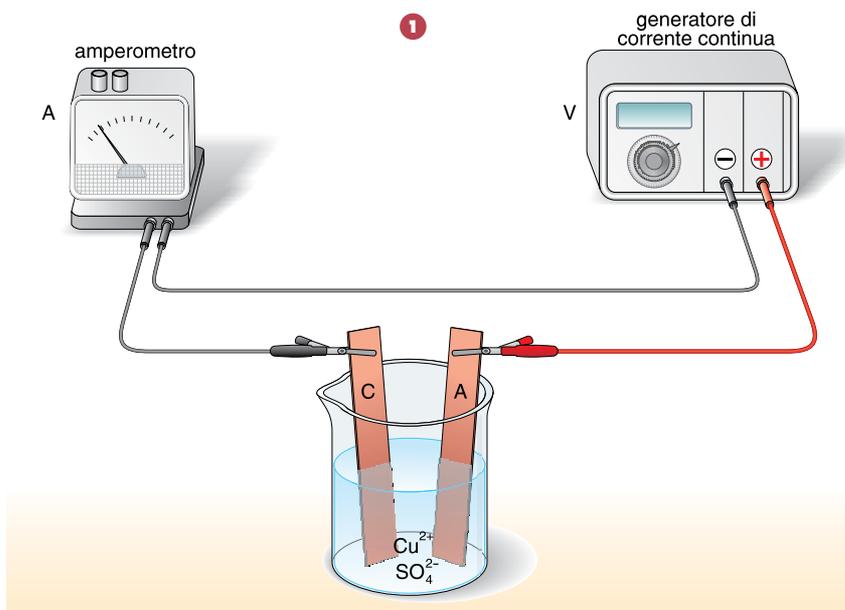
Obiettivo dell'esperimento è determinare la quantità di corrente corrispondente ad 1 Faraday.

■ MATERIALE

- Becher
- Soluzione di solfato di rame (II) 1 M
- Acqua distillata
- Alcool etilico denaturato (o acetone)
- Due lamine di rame ben pulite
- Generatore di corrente continua
- Amperometro o tester
- Morsetti con fili di collegamento
- Cronometro (contasecondi)
- Bilancia con sensibilità di 0,001 g

■ PROCEDIMENTO

1. Prendiamo due lamine di rame ben pulite e per distinguerle scriviamo con un pennarello le lettere A (anodo) e C (catodo) su ciascuna estremità. Le pesiamo e prendiamo nota delle loro masse.
2. Introduciamo le due lamine in un becher contenente una soluzione di solfato di rame (II) 1 M, e le sistemiamo in modo che non possano toccarsi.
3. Colleghiamo le due lamine, mediante morsetti e fili, ad un generatore di corrente continua secondo lo schema di Fig. 1, dove l'elettrodo indicato con C è collegato al polo negativo del generatore. In serie al circuito è inserito un amperometro.



4. Una volta chiuso l'interruttore del generatore di corrente, facciamo partire il cronometro; quindi posizioniamo rapidamente il generatore a 0,5 V.
5. Leggiamo, sull'amperometro, il valore dell'intensità di corrente corrispondente che manteniamo costante per tutto l'esperimento agendo, se necessario, sulla forza elettromotrice del generatore che deve essere < 1 V.
6. Dopo circa 30 minuti, alla fine dell'esperimento, leggiamo con esattezza il tempo (t) sul contasecondi.
7. Senza interrompere la corrente, solleviamo dal becher il catodo, lo laviamo con acqua e, quindi, stacciamo i morsetti. Il catodo è lavato ancora con alcool etilico (o acetone), e poi essiccato in stufa a 60-70 °C oppure asciugato con un phon.
8. Pesiamo il catodo e prendiamo nota della sua massa; per differenza con la massa iniziale otteniamo la quantità (m) in g di Cu depositato.

INTENSITÀ DI CORRENTE IN AMPERE	DURATA DELL'ELETTROLISI IN SECONDI	QUANTITÀ DI CORRENTE	MASSA INIZIALE DEL CATODO (m_{iC})	MASSA FINALE DEL CATODO (m_{fC})	MASSA DEPOSITATA AL CATODO (m)
.....

Domande di verifica

- 1 Scrivi la dissociazione di CuSO_4 in acqua.
- 2 Scrivi la reazione che si verifica al catodo.
- 3 Determina la quantità di corrente che è passata nella cella elettrolitica ($Q = i \times t$).
- 4 Determina la massa (m) di Cu che si è depositata al catodo.
- 5 Sapendo che la massa molare di Cu è 63,55 g/mol, con la seguente proporzione determina il valore della costante di Faraday:

$$1 F : \frac{M_{\text{Cu}}}{2} = (i \times t) : m \text{ (g)}$$

- 6 Quali possono essere le cause di discordanza tra il valore teorico di F e quello trovato sperimentalmente?

**PREPARAZIONE
DEL SAPONE**

I grassi solidi o liquidi sono per la maggior parte dei trigliceridi, cioè esteri della glicerina e di acidi grassi. Obiettivo di questo esperimento è quello di dimostrare come, mediante la saponificazione dei trigliceridi con idrossido di sodio, si arrivi alla formazione del sapone. Si ottengono come prodotti glicerina e sali di sodio degli acidi carbossilici che costituiscono il sapone.

MATERIALE

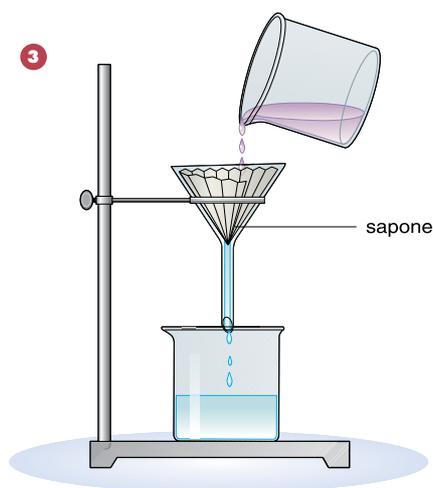
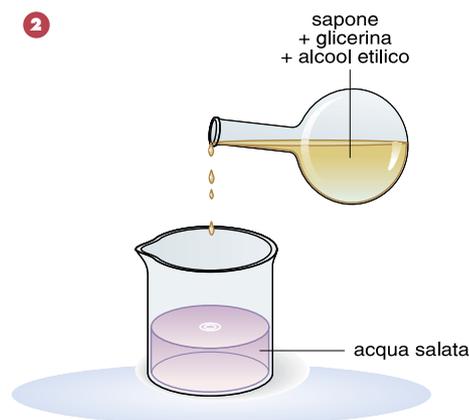
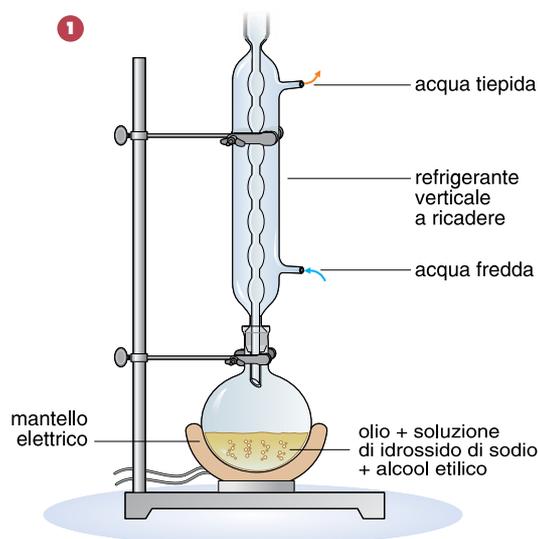
- Pallone come contenitore
- Refrigerante a ricadere ad acqua
- Becher
- Imbuto di vetro o imbuto büchner
- Carta da filtro
- Etanolo
- Idrossido di sodio in pastiglie
- Olio di arachidi o olio di oliva oppure un grasso
- Soluzione di cloruro di sodio in acqua
- Mantello elettrico riscaldante

PROCEDIMENTO

1. Introduciamo in un pallone 80 mL di acqua, 20 mL di etanolo e 30 g di idrossido di sodio in pastiglie.
2. Agitiamo il pallone per permettere la dissoluzione dell'idrossido di sodio e, quindi, aggiungiamo 10 mL di olio di oliva o di arachidi.
3. Collochiamo il pallone, al quale è stato adattato il refrigerante a ricadere ad acqua, sul mantello elettrico riscaldante.
4. Manteniamo all'ebollizione la miscela contenuta nel pallone per 30-40 minuti circa (Fig. 1).
5. Lasciamo raffreddare il pallone e versiamo il suo contenuto in un becher da 400 mL contenente 150 mL di una soluzione fredda di NaCl in acqua (Fig. 2).
6. Il sapone che si forma è insolubile in acqua, per cui precipita e lo separiamo mediante filtrazione (Fig. 3) con carta da filtro a pieghe in un imbuto di vetro o con un imbuto büchner per aspirazione.
7. Il sapone nel filtro è lavato con acqua distillata.

Domande di verifica

- 1 Perché viene aggiunto alcool etilico alla miscela di reazione nella preparazione dei saponi?
- 2 Qual è la costituzione chimica di un sapone?
- 3 La saponificazione a che tipo di reazione corrisponde?
- 4 Quali impurezze vengono rimosse dal sapone mediante lavaggio con acqua distillata?



RICONOSCIMENTO DELLE ALDEIDI CON IL REATTIVO DI FEHLING

Obiettivo di questo esperimento è dimostrare come le aldeidi, reagendo con il liquido di Fehling, danno un precipitato rosso-mattone di Cu_2O .

■ MATERIALE

- Provette
- Bunsen
- Aldeide acetica (etanale)
- Soluzione di Fehling.

La soluzione di Fehling è costituita da due reattivi A e B che si mescolano al momento dell'uso.

Soluzione A: 36,64 g di $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ con 0,5 mL di H_2SO_4 diluito, il tutto portato a 500 mL con H_2O .

Soluzione B: 173 g di sale di Seignette (tartrato di potassio e di sodio) con 60 g di NaOH, il tutto portato a 500 mL con H_2O .

Quando si mescolano i due reattivi, gli ioni rameici non precipitano come $\text{Cu}(\text{OH})_2$ perché formano uno ione complesso con lo ione tartrato.

■ PROCEDIMENTO

1. Versiamo in una provetta 2 mL del liquido di Fehling e 2 mL di aldeide acetica (o di un'altra aldeide) (Fig. 1a).
2. Dopo riscaldamento osserviamo la formazione di un precipitato rosso-mattone di ossido di rame (I) Cu_2O , (Fig. 1b).

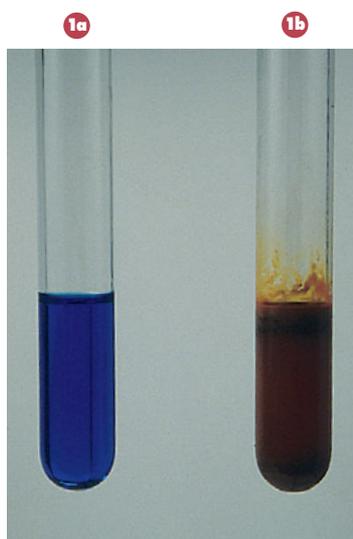


Fig. 1.

(a) Aldeide acetica con il liquido di Fehling.

(b) Precipitato rosso-mattone di ossido di rame (I), Cu_2O , dopo il riscaldamento.

Domande di verifica

- 1 In che ambiente si verifica la reazione in esame?
- 2 Si può dire che l'aldeide è un riducente?
- 3 Qual è il prodotto di ossidazione dell'aldeide acetica nella reazione redox in esame?
- 4 Esistono composti di interesse biologico che contengono il gruppo aldeidico?

DETERMINAZIONE VOLUMETRICA DEL LATTOSIO NEL LATTE

Obiettivo dell'esperimento è determinare la quantità di lattosio che riduce completamente un dato volume di liquido di Fehling, considerato che il lattosio è uno zucchero riducente.

■ MATERIALE

- Beuta da 100 mL
- Latte
- Acido acetico concentrato
- Bunsen
- Bagnomaria
- Imbuto
- Filtro
- Becher
- Soluzione all'1% di blu di metilene
- Reattivo di Fehling:

Soluzione A: 36,64 g di $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ con 0,5 mL di H_2SO_4 diluito, il tutto portato a 500 mL con H_2O .

Soluzione B: 173 g di sale di Seignette (tartrato di potassio e di sodio) con 60 g di NaOH, il tutto portato a 500 mL con H_2O .

■ PROCEDIMENTO

1. Per il dosaggio del lattosio nel latte versiamo 5 g di latte in una beuta da 100 mL, diluiamo con 60 mL di acqua distillata e aggiungiamo 4-5 gocce di acido acetico concentrato.
2. Scaldiamo a bagnomaria, cioè con il becher immerso in acqua bollente, fino a quando si separano le sostanze proteiche che trascinano anche il grasso.
3. Raffreddiamo il tutto a 15 °C, portiamo con acqua al volume di 100 mL, agitiamo e filtriamo con un filtro asciutto.
Nel liquido filtrato determiniamo il lattosio per via volumetrica con il reattivo di Fehling.
4. In una beuta da 100 mL versiamo 5 mL del reattivo A e 5 mL del reattivo B di Fehling.
5. Al liquido di Fehling, portato all'ebollizione con la fiamma di un Bunsen, aggiungiamo mediante una buretta circa 30 mL di siero, cioè un volume di poco inferiore a quello necessario per la decolorazione completa, e scaldiamo di nuovo all'ebollizione per ancora 6 minuti.

6. Circa un minuto prima del tempo fissato trattiamo il liquido contenuto nella beuta con poche gocce di una soluzione di blu di metilene e, continuando l'ebollizione facciamo cadere dalla buretta altra soluzione di lattosio fino a scomparsa della colorazione azzurra del blu di metilene, che rappresenta la fine della titolazione.

In presenza di lattosio, che è uno zucchero riducente, nella beuta si ha formazione di un precipitato rosso-bruno di ossido rameoso.

Il blu di metilene ha la proprietà di decolorarsi all'ebollizione in presenza di un minimo eccesso di zucchero riducente in soluzione alcalina.

■ CALCOLI

Tenendo conto della diluizione effettuata, e indicando con n i mL di siero impiegato, la percentuale di lattosio è data da:

$$\text{lattosio \%} = \frac{0,0678 \times 100}{n} \times 20$$

Il fattore 0,0678 rappresenta i grammi di lattosio necessari a ridurre i 10 mL del reattivo

Il valore normale di lattosio nel latte è di 4,5-4,6 %.

Domande di verifica

- 1 Quale ruolo svolge l'acido acetico che viene aggiunto al latte?
- 2 Qual è il gruppo funzionale che determina le proprietà riducenti del lattosio?
- 3 Qual è la funzione del blu di metilene nella determinazione volumetrica del lattosio?

Obiettivo dell'esperimento è dimostrare, con semplici metodi, la presenza di proteine in un campione.

Infatti le soluzioni proteiche danno una reazione colorata quando vengono trattate con reattivi specifici.

■ MATERIALE

- Provette
- Bunsen
- Imbuto di vetro e carta da filtro
- Bacchetta di vetro
- Soluzione all'1% di $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (si pesa 1 g di solfato rameico e con acqua distillata si porta al volume di 100 mL)
- Soluzione di NaOH al 10% (si pesano 10 g di idrossido di sodio e con acqua distillata si portano al volume di 100 mL)
- Acido nitrico concentrato
- Reattivo di Millon
- Varie sostanze (albume di uovo, carne macinata, formaggio)

REAZIONE DEL BIURETO

Le proteine delle sostanze alimentari, per la presenza dei legami peptidici, reagiscono con gli ioni rameici, in ambiente alcalino, formando un complesso di colore viola (reazione del biureto).

Questa reazione cromatica è positiva con tutte le proteine, perché è dovuta a più legami peptidici ($-\text{NH}-\text{CO}-$) in una stessa molecola. Infatti necessitano 2 o più legami peptidici in una stessa molecola perché si formi il complesso colorato.

■ PROCEDIMENTO

1. Trasferiamo un albume di uovo in un becher, e diluiamo con acqua distillata. Con una bacchetta di vetro mescoliamo molto bene.
2. Filtriamo l'albume con un imbuto di vetro, in cui abbiamo sistemato la carta, e raccogliamo il filtrato in un becher.
3. Versiamo in una provetta 3 mL di albume filtrato e 3 mL di acqua distillata.
4. Aggiungiamo nella provetta 2 mL della soluzione di idrossido di sodio e, goccia a goccia, la soluzione di solfato rameico. Agitiamo la provetta per mescolare.

La formazione di una colorazione che varia dal rosso-porpora al viola indica la presenza di proteine nella soluzione.

REAZIONE XANTOPROTEICA

Questa reazione è caratteristica degli amminoacidi che contengono un anello aromatico, come la fenilalanina o la tirosina oppure il triptofano.

Infatti, trattando con acido nitrico concentrato un campione proteico contenente questi amminoacidi, si forma un nitrocomposto di colore giallo.

La colorazione gialla che si forma quando l'acido nitrico concentrato viene a contatto con la pelle delle mani è dovuta alla reazione xantoproteica con le proteine in essa contenute.

■ PROCEDIMENTO

1. Introduciamo una porzione di albume di uovo in un becher da 250 mL;
2. Aggiungiamo poca acqua distillata (5-10 mL) e agitiamo con una bacchetta fino ad ottenere un miscuglio abbastanza omogeneo.
3. In una provetta versiamo 2 mL del campione preparato, e aggiungiamo 1 mL di HNO_3 concentrato.
4. Osserviamo un precipitato bianco che, con il riscaldamento, diventa giallo.

Si può osservare una colorazione simile scaldando, con precauzione con acido nitrico concentrato in una provetta, pezzetti di carne o di formaggio, un po' di latte, grani di cereali, farine, piselli o fagioli.

Anche la piuma di un volatile, immersa in acido nitrico concentrato, si colora di giallo.

ATTENZIONE!
• Operare con prudenza sotto cappa.

REAZIONE DI MILLON

Questa reazione è caratteristica dell'amminoacido tirosina. I composti mercurici in ambiente fortemente nitrico (reattivo di Millon) si condensano con il gruppo fenolico dell'amminoacido tirosina, formando un complesso di colore rosso.

■ PROCEDIMENTO

1. Versiamo in una provetta 2 mL di una soluzione del campione (soluzione di tirosina).
2. Aggiungiamo 0,5 mL del reattivo di Millon e scaldiamo dolcemente. Si forma un complesso di colore rosso.

Domande di verifica

- 1 Che cosa indica il fatto che tutte le proteine si comportano allo stesso modo nelle reazioni considerate?
- 2 La reazione del biureto a che cosa è dovuta?
- 3 La reazione xantoproteica di quali amminoacidi è caratteristica?

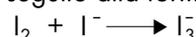
RICONOSCIMENTO
DELL'AMIDO

La soluzione di un amido dà con il reattivo di Lugol una colorazione caratteristica blu intenso. L'obiettivo di questo esperimento è verificare se un alimento contiene amido.

■ MATERIALE

- Amido solubile
- Bunsen, treppiedi e reticella
- Bacchetta di vetro
- Contagocce

- Reattivo di Lugol: è una soluzione acquosa di I₂ e di KI. Per preparare questo reattivo si introducono 1 g di iodio e 1 g di ioduro di potassio in una provetta contenente 10 mL di acqua distillata. Si agita con una bacchetta fino a quando lo iodio passa in soluzione in seguito alla formazione di un complesso:



■ PROCEDIMENTO

1. Introduciamo amido solubile, in piccola quantità, in una provetta, aggiungiamo alcuni mL di acqua per portarlo in soluzione, e quindi da 2 a 5 gocce del reattivo di Lugol.
2. Aspettiamo che si abbia formazione di un complesso colorato intensamente di azzurro, che conserviamo come campione di riferimento.
3. Ripetiamo la prova con pezzetti di altri alimenti che vengono schiacciati e trattati con 5-10 mL di acqua.
4. Agitiamo vigorosamente fino a formare una sospensione. Quindi aggiungiamo da 2 a 5 gocce del reattivo di Lugol, e confrontiamo il risultato di ciascuna prova con quella di riferimento, per avere conferma della presenza o dell'assenza di amido.

■ OSSERVAZIONI

Lo iodio del reattivo di Lugol forma un composto di inclusione, alterando le proprietà fisiche del polisaccaride, in particolare l'assorbimento della luce. L'assorbimento dello iodio alla catena del polisaccaride è reversibile, per cui con il riscaldamento il colore sparisce.

Il saggio di Lugol risulta positivo anche con il glicogeno: in questo caso il colore di assorbimento dello iodio è rosso-marrone.

Domande di verifica

- 1 Nella preparazione del reattivo di Lugol, qual è la funzione dello ioduro di potassio?
- 2 La reazione che si verifica tra lo iodio e l'amido a che cosa è dovuta?
- 3 La colorazione blu intenso dello iodio con l'amido si mantiene anche dopo riscaldamento? Motiva la risposta.

SAGGIO CON IL REATTIVO DI LUGOL	POSITIVO	NEGATIVO
Pane		
Zucchero		
Pasta		
Patate		
Verdura		
Frutta		

DETERMINAZIONE DELLA DUREZZA DI UN'ACQUA CON L'EDTA

Per durezza di un'acqua s'intende il suo contenuto in ioni Ca^{2+} ed Mg^{2+} . La durezza di un'acqua viene di norma espressa in gradi francesi ($^{\circ}\text{F}$), dove 1°F corrisponde a 1 mg di CaCO_3 in 100 mL di acqua. Con questo metodo pertanto gli ioni Ca^{2+} ed Mg^{2+} sono espressi come CaCO_3 . Obiettivo di questo esperimento è determinare la durezza di un'acqua, con una precisione di $0,2^{\circ}\text{F}$, applicando il metodo volumetrico all'EDTA.

■ MATERIALE

- Soluzione titolante: soluzione 0,01 M di sale bisodico dell'acido etilen diammino tetraacetico biidrato (EDTA) (3,72 g di EDTA in 1000 mL di soluzione)
- Soluzione tampone a pH 10 (70 g di NH_4Cl vengono aggiunti a 507 mL di soluzione concentrata di ammoniaca al 32% e si diluisce a 1000 mL).
- Indicatore: una miscela solida di 1 parte di Nero Eriocromo T (NET) e 99 parti di NaCl.
- Becher
- Matracci da 1000 mL
- Buretta da 50 mL
- Cilindri graduati
- Acqua distillata
- Spatola

■ PROCEDIMENTO

1. Versiamo 100 mL dell'acqua in esame in un becher, aggiungiamo 10 mL della soluzione tampone e una punta di spatola dell'indicatore Nero Eriocromo T. Mentre con acqua distillata l'indicatore è di colore blu, con un'acqua dura (ricca di ioni Ca^{2+} ed Mg^{2+}) assume una colorazione rossa.
2. Aggiungiamo lentamente, mediante una buretta, la soluzione titolante di EDTA al campione di acqua e agitiamo in continuazione.
3. Quando appare il colore blu dell'indicatore libero la titolazione ha termine, per cui smettiamo di fare gocciolare dalla buretta la soluzione titolante.
4. Leggiamo alla buretta il volume in mL di EDTA che è stato impiegato e prendiamo nota di tale valore.

■ CALCOLI

Se si usa la soluzione 0,01 M, ogni mL di EDTA aggiunto all'acqua campione corrisponde a 1°F . Pertanto la durezza di un'acqua è data dai mL di EDTA impiegati nella titolazione.

■ OSSERVAZIONI

Quando all'acqua si aggiunge il Nero Eriocromo T, questo si lega con parte degli ioni calcio e magnesio presenti in soluzione formando un complesso di colore rosso.

Durante la titolazione, l'EDTA si combina con gli ioni liberi Ca^{2+} ed Mg^{2+} presenti in soluzione. La stabilità del complesso dell'EDTA con lo ione magnesio è bassa e la titolazione non può essere eseguita in ambiente acido, per cui si aggiunge il tampone a $\text{pH} = 10$. Comunque il pH deve essere al disotto di quello al quale lo ione magnesio tenderebbe a precipitare come $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Alla fine della titolazione, l'EDTA distrugge il complesso del Nero Eriocromo T sottraendogli Ca^{2+} ed Mg^{2+} , e l'indicatore cambia di colore passando dal rosso al blu.

Domande di verifica

- 1** La colorazione rossa che si ha per aggiunta di Nero Eriocromo T all'acqua a che cosa è dovuta?
- 2** Perché è necessario tamponare la soluzione a $\text{pH} 10$?
- 3** Quando ha termine la titolazione della durezza dell'acqua?
- 4** Il cambio di colore della soluzione alla fine della titolazione a che cosa è dovuto?