

Paolo PISTARÀ

# Laboratorio

Chimica in azione



LA APP LIBERA  
PER ALLENARSI  
E IMPARARE



 **Atlas**

Ulteriori Contenuti digitali integrativi sono disponibili sul sito della Casa Editrice  
[www.edatlas.it](http://www.edatlas.it)

Paolo PISTARÀ

# Laboratorio

Chimica in azione

Atlas

Autore: Paolo Pistarà © Copyright 2019 Istituto Italiano Edizioni ATLAS

Coordinamento redazionale: Atlas s.r.l.

Coordinamento grafico: Massimiliano Micheletti

Progetto Grafico: Appears s.r.l.

Copertina: Appears s.r.l.

Videoimpaginazione: Atlas s.r.l.

Redazione e correzione bozze del testo base e del manuale di laboratorio: Paolo Pistarà

Indice generale e indice analitico: Paolo Pistarà

Coordinamento iconografico: Marco Cattaneo

Ricerca iconografica: Appears s.r.l., ATLAS

Ideazione e preparazione dei disegni: Paolo Pistarà

Copyright © Paolo Pistarà per le fotografie da lui realizzate e pubblicate nell'Opera

(vedi dettaglio su <https://www.edatlas.it/it/referenze>)

Coordinamento risorse digitali: Silvia Gadda

Produzione libro digitale e risorse online: Atlas s.r.l., XTRA s.r.l., Appears s.r.l.

Progetto e testi dei video esperimenti di laboratorio: Paolo Pistarà

senzaLIBRO: Atlas s.r.l. (ideazione e produzione); Appears s.r.l. (ideazione, sviluppo e redazione dei contenuti)

In copertina: Suttipon Yakham © Shutterstock

Traduzione dei testi in inglese: Cristina De Marchi

Autori dei disegni: Vavassori & Vavassori; Kroma s.n.c.

L'autore ringrazia per la collaborazione Mariella Brusaporci.

Si ringrazia Cristina Scarioni per i disegni.

Il marchio **Libro in Chiaro** mette in evidenza le qualità del libro di testo e con la **Carta d'Identità** – in modo semplice, immediato e trasparente – indica gli elementi di cui è composto, descrivendone gli aspetti qualitativi e quantitativi, la validazione del processo produttivo, le modalità di rapporto con l'utente e l'osservanza delle norme di legge etico-comportamentali. Scopri, con la Carta d'Identità, la storia di ogni libro visitando il sito della Casa Editrice.

L'accesso a tutti i contenuti digitali è riservato all'utente registrato, che ha accettato le relative condizioni generali di licenza d'uso riportate sul sito della Casa Editrice. Tale licenza non è trasferibile a terzi.

Il presente volume è conforme alle Indicazioni Nazionali e alle disposizioni ministeriali in merito alle caratteristiche tecniche e tecnologiche dei libri di testo.

Per fini esclusivamente didattici, nei volumi a stampa e relativi supporti vengono indicati link a siti internet di terze parti.

I diritti di traduzione, di memorizzazione elettronica, di riproduzione e di adattamento totale o parziale, con qualsiasi mezzo (compreso i microfilm e le copie fotostatiche) sono riservati per tutti i Paesi.

Informazioni per studenti non vedenti, ipovedenti, disabili motori o con disturbi specifici dell'apprendimento

sul sito [www.edatlas.it/it/supporto/domande-frequenti](http://www.edatlas.it/it/supporto/domande-frequenti)

Le fotocopie per uso personale del lettore possono essere effettuate nei limiti del 15% di ciascun volume/fascicolo di periodico dietro pagamento alla SIAE del compenso previsto dall'art. 68, commi 4 e 5 della legge 22 aprile 1941, n. 633.

Le riproduzioni diverse da quelle sopra indicate (per uso non personale - cioè, a titolo esemplificativo, commerciale, economico o professionale - e/o oltre il limite del 15%) potranno avvenire solo a seguito di specifica autorizzazione rilasciata da EDISER Srl, società di servizi dell'Associazione Italiana Editori, attraverso il marchio CLEARedi Centro Licenze e Autorizzazioni Riproduzioni Editoriali. Informazioni: [www.clearedi.org](http://www.clearedi.org)

Proprietà letteraria riservata.

**La casa editrice ATLAS opera con il Sistema Qualità conforme alla nuova norma UNI EN ISO 9001:2015 certificato da IIP CERTICARGRAF**

© Copyright 2019 - Istituto Italiano Edizioni Atlas

Via Crescenzi, 88 – 24123 Bergamo – Tel. 035.249711 – Fax 035.216047 – [www.edatlas.it](http://www.edatlas.it)

Stampa: Errestampa, Orio al Serio (Bergamo)

Prima edizione: Marzo 2019

Ristampa

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

Anno

19 20 21 22 23 24



Questo libro è stampato  
su carta che rispetta la foresta

# Presentazione

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 **45 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







senza  
**LIBRO**

## LA APP DI ATLAS PER IMPARARE GIOCANDO

10 minuti prima di cena o sull'autobus? In sala d'attesa dal dentista o tra una materia e l'altra? Quando sei senza libro, gioca e allenati con la app di Atlas! **senzaLIBRO** è un applicativo per **tablet** e **smartphone** per studiare in **sintonia con le tue abitudini e i tuoi ritmi quotidiani**.



### Facilissima da usare



**senzaLIBRO** è una app **facilissima da usare**. Funziona su tablet e smartphone di tutte le marche e per usarla bastano 3 mosse.

- 1 Scarica la app **senzaLIBRO** dallo store.
- 2 Fotografa la copertina di questo libro.
- 3 Accedi a **tutte le risorse liberamente**, senza bisogno di login o password.

### Tanti contenuti sempre in tasca

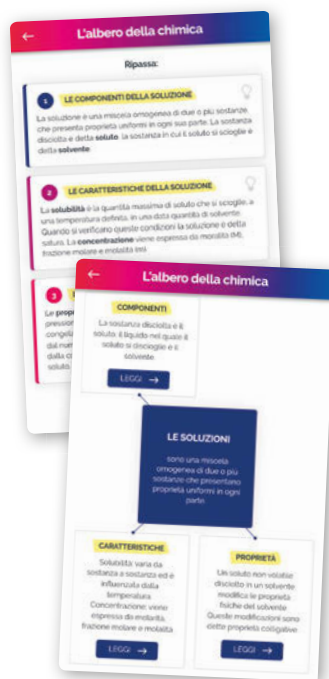
Per lo studio della chimica, **senzaLIBRO** offre quiz, video, sintesi e mappe didatticamente efficaci, secondo una divisione **capitolo per capitolo**.



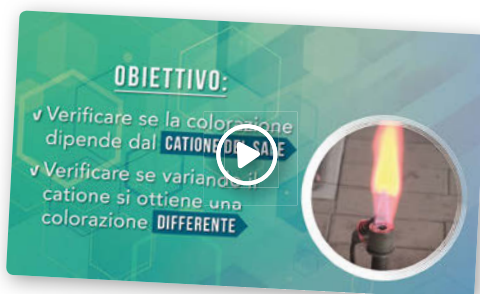
**24 quiz** a tempo e difficoltà crescente, per rinforzare le competenze in modo divertente (didattica ludica) e imparare mettendosi alla prova (*learning by doing*).

**24 sintesi** brevi e immediate per mettere in sicurezza i concetti fondamentali della disciplina.

**24 mappe espandibili** per organizzare le informazioni in forma grafica.



**15 video e animazioni** per osservare i fenomeni e comprenderli da tutti i punti di vista.



### Dettagli tecnici

- Disponibile per **Android** e **iOS**, per **smartphone** e **tablet**.
- **Non richiede registrazione e login**.
- Tutti i contenuti, eccetto i video, sono disponibili **offline**.



# Indice generale

## INTRODUZIONE

### ALL'ATTIVITÀ DI LABORATORIO

1. Sicurezza nel laboratorio di chimica 7
2. Antichi pittogrammi 9
3. I prodotti chimici cambiano etichetta (Regolamento CLP)
  - Frasi H: codici di indicazione di pericolo 13
  - Frasi EUH: codici di indicazioni di pericolo supplementari 14
- 12 principi della chimica verde* 15
4. Strumenti chimici di misura 16
  - Strumenti di misura di volume 16
  - Strumento di misura della massa: la bilancia 19
5. Lo spettrofotometro UV-VISIBILE 20

### Problem solving in laboratorio

### ESPERIENZE DI LABORATORIO

1. Miscele eterogenee e miscele omogenee 24
2. Separazione dei componenti di una miscela eterogenea 26
3. Calorimetro: fusione del ghiaccio 27
4. Determinazione della densità dei liquidi 29
5. Curve di fusione e di solidificazione 31
6. Separazione delle sostanze colorate mediante cromatografia su carta 33
7. Purificazione di un composto solido mediante cristallizzazione 35
8. I volumi di liquidi miscibili non si sommano tra loro 37
9. Diffusione dei gas 38
10. Preparazione di una soluzione 39
11. Legge della composizione costante (Legge di Proust) 40
12. Le dimensioni molecolari e la costante di Avogadro 42
13. Formula di un sale idrato ( $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ) 44
14. Le trasformazioni chimiche 46
15. Preparazione di sostanze gassose 47
16. La stechiometria di una reazione 49

17. Determinazione del valore del volume molare di un gas 51
18. Misura della solubilità di una sostanza 54
19. Solubilità di una sostanza al variare della temperatura 56
20. Polarità dei liquidi 58
21. Miscibilità dei liquidi 59
22. Solubilità dei solidi nei liquidi 60
23. Conducibilità elettrica di alcune sostanze e loro soluzioni 61
24. Diluizione di una soluzione di  $\text{KMnO}_4$  63
25. Determinazione della concentrazione di una soluzione di  $\text{KMnO}_4$  con lo spettrofotometro 65
26. Scambio di energia tra un composto ionico e l'acqua 67
27. Relazione tra moli e massa 68
28. Combustione di una candela 70
29. Velocità di una reazione 72
30. pH di prodotti commerciali 74
31. Idrolisi di un sale 75
32. Relazione tra il pH e la concentrazione di un sapone liquido acido 76
33. Confronto tra due antiacidi 77
34. Scala degli ioni ad acquistare elettroni 78
35. Riduzione dell'ossido di rame(II) con limatura di ferro 80
36. Reazioni di ossido-riduzione in soluzione 81
37. Formazione della ruggine 82
38. Celle voltaiche o galvaniche 83
39. Determinazione del valore della costante di Faraday 85
40. Preparazione del sapone 87
41. Riconoscimento delle aldeidi con il reattivo di Fehling 88
42. Determinazione volumetrica del lattosio nel latte 89
43. Ricerca delle proteine 91
44. Riconoscimento dell'amido 93
45. Determinazione della durezza di un'acqua con l'EDTA 95



# 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. Quali comportamenti, tu studente, devi osservare?

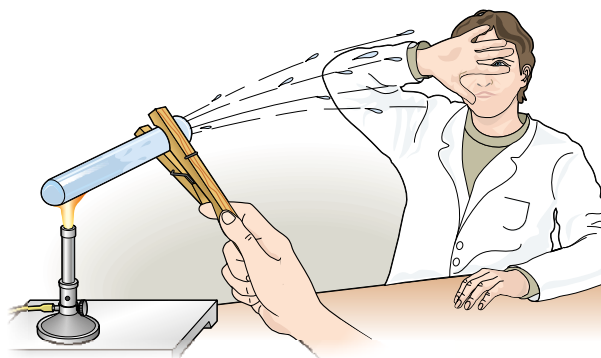
- In laboratorio devi tenere un comportamento disciplinato per evitare di urtare un compagno che sta manipolando sostanze pericolose.
- Prima di iniziare una prova, devi conoscere tutti i passaggi dell'esperienza che ti appresti ad eseguire per poterne valutare le difficoltà ed i rischi.
- Devi eseguire 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** (figura 1) per evitare danni agli occhi.



Kastor00/iStock

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

**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 (figura 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 (figura 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.

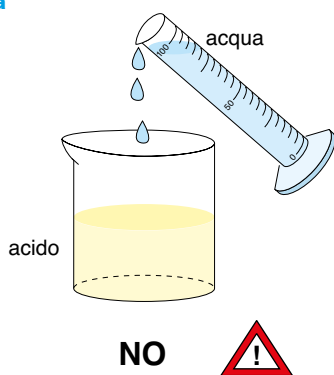
• Per inserire un tubo di vetro in un tappo di gomma forato devi proteggerti le mani con un paio di guanti da lavoro in pelle, o almeno con un asciugamano, e utilizzare come lubrificante acqua o glicerina.

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

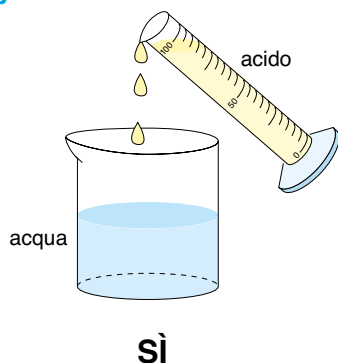
• In caso di contatto con una soluzione acida, la pelle va lavata con acqua e poi con una soluzione di idrogenocarbonato di sodio (bicarbonato di sodio) al 2%. Gli occhi vanno lavati immediatamente con acqua corrente, poi con borace al 2%. Consultare sempre il medico.

• 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 bórico al 2%. È comunque necessario consultare sempre il medico.

3a



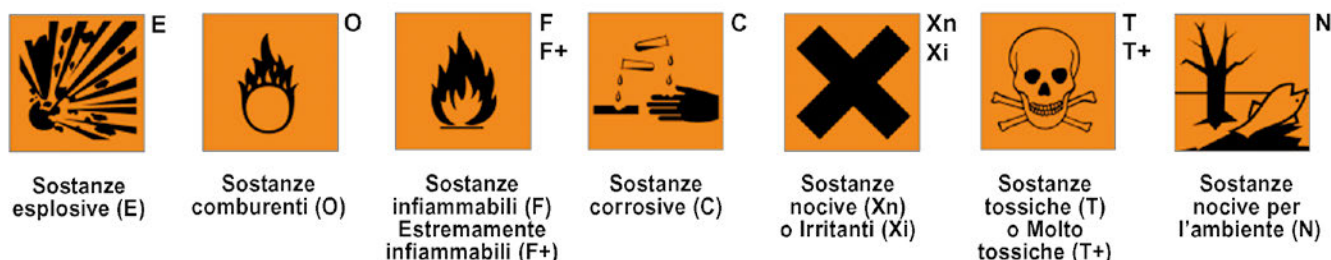
3b



**3.**  
(a) Procedimento non corretto.  
(b) Procedimento corretto.

## 2 Antichi pittogrammi

Fino a Giugno 2015 è stato tollerato l'uso dell'antico sistema di *classificazione e di etichettatura* dei prodotti chimici. Questa etichettatura associa uno o più **pittogrammi** con la **frase di rischio** (segnalata con **R**) e con i **consigli di sicurezza** (indicati con **S**).



## 3 I prodotti chimici cambiano etichetta (Regolamento CLP)

Il regolamento CE n. 1272/2008, denominato **CLP** (*Classification, Labelling and Packaging*), entrato in vigore nell'Unione Europea il 20 gennaio 2009, ha introdotto un nuovo sistema di classificazione, etichettatura e imballaggio delle sostanze e delle miscele.

Obiettivo del Regolamento è quello di classificare le sostanze e le miscele in base ai pericoli di natura fisica, ai pericoli per la salute dell'uomo ed ai pericoli per l'ambiente, compresi quelli per lo strato di ozono.

Il regolamento CLP è attualmente basato sulla terza revisione del **GHS** (*Globally Harmonized System*) dell'ONU, pur mantenendo una continuità con la precedente normativa europea.

Per un periodo transitorio si possono riscontrare ancora le diciture e i simboli della vecchia direttiva.

Il CLP ha introdotto diverse novità: ad esempio una soluzione composta da due o più sostanze non si chiama più "preparato" ma "miscela" e, inoltre, il termine "categoria di rischio" è sostituito dal termine "classe di rischio".

Le indicazioni principali per le nuove etichette sono:

- I pittogrammi (Simboli);
- Le indicazioni di pericolo (Frase H);
- I consigli di prudenza (Frase P).
- Frasi EUH

I nuovi simboli di pericolo, chiamati "**Pittogrammi**", sono costituiti da un rombo con cornice rossa su sfondo bianco e sostituiscono i vecchi simboli di pericolo formati da un quadrato con cornice nera su sfondo arancione.



**GHS 01 Pittogramma**



**Vecchio simbolo di "esplosivo"**

Sono stati introdotti dal **CLP** due pittogrammi nuovi, il *pittogramma con la persona danneggiata* che caratterizza i prodotti sensibilizzanti, mutageni, cancerogeni, tossici per la riproduzione, tossici sugli organi bersaglio in seguito a esposizione singola o ripetuta o pericolosi in caso di aspirazione e il *pittogramma con il punto esclamativo* che sostituisce la *croce di Sant'Andrea* per i nocivi, gli irritanti e tossici sugli organi bersaglio per singola esposizione.



**GHS 08**



**GHS 07**

Un pittogramma nuovo che caratterizza un pericolo fisico è il **GHS 04**: bombola per gas.



**GHS 04**

Il **CLP** prevede 9 *pittogrammi*, di cui 5 per i pericoli fisici, 3 per i pericoli per la salute e 1 per i pericoli per l'ambiente.

Alcune classi e categorie non prevedono l'uso di un pittogramma.

## REGOLAMENTO CE

### COMUNICAZIONE DEI PERICOLI

#### PERICOLI FISICI



**GHS 01**



**GHS 02**



**GHS 03**



**GHS 04**



**GHS 05**

#### PERICOLI PER LA SALUTE



**GHS 06**



**GHS 07**



**GHS 08**

#### PERICOLI PER L'AMBIENTE



**GHS 09**



Con la nuova direttiva, le “**frasi H**” o “**Indicazioni di pericolo**” (*Hazard Statements*) sostituiscono le “**frasi R**” e descrivono la natura del pericolo legato a sostanze e miscele.

Ogni lettera **H** è seguita da **3 numeri**, di cui il **primo** indica il **tipo di pericolo** (**2 pericolo fisico**, **3 pericolo per la salute**, **4 pericolo per l'ambiente**).

Inoltre nella nuova etichetta sono previste frasi supplementari valide solo nell'Unione Europea “**EUH**”.

Le nuove “**frasi P**” o “**Consigli di Prudenza**” (*Precautionary Statements*) sostituiscono le “**frasi S**”. Ogni lettera **P** è seguita da **3 numeri** di cui il **primo** indica il **tipo di precauzione** da adottare (**1 carattere generale**, **2 prevenzione**, **3 reazione**, **4 conservazione**, **5 smaltimento**).

#### Esempi di indicazioni di pericolo o Frasi H:

**H 311** Tossico per il contatto con la pelle.

**H 336** Può irritare le vie respiratorie.

**H 412** Nocivo per gli organismi acquatici con effetti di lunga durata.

#### Esempi di consigli di prudenza o Frasi P:

**P 273** Non disperdere nell'ambiente.

**P 392 + P 352** In caso di contatto con la pelle: lavare abbondantemente con acqua e sapone.

**P 403** Conservare in luogo ben ventilato.

#### Codici di indicazione di pericolo supplementari:

**EUH 014** Reagisce violentemente con l'acqua.

**EUH 203** Contiene cromo(VI). Può provocare una reazione allergica.

**EUH 206** Attenzione! Non utilizzare in combinazione con altri prodotti. Possono formare gas pericolosi (cloro).

## ESEMPIO DI ETICHETTA CON REGOLAMENTO CE

**Denominazione commerciale:** **Alcool etilico 96%**

• **Etichettatura secondo il regolamento (CE) n. 1272/2008**

Il prodotto è classificato ed etichettato conformemente al regolamento CLP.

• **Pittogrammi di pericolo**



**Avvertenza** **Pericolo**

• **Componenti pericolosi che ne determinano l'etichettatura:** **Alcool etilico assoluto**

**Indicazioni di pericolo**

**H225** **Liquido e vapori facilmente infiammabili**

**Consigli di prudenza**

**P210** Tenere lontano da fonti di calore/scintille/fiamma libere/superfici riscaldate.  
– Non fumare.

**P241** Utilizzare impianti elettrici/di ventilazione/d'illuminazione/a prova di esplosione.

**P243** Prendere precauzioni contro le scariche elettrostatiche.

**P303 + P361+ P353** **in caso di contatto con la pelle (o con i capelli):**  
togliersi di dosso immediatamente tutti gli indumenti contaminati.  
Sciacquare la pelle/fare una doccia.

**P403 + P235** Conservare in luogo fresco e ben ventilato.

**P501** Smaltire il prodotto/recipiente in conformità con le disposizioni locali/regionali/nazionali/internazionali.



## LA NUOVA CLASSIFICAZIONE SECONDO IL REGOLAMENTO CLP



**GHS 01**  
**Bomba che esplose**  
Sostanze o miscele esplosive

Sostanze solide o liquide (o miscela di sostanze) che **possono esplodere in seguito a contatto**, ad esempio, con una sorgente di innesco o di urti. Sono comprese *sostanze e miscele autoreattive e perossidi organici*.



**GHS 02**  
**Fiamma**  
Sostanze o miscele infiammabili

Questo simbolo viene utilizzato per sostanze o miscele (gas, aerosol, liquidi, solidi) che comportano il **rischio di incendio**. Sono comprese anche *sostanze e miscele che a contatto con l'acqua emettono gas infiammabili, le autoriscaldanti, i perossidi organici*.



**GHS 03**  
**Fiamma su cerchio**  
Sostanze o miscele comburenti

Gas comburenti, liquidi comburenti, solidi comburenti che possono causare o favorire la **combustione** di altre sostanze.



**GHS 04**  
**Bombola per gas**  
Gas sotto pressione

Recipiente che contiene gas sotto pressione. Sono compresi i *gas compressi*, i *gas liquefatti*, i *gas liquefatti refrigerati*, i *gas disciolti*.

- I gas possono **esplodere** se riscaldati.
- I *gas liquefatti refrigerati* possono provocare **ustioni** o **lesioni criogeniche**.



**GHS 05**  
**Corrosione**  
Sostanze o miscele corrosive

Queste sostanze presentano le seguenti proprietà.

- **Corrosive per i metalli**: possono attaccare o distruggere i metalli;
- **Corrosive per la pelle**: provocano distruzione del tessuto cutaneo;
- Effetti **irreversibili** sugli *occhi*/gravi *lesioni oculari*.



**GHS 06**  
**Teschio e fibie incrociate**  
Tossicità acuta  
(avvelenamento mortale)

Sostanze o miscele che provocano danni estremamente gravi (temporanei o permanenti) per la **salute** o la **morte**, anche in piccola quantità in seguito a **somministrazione per via orale** o **cutanea** o in seguito ad un'esposizione per **inalazione**.



**GHS 07**  
**Punto esclamativo**  
Rischi per la salute

Il simbolo è utilizzato per indicare diverse possibilità di danno. In particolare:

- una **reazione allergica** o **eczemi** per *contatto con la pelle*;
- una **tossicità acuta** per *via orale*, per *via cutanea*, per *inalazione*;
- **irritazione oculare**.

Inoltre, questo pittogramma è usato anche per indicare "Pericoloso per lo strato di ozono".



**GHS 08**  
**Persona danneggiata**  
Pericolo per la salute

Il simbolo pericolo per la salute è usato per *sostanze che possono provocare malattie che si manifestano anche dopo lungo tempo dall'esposizione*. In particolare:

- **cancerogeni**;
- **mutageni**: modificazioni del DNA della persona esposta e trasmissibili alla progenie;
- **fossici per la riproduzione** con effetti nocivi sulla *funzione sessuale* e sulla *fertilità degli uomini e delle donne*;
- **tossicità specifica per organi bersaglio**, come *fegato* e *sistema nervoso* (esposizione singola o ripetuta);
- **sensibilizzazione per le vie respiratorie** (come l'*asma*).



**GHS 09**  
**Ambiente danneggiato**  
Pericolo per l'ambiente acquatico

Il simbolo comprende le *sostanze* che sono:

- **molto pericolose per l'ambiente acquatico**, con effetto di breve o di lunga durata;
- **nocive per gli organismi acquatici** (pesci, crostacei, alghe o piante acquatiche) con effetti di lunga durata.

**CLASSIFICAZIONE DEGLI AGENTI CHIMICI SECONDO IL REGOLAMENTO CLP**

Nelle tabelle riportate è indicata la dicitura di pericolo che deve figurare nelle etichette.

**FRASI H**

Codice	Nota
H200	Esplosivo instabile.
H201	Esplosivo; pericolo di esplosione di massa.
H202	Esplosivo; grave pericolo di proiezione.
H203	Esplosivo; pericolo di incendio, di spostamento d'aria o di proiezione.
H204	Pericolo di incendio o di proiezione.
H205	Pericolo di esplosione di massa in caso d'incendio.
H220	Gas altamente infiammabile.
H221	Gas infiammabile.
H222	Aerosol altamente infiammabile.
H223	Aerosol infiammabile.
H224	Liquido e vapori altamente infiammabili.
H225	Liquido e vapori facilmente infiammabili.
H226	Liquido e vapori infiammabili.
H228	Solido infiammabile.
H240	Rischio di esplosione per riscaldamento.
H241	Rischio d'incendio o di esplosione per riscaldamento.
H242	Rischio d'incendio per riscaldamento.
H250	Spontaneamente infiammabile all'aria.
H251	Autoriscaldante; può infiammarsi.
H252	Autoriscaldante in grandi quantità; può infiammarsi.
H260	A contatto con l'acqua libera gas infiammabili che possono infiammarsi spontaneamente.
H261	A contatto con l'acqua libera gas infiammabili.
H270	Può provocare o aggravare un incendio; comburente.
H271	Può provocare un incendio o un'esplosione; molto comburente.
H272	Può aggravare un incendio; comburente.
H280	Contiene gas sotto pressione; può esplodere se riscaldato.
H281	Contiene gas refrigerato; può provocare ustioni o lesioni criogeniche.
H290	Può essere corrosivo per i metalli.
H300	Letale se ingerito.
H301	Tossico se ingerito.
H302	Nocivo se ingerito.
H304	Può essere letale in caso di ingestione e di penetrazione nelle vie respiratorie.
H310	Letale a contatto con la pelle.
H311	Tossico per contatto con la pelle.
H312	Nocivo per contatto con la pelle.

H314	Provoca gravi ustioni cutanee e gravi lesioni oculari.
H315	Provoca irritazione cutanea.
H317	Può provocare una reazione allergica della pelle.
H318	Provoca gravi lesioni oculari.
H319	Provoca grave irritazione oculare.
H330	Letale se inalato.
H331	Tossico se inalato.
H332	Nocivo se inalato.
H334	Può provocare sintomi allergici o asmatici o difficoltà respiratorie se inalato.
H335	Può irritare le vie respiratorie.
H336	Può provocare sonnolenza o vertigini.
H340	Può provocare alterazioni genetiche (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo pericolo).
H341	Sospettato di provocare alterazioni genetiche (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo pericolo).
H350	Può provocare il cancro (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo rischio).
H350i	Può provocare il cancro se inalato.
H351	Sospettato di provocare il cancro (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo pericolo).
H360	Può nuocere alla fertilità o al feto (indicare l'effetto specifico, se noto) (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo pericolo).
H360D	Può nuocere al feto.
H360Df	Può nuocere al feto. Sospettato di nuocere alla fertilità.
H360F	Può nuocere alla fertilità.
H360FD	Può nuocere alla fertilità. Può nuocere al feto.
H360Fd	Può nuocere alla fertilità. Sospettato di nuocere al feto.
H361	Sospettato di nuocere alla fertilità o al feto (indicare l'effetto specifico, se noto) (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo pericolo).
H361d	Sospettato di nuocere al feto.
H361f	Sospettato di nuocere alla fertilità

H361fd	Sospettato di nuocere alla fertilità Sospettato di nuocere al feto.
H362	Può essere nocivo per i lattanti allattati al seno.
H370	Provoca danni agli organi (o indicare tutti gli organi interessati, se noti) (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo pericolo).
H371	Può provocare danni agli organi (o indicare tutti gli organi interessati, se noti) (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo pericolo).
H372	Provoca danni agli organi (o indicare tutti gli organi interessati, se noti) in caso di esposizione prolungata o ripetuta (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo pericolo).

H373	Può provocare danni agli organi (o indicare tutti gli organi interessati, se noti) in caso di esposizione prolungata o ripetuta (indicare la via di esposizione se è accertato che nessun'altra via di esposizione comporta il medesimo pericolo).
H400	Molto tossico per gli organismi acquatici.
H410	Molto tossico per gli organismi acquatici con effetti di lunga durata.
H411	Tossico per gli organismi acquatici con effetti di lunga durata.
H412	Nocivo per gli organismi acquatici con effetti di lunga durata.
H413	Può essere nocivo per gli organismi acquatici con effetti di lunga durata.

## CLASSIFICAZIONE DEGLI AGENTI CHIMICI SECONDO IL REGOLAMENTO CLP

### FRASI EUH: CODICI DI INDICAZIONI DI PERICOLO SUPPLEMENTARI

Codice	Nota
EUH001	Esplosivo allo stato secco.
EUH006	Esplosivo a contatto o senza contatto con l'aria.
EUH014	Reagisce violentemente con l'acqua.
EUH018	Durante l'uso può formarsi una miscela vapore-aria esplosiva/infiammabile.
EUH019	Può formare perossidi esplosivi.
EUH029	A contatto con l'acqua libera un gas tossico.
EUH031	A contatto con acidi libera un gas tossico.
EUH032	A contatto con acidi libera un gas altamente tossico.
EUH044	Rischio di esplosione per riscaldamento in ambiente confinato.
EUH059	Pericoloso per lo strato di ozono.
EUH066	L'esposizione ripetuta può provocare secchezza e screpolature della pelle.
EUH070	Tossico per contatto oculare.
EUH071	Corrosivo per le vie respiratorie.
EUH201	Contiene piombo. Non utilizzare su oggetti che possono essere masticati o succhiati dai bambini.
EUH201A	Attenzione! Contiene piombo.

EUH202	Cianoacrilato. Pericolo. Incolla la pelle e gli occhi in pochi secondi. Tenere fuori dalla portata dei bambini.
EUH203	Contiene cromo (VI). Può provocare una reazione allergica.
EUH204	Contiene isocianati. Può provocare una reazione allergica.
EUH205	Contiene componenti epossidici. Può provocare una reazione allergica.
EUH206	Attenzione! Non utilizzare in combinazione con altri prodotti. Possono formarsi gas pericolosi (cloro).
EUH207	Attenzione! Contiene cadmio. Durante l'uso si sviluppano fumi pericolosi. Leggere le informazioni fornite dal fabbricante. Rispettare le disposizioni di sicurezza.
EUH208	Contiene (denominazione della sostanza sensibilizzante). Può provocare una reazione allergica.
EUH209	Può diventare facilmente infiammabile durante l'uso.
EUH209A	Può diventare infiammabile durante l'uso.
EUH210	Scheda dati di sicurezza disponibile su richiesta.
EUH401	Per evitare rischi per la salute umana e per l'ambiente, seguire le istruzioni per l'uso.





## CHIMICA GREEN

# I 12 Principi della chimica verde

Con **chimica verde** s'intende un approccio alla chimica che intende *massimizzare i processi di efficienza e rendere minimi gli effetti dannosi per l'uomo e l'ambiente*.

Nessuna reazione può essere a impatto zero, però l'inquinamento prodotto dalla ricerca e dai processi industriali può essere ridotto applicando, ogni volta che sia possibile, i **12 Principi della chimica verde**.



### 1. Prevenire la produzione di scarti

Evitare di produrre scarti anziché trattarli in seguito. È necessario pianificare in anticipo modalità per ridurre la produzione ad ogni fase del processo di lavorazione.



### 2. Efficienza atomica

I metodi di sintesi devono limitare la produzione di elementi di scarto già a livello molecolare massimizzando l'incorporazione nel prodotto finale di tutti i materiali usati nel processo.



### 3. Sintesi chimiche meno pericolose

Progettare reazioni chimiche e metodologie di sintesi che siano le più sicure possibili. Essere consapevoli della pericolosità di ciascuna delle sostanze impiegate durante i processi di reazione, anche di quelle di scarto.



### 4. Progettare sostanze chimiche più sicure

Ridurre la tossicità dei prodotti già a livello di progettazione molecolare. Prevedere o valutare aspetti come le proprietà fisiche, la tossicità, le ricadute ambientali attraverso i processi di progettazione.



### 5. Solventi e sostanze ausiliarie meno pericolose

Scegliere i solventi meno pericolosi a disposizione in ogni singola fase del processo di produzione. Limitare al massimo la quantità di solventi e sostanze ausiliarie impiegati poiché rappresentano una percentuale elevata di tutte le sostanze di scarto generate.



### 6. Progettare in termini di efficienza energetica

Scegliere modalità di produzione che necessitano della minor quantità di energia possibile. Evitare processi di riscaldamento e raffreddamento, condizioni di pressurizzazione o di sottovuoto (temperatura e pressione ambiente sono spesso condizioni ottime).



### 7. Utilizzare materie prime rinnovabili

Usare sostanze chimiche generate da fonti rinnovabili (ad esempio di origine vegetale) piuttosto che sostanze equivalenti ma generate dal petrolio.



### 8. Ridurre i derivati

Ridurre l'uso di derivati come i gruppi di protezione. Evitare i derivati per abbreviare i processi di reazione: richiedono energia e generano rifiuti.



### 9. Catalisi

Preferire reagenti con azione catalitica anziché reagenti stechiometrici. Scegliere la catalisi per aumentare la selettività e ridurre gli scarti, i tempi di reazione, il consumo energetico.



### 10. Progettare per favorire la degradazione

Progettare sostanze chimiche che si degradino e che possano essere smaltite facilmente. Assicurarsi che sia i prodotti chimici, sia quanto generato dalla loro degradazione non sia tossico, bioaccumulabile ed ecologicamente persistente.



### 11. Monitoraggio dei processi in tempo reale

Monitorare le reazioni chimiche mentre esse sono in corso così da evitare la formazione e/o il rilascio di sostanze potenzialmente tossiche o inquinanti.



### 12. Prevenire gli incidenti con una chimica meno pericolosa

Scegliere e sviluppare processi chimici meno pericolosi e che possano, per la loro stessa natura, ridurre il rischio d'incidenti. Conoscere i possibili rischi e calcolarli in anticipo.

Adattamento da: ©COMPOUND INTEREST 2015;  
WWW.COMPOUNDCHEM.COM

## 4 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.

### Strumenti di misura di 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 (*figura 4*).

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 all'altezza 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.

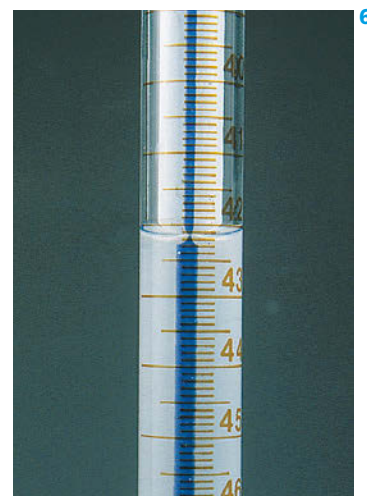
Esistono in commercio burette che hanno nella parete opposta, rispetto a quella dove sono segnate le divisioni della scala, una striscia azzurra (*figure 5 e 6*). In corrispondenza del menisco del liquido la striscia si deforma, assumendo una forma a due punte. Questo facilita la lettura, se l'occhio è posto in posizione corretta.



4. Buretta con acqua.



5. Buretta con striscia azzurra.



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

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 di sopra 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 di sotto 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.



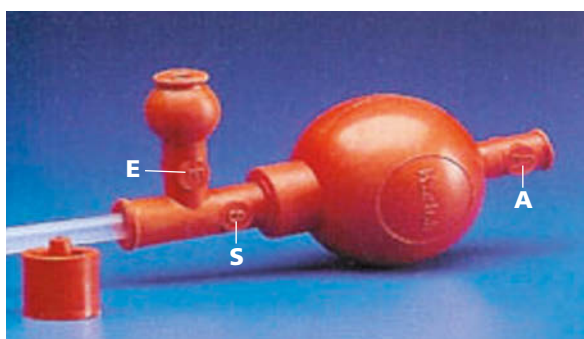
Le burette, al termine della sperimentazione, vanno svuotate e lavate accuratamente.

► **PIPETTE.** Le **pipette** (figura 7) 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 (figura 8).



8.  
Propipetta  
a 3 valvole.

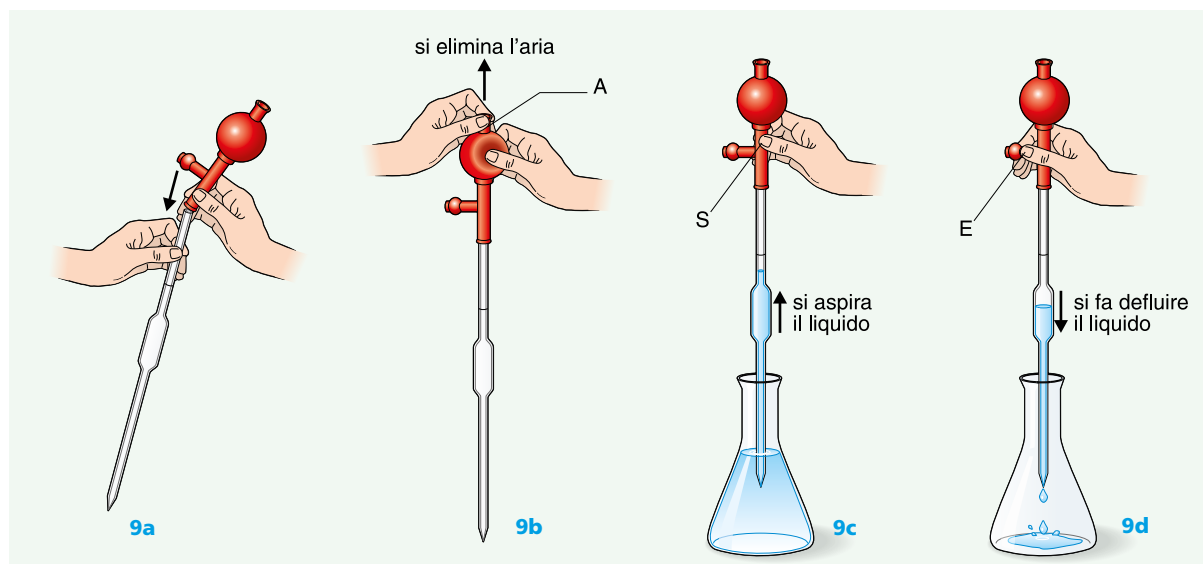
Per il funzionamento della propipetta si seguono i seguenti passaggi.

1. Si inserisce con cautela la pipetta nell'imboccatura inferiore della propipetta (figura 9a).
2. Si elimina l'aria dalla propipetta e, quindi, si crea una depressione, premendo la valvola A e comprimendo completamente il palloncino (figura 9b).
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 (figura 9c).
4. Si fa defluire il liquido nel contenitore di destinazione premendo la valvola E (figura 9d).



7.  
Pipette e propipetta.

9.  
Utilizzo della propipetta nel prelievo e nel deflusso di un liquido.





10. Matraccio.

► **MATRACCI.** I **matracci** (figura 10) 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.



11

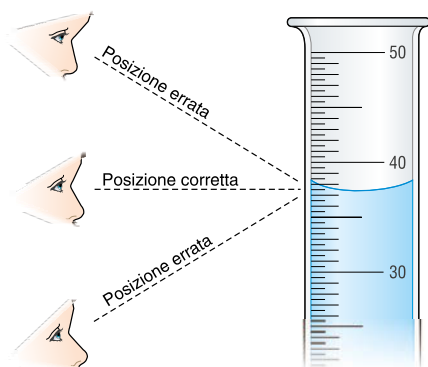
11. Cilindro graduato.



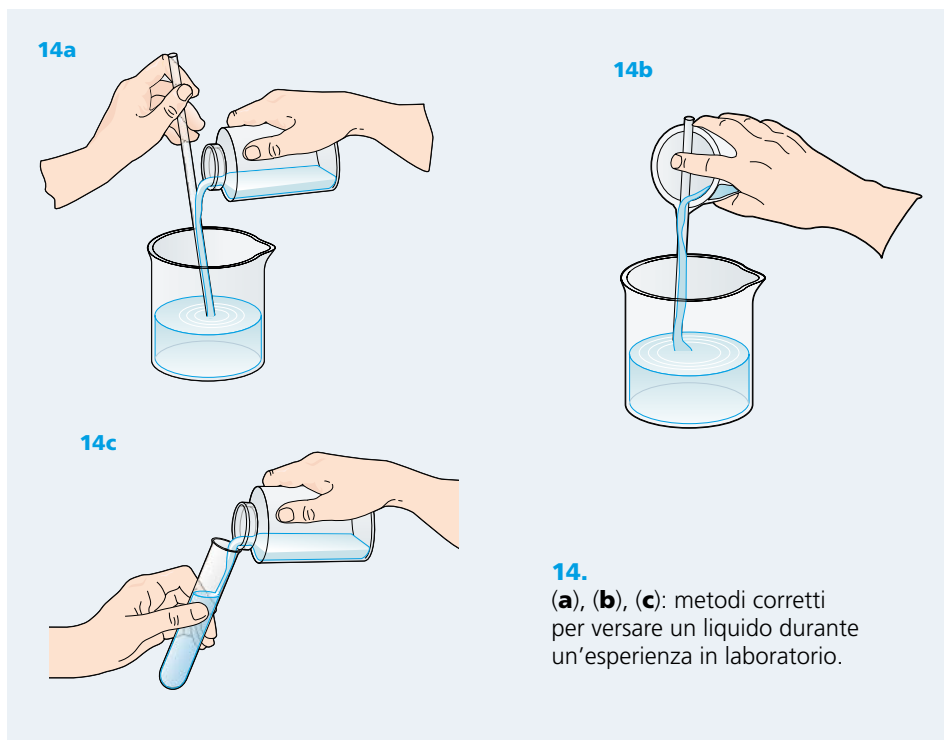
12

12. Becher con acqua e ghiaccio.

► **ALTRI RECIPIENTI DI VOLUME.** Altri recipienti meno precisi per il prelievo di volumi di liquidi sono il **cilindro graduato** (figura 11), il **becher** (figura 12), e la **beuta** (figura 15) 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 fondo del menisco (figura 13).



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



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

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**.

## Strumenti 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.



**15.**  
Beuta con liquido.



**16.**  
Bilancia tecnica monopiatto a 2 decimali con capsula di porcellana.



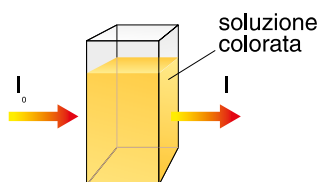
**17.**  
Bilancia analitica monopiatto a 4 decimali con capsula di porcellana.

A seconda della sensibilità, le bilance si distinguono in **bilance tecniche**, sensibili alla seconda cifra decimale (*figura 16*), cioè al centesimo di grammo, e in **bilance analitiche**, sensibili alla quarta cifra decimale (*figura 17*), 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.

## 5 Spettrofotometro UV-VISIBILE



**18.** 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.

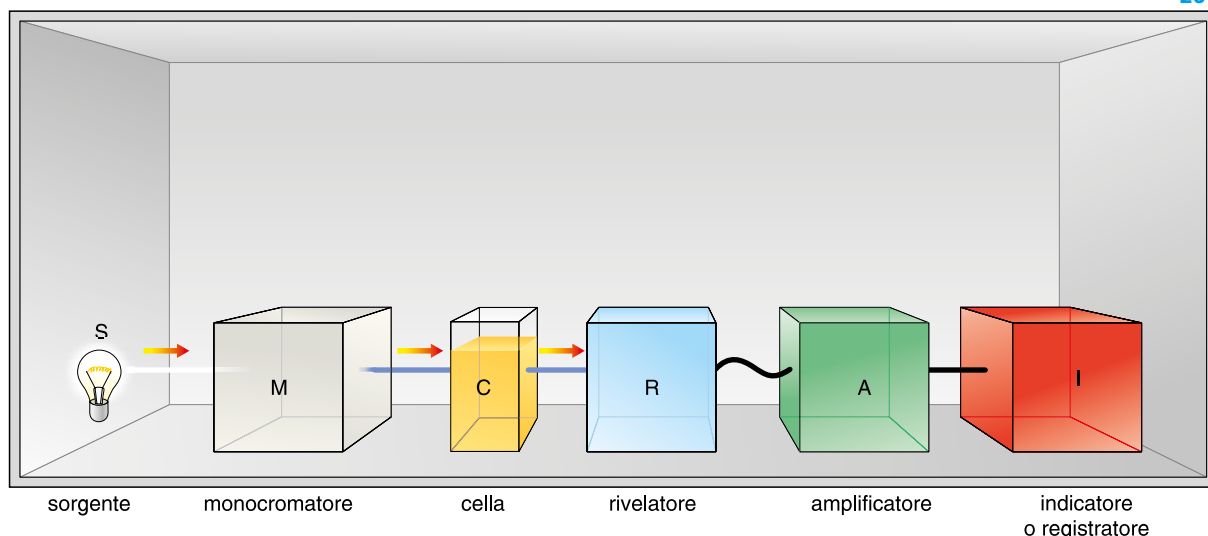
Se una radiazione monocromatica di intensità  $I_0$  attraversa una soluzione trasparente colorata, la sua intensità viene ridotta ad un valore  $I$  minore (figura 18).

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** (figura 19).



**19.** Un moderno spettrofotometro.

Lo schema del principio di funzionamento di uno spettrofotometro è mostrato in figura 20.



**20.** Schema di funzionamento di uno spettrofotometro

I componenti essenziali dello spettrofotometro di figura 20 sono:

- una sorgente di radiazioni: per la regione del visibile è una lampada a tungsteno;
- un monocromatore: 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:

$$A = \varepsilon \cdot l \cdot C$$

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  $\varepsilon$ , 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.

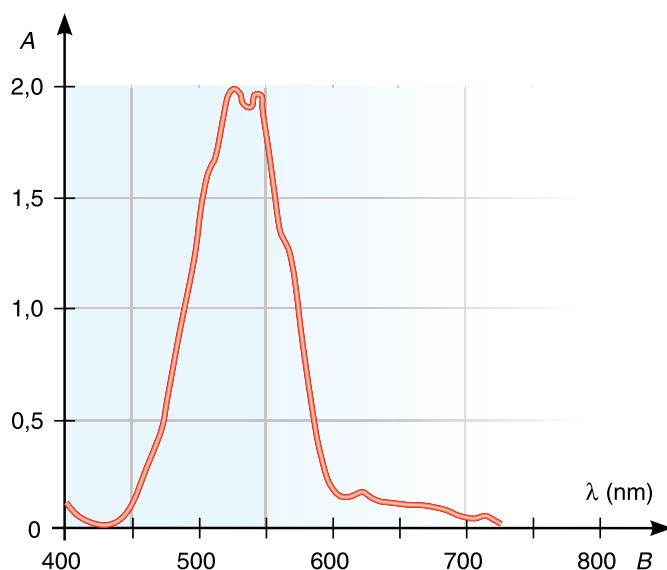
Ad una data lunghezza d'onda, considerato che la larghezza della cella di uno spettrofotometro si presenta costante, il prodotto  $\varepsilon \cdot l$  è anch'esso costante, per cui la legge di Lambert-Beer diventa:

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

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 *figura 21* mostra come varia l'assorbanza (ordinata) di una soluzione di  $\text{KMnO}_4$  di concentrazione  $0,001 \text{ mol/L}$  in funzione della lunghezza d'onda (ascissa). Si può notare che la soluzione di  $\text{KMnO}_4$  presenta il massimo di assorbanza ad una lunghezza d'onda di  $530 \text{ nm}$ .

Pertanto l'analisi quantitativa della concentrazione incognita di una soluzione di  $\text{KMnO}_4$  va eseguita a questa lunghezza d'onda.



### 21.

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



## Problem solving in laboratorio

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

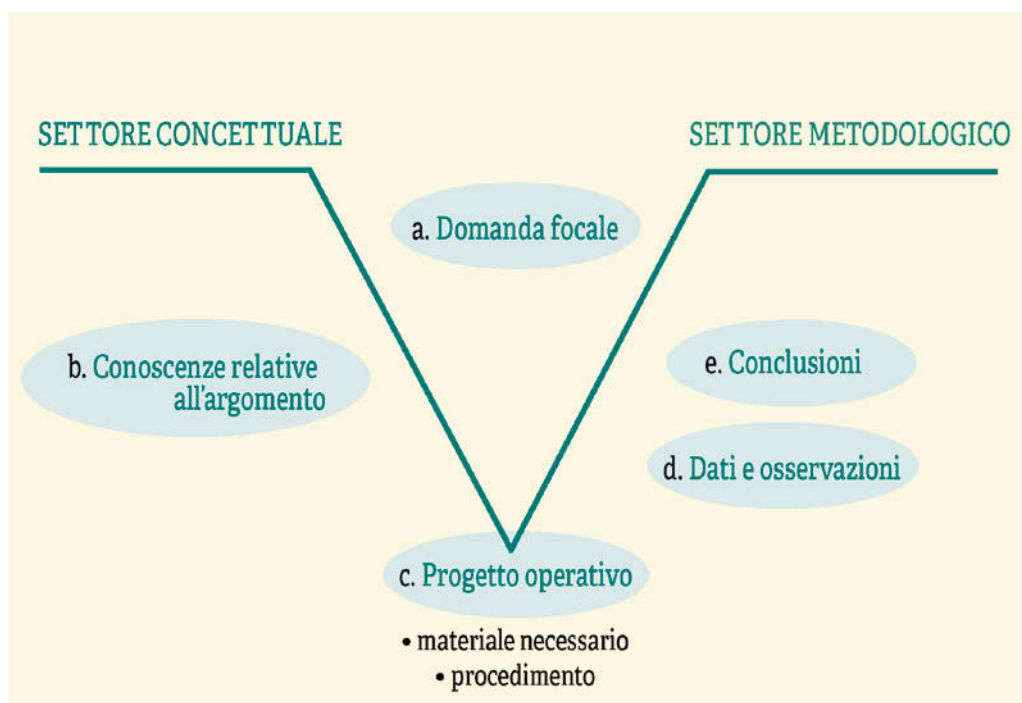
Tuttavia, quando si presenta una situazione nuova, molti studenti, pur possedendo le conoscenze teoriche e le capacità operative, non riescono a risolvere il problema perché mancano di capacità di progettazione.

La tecnica del **problem solving**, di cui vengono proposti due esempi di applicazione, rispetto ad una domanda specifica dà l'opportunità per la discussione, per la documentazione, per la 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** (figura 1).

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

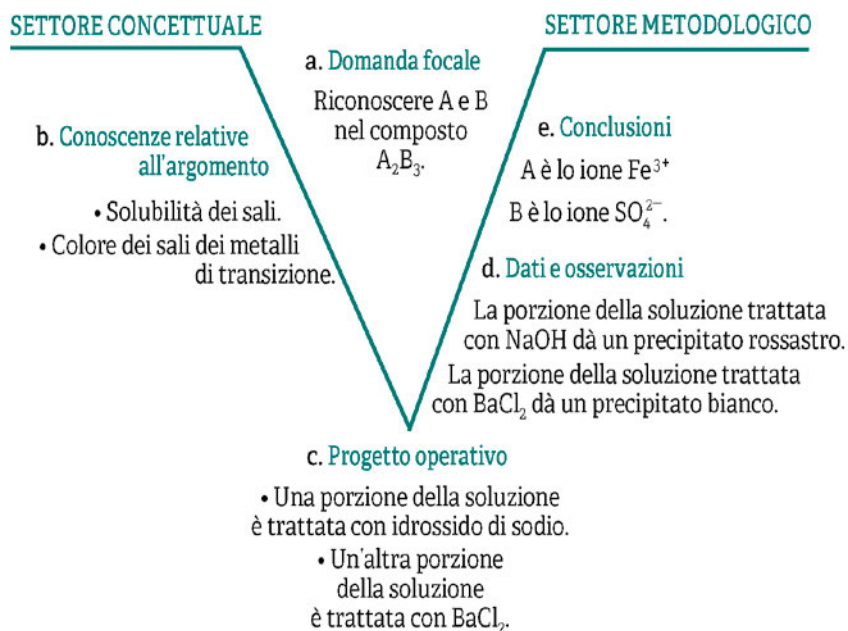
Per applicare con profitto il problem solving gli studenti devono avere dimestichezza con le tecniche operative (filtrazione, distillazione, estrazione con solvente, ecc.), conoscere i concetti teorici e il procedimento logico delle mappe concettuali.



## Risolviamo insieme >

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

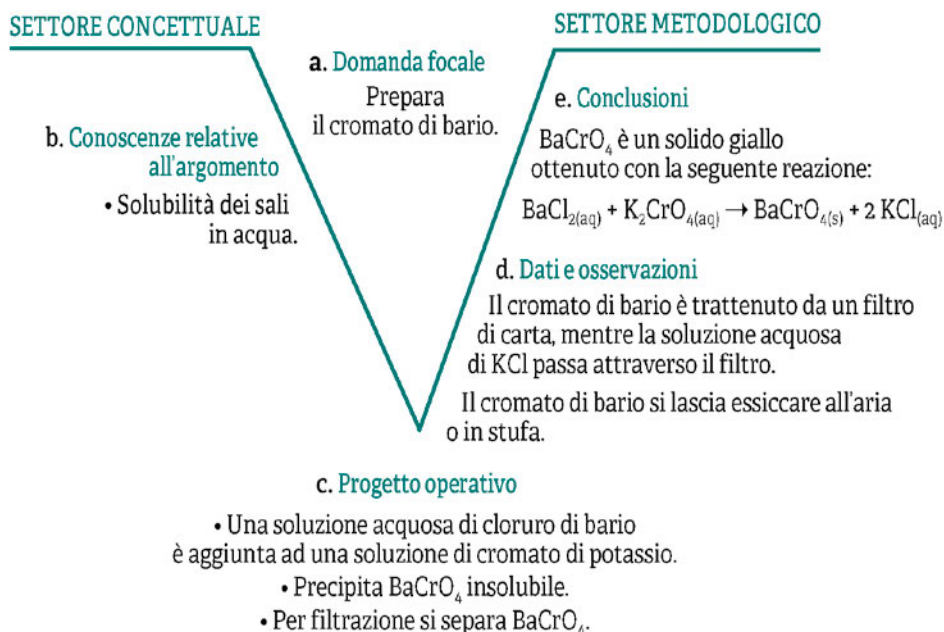
● **Soluzione**



## Risolviamo insieme >

2 Prepara il cromato di bario.

● **Soluzione**



# Esperienze di laboratorio

## 1 > Esperienza

### 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

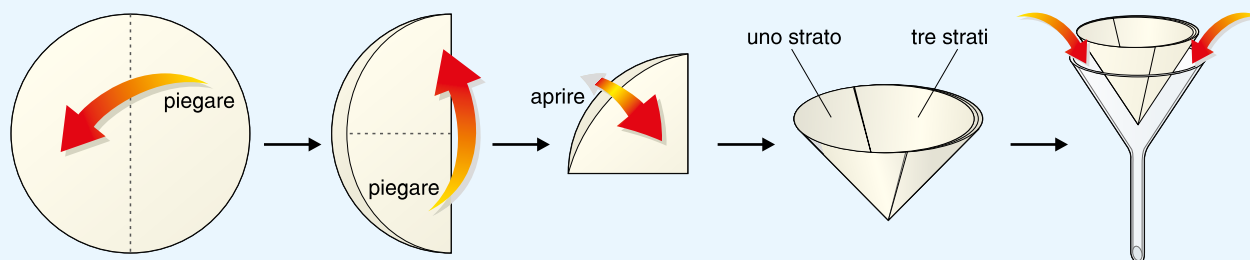
#### **Procedimento**

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.



- 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 (figura 1).
- 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.



1. Filtrazione con filtro di carta.

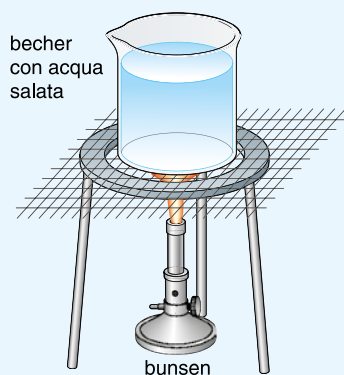
### Domande di VERIFICA

- 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?

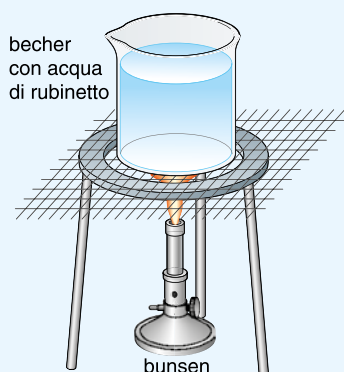
	1 <sup>a</sup> PROVA	2 <sup>a</sup> PROVA
<b>SOLIDO</b>	carbonato di calcio	solfato di rame azzurro
<b>COLORE</b>	.....	.....
<b>SOLUBILITÀ IN ACQUA</b>	.....	.....
<b>MISCELA (SOLIDO + ACQUA)</b>	.....	.....
<b>OSSERVAZIONI DOPO FILTRAZIONE</b>	.....	.....

## 2 > Esperienza

1



2



### 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?

## 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 (figura 1) e 250 mL di acqua di rubinetto nell'altro (figura 2).
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	$m_1^\circ$	..... g
Residuo	$m_1^\circ - m_1 =$	..... g
Becher 2 vuoto	$m_2$	..... g
Becher 2 con residuo	$m_2^\circ$	..... g
Residuo	$m_2^\circ - m_2 =$	..... g



## 3 > Esperienza

### 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.

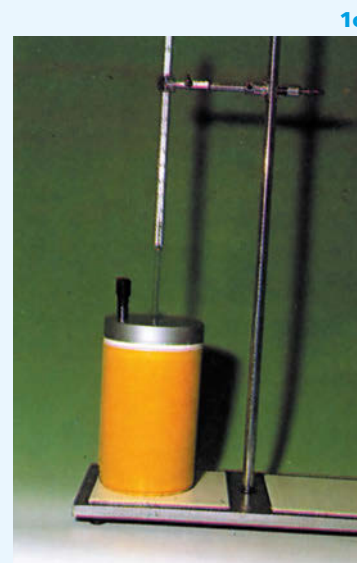
#### Materiale

- > 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 ( $V_2$ ).

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 (1g/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.

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

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

- Nel thermos si ha:

$$\text{calore fornito dall'acqua} = \text{calore assorbito dal ghiaccio}$$

- Il calore necessario per fondere 1g 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)

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

**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.

## 4 > Esperienza

### Determinazione della densità 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 (cm<sup>3</sup>).

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

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:

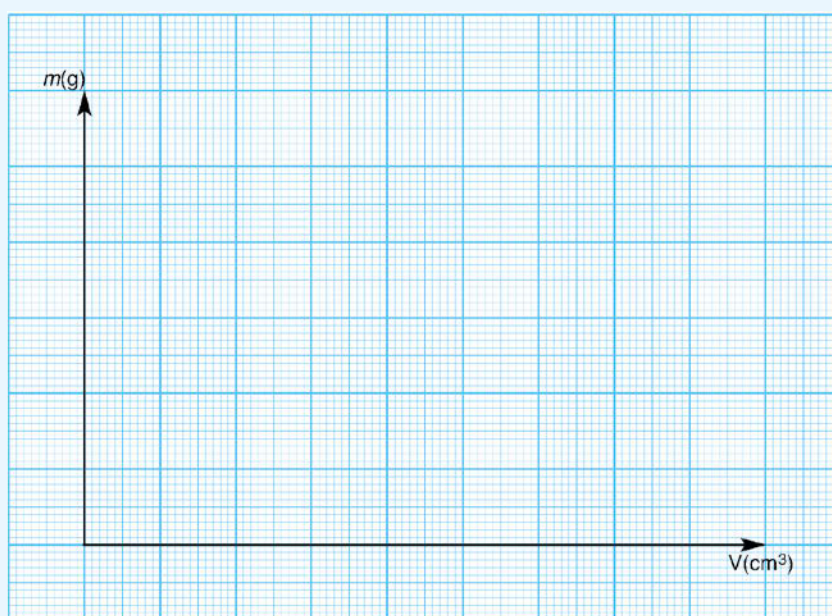
$$d = \frac{m_2 \text{ g}}{10 \text{ mL}}$$

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

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

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

- 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.
- Ripetiamo il procedimento descritto e la rappresentazione grafica con altri liquidi (acetone, glicol etilenico).



## Domande di VERIFICA

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



## 5 > Esperienza

### Curve di fusione e di solidificazione

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. 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.

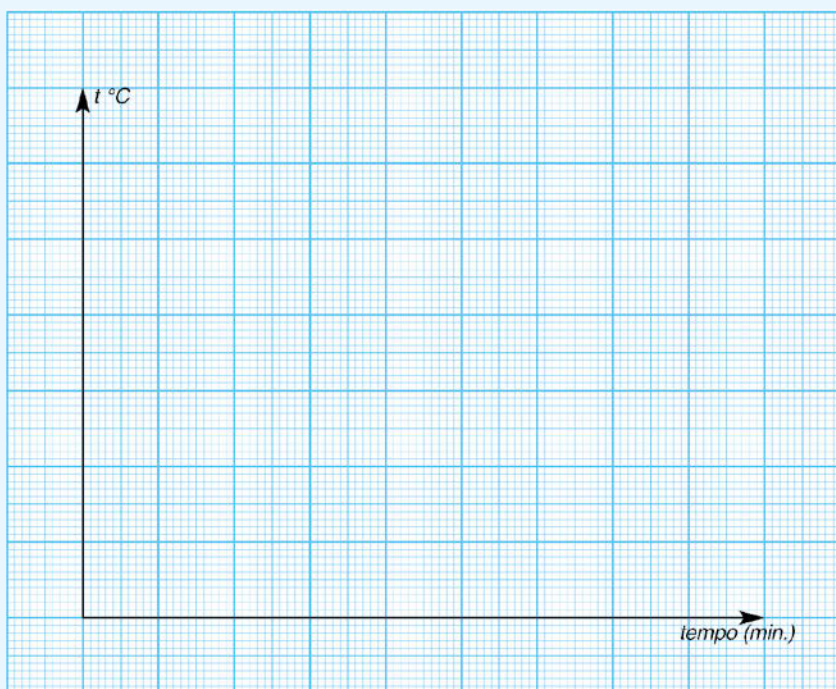


1. Materiale occorrente per l'esperienza.

**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.

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?

## 6 > Esperienza

### Separazione delle sostanze colorate mediante cromatografia su carta

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.

Dopo aver lasciato asciugare il cromatogramma all'aria, notiamo diverse bande colorate.

Come eluente si può adoperare anche una miscela di:

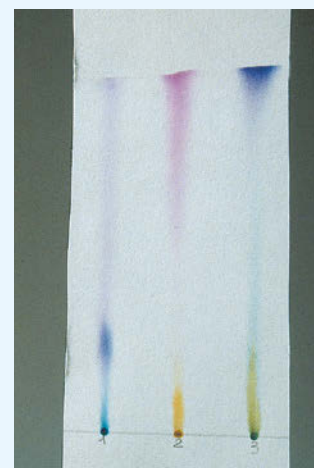
*n*-butanolo : etanolo : ammoniaca al 3,5% m/m

rapporto in volume      60            20            20

4. La soluzione di ammoniaca va preparata diluendo 13,5 mL di NH<sub>3</sub> al 28% con acqua fino a 100 mL. Ripetiamo l'esperienza con altri tipi di inchiostro.



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



2. Cromatogramma asciutto.



**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. Nella vaschetta, come liquido eluente, 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.

## 7 > Esperienza

### **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
- Imbuto Buchner
- Pompa aspirante ad acqua
- Imbuto 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



1.  
Imbuto Buchner.

#### **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 (*figura 2a* nella pagina seguente).
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'imbuto.
4. Il becher, contenente la soluzione, viene lasciato raffreddare a temperatura ambiente. Dopo un certo tempo cominciano a formarsi i primi cristalli.
5. Per completare il processo di cristallizzazione, raffreddiamo il becher in una vaschetta contenente acqua e ghiaccio (*figura 2b* nella pagina seguente) oppure in acqua corrente.



**Nota!**

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

**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 (*figura 2c*), 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.

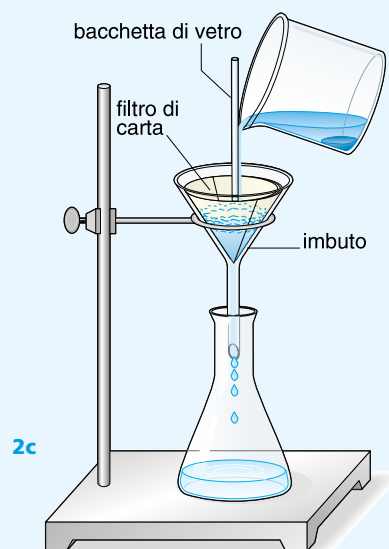
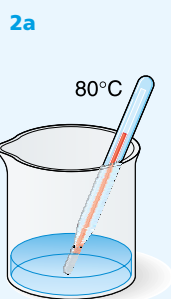
**7.** I cristalli del soluto, che si trovano sulla carta da filtro, con precauzione vengono raschiati con una spatola, raccolti in un vetrino da orologio e lasciati asciugare all'aria.

**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:

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

**2.****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.

**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?

## 8 > Esperienza

### I volumi di liquidi miscibili non si sommano tra loro

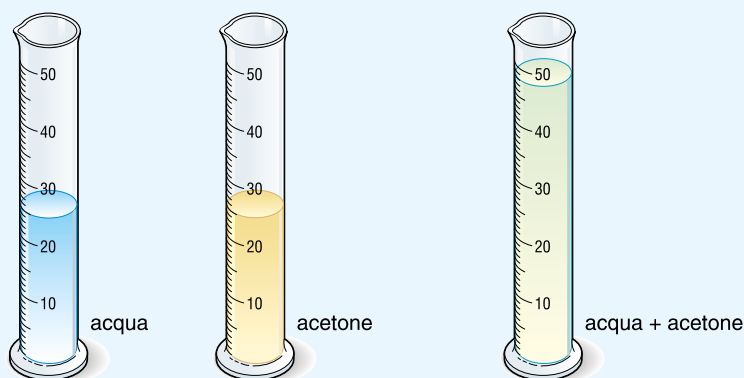
Obiettivo di questo esperimento è dimostrare che, a livello microscopico, la materia è costituita da particelle tra le quali sono presenti spazi vuoti.

#### 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?

## 9 > Esperienza

1a



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.

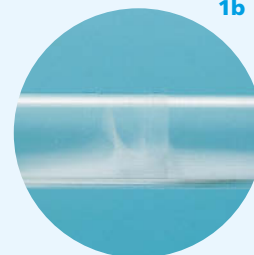
### Diffusione dei gas

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

1b



#### 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 <sub>3</sub>	.....	.....	.....
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?

## 10 &gt; Esperienza

## Preparazione di una soluzione

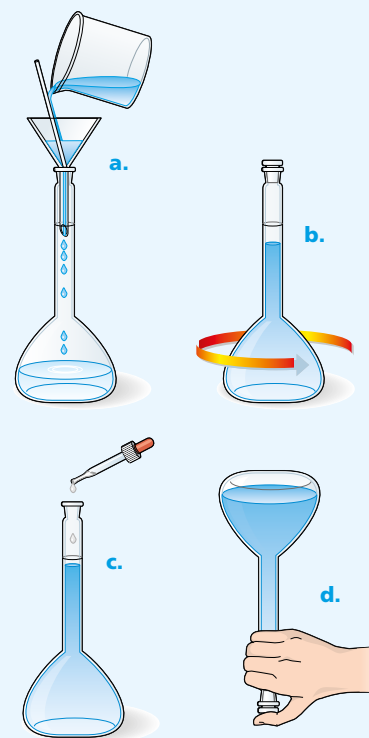
Obiettivo di questo esperimento è preparare per una data sostanza volumi di soluzione a differente concentrazione.

## 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 (a).
5. Travasiamo la soluzione nel matraccio e laviamo il becher con piccole quantità di acqua distillata che versiamo nel matraccio (b).
6. Agitiamo la soluzione e quindi portiamo a volume con acqua distillata fino alla tacca di taratura (c).
7. Tappiamo il matraccio e agitiamo nuovamente per avere una soluzione perfettamente omogenea (d).



## 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?

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

# 11 > Esperienza

## 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



1



2

### Procedimento

1. Pesiamo con una bilancia, la cui sensibilità è 0,01 g, un crogiolo di porcellana pulito e ben secco.
  - 1<sup>a</sup> 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<sup>a</sup> 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.

### Attenzione!

- Portare occhiali di sicurezza.
- Operare sotto cappa



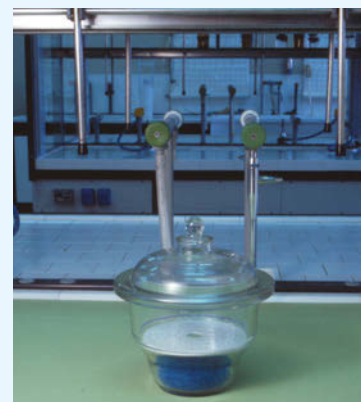
- Aggiungiamo nel crogiolo lo zolfo in polvere fino a coprire il rame e mescoliamo molto bene con una bacchetta. Servono circa 2 g di zolfo che possiamo pesare in modo approssimato con una bilancia.
- Sistemiamo il crogiolo con le due sostanze, chiuso con il coperchio, su un triangolo di porcellana (figura 2), e lo poniamo sotto cappa.
- 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.
- 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<sup>a</sup> 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 <sup>a</sup> pesata	crogiolo + rame	12,126 g $m_2$
1 <sup>a</sup> pesata	crogiolo	10,012 g $m_1$
	rame	2,114 g
3 <sup>a</sup> 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



3. Essiccatore a  $\text{CaCl}_2$ .

#### Domande di VERIFICA

- Se variamo le quantità di rame e di zolfo che mettiamo a combinare, come si presenta il rapporto dei due elementi nel composto?
- Se le quantità di rame e di zolfo messe a combinare non rispettano il rapporto di combinazione che cosa si verifica?
- Operando con eccesso di zolfo, come si calcola la massa di zolfo che si è combinata con il rame?

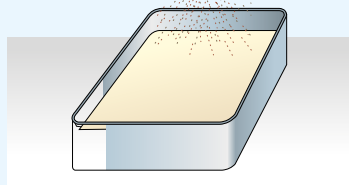
	RAME (g)	SOLFURO DI RAME (g)	ZOLFO (g)	RAPPORTO ZOLFO/RAME
1°	2,114	3,171	1,057	0,5
2°	.....	.....	.....	.....
3°	.....	.....	.....	.....
4°	.....	.....	.....	.....

## 12 &gt; Esperienza

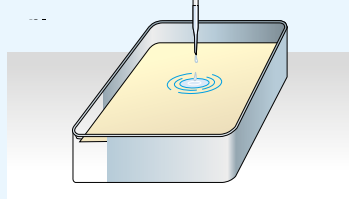
## Le dimensioni molecolari e la costante di Avogadro

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.

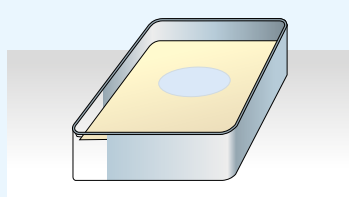
1a



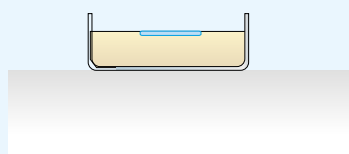
1b



1c



1d



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  $1/100 \cdot 1/100 = 1/104$  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 (figura 1a).

Con una pipetta versiamo al centro della vaschetta 0,1 mL della soluzione B (figura 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 (figura 1c). 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 (figura 1d).

### Calcolo dell'altezza dello strato di olio

1. Utilizziamo, per chiarire il calcolo, come raggio della macchia 6,12 cm, che è un valore sperimentale, a cui corrisponde una superficie di 118 cm<sup>2</sup> ( $\pi \cdot r^2$ ). 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 10<sup>4</sup>,

$$\text{sarà } \frac{0,1}{10^4} \text{ mL, cioè } 1 \cdot 10^{-5} \text{ mL}$$

$$\text{Infatti: } \begin{array}{cccc} 1/10^4 \text{ mL} & : & 1 \text{ mL} & = & x & : & 0,1 \text{ mL} \\ \text{acido oleico puro} & & \text{soluzione} & & & & \text{soluzione} \end{array}$$

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

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

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

e risolviamo rispetto ad  $h$ :

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

### 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:

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

*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  $\cdot N$  (costante di Avogadro), risolvendo rispetto ad  $N$  si ha:

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

### 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 <sup>3</sup> )	VOLUME DI UNA MOLECOLA DI ACIDO OLEICO (cm <sup>3</sup> /mol)	COSTANTE DI AVOGADRO = $\frac{V \text{ mole}}{V \text{ molecola}}$
	RAGGIO (cm)	ALTEZZA (cm)			
1°					
2°					
3°					
4°					

## 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  $\text{CaCl}_2$

### 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.



1. Materiale per l'esperienza.

**Calcoli****•Prima del riscaldamento**

massa (crogiolo + coperchio)  $m_0 = \dots\dots\dots$  g

massa (crogiolo + coperchio  
+ sostanza)  $m' = \dots\dots\dots$  g

massa sostanza iniziale  $m^1 = (m' - m_0) = \dots\dots\dots$  g

**•Dopo il riscaldamento**

massa (crogiolo + coperchio  
+ sostanza)  $m'' = \dots\dots\dots$  g

massa della sostanza  $m^2 = (m' - m'') = \dots\dots\dots$  g

massa dell'acqua allontanata  $m_3 = (m_1 - m_2) = \dots\dots\dots$  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  $\text{CuSO}_4$  idrato:

$$m_3 : m_1 = x : 100$$

$x$  = percentuale di acqua di cristallizzazione contenuta nel sale idrato

$$100 - x = \text{percentuale del sale anidro}$$

**2. Note le percentuali di  $\text{H}_2\text{O}$  e di  $\text{CuSO}_4$  (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.



## 14 &gt; Esperienza

## 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

1. Cloruro di bario (soluzione)
2. Acido cloridrico (soluzione)
3. Acido cloridrico (soluzione)
4. Carbonato di sodio (soluzione)
5. Soluzione azzurra di solfato rameico

## ➤ REAGENTE B

- Solfato di sodio (soluzione)  
Zinco (granuli)  
Idrossido di sodio (soluzione)  
Acido cloridrico (soluzione)  
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	..... ..... .....

# 15 > Esperienza

## Preparazione di sostanze gassose

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

### Preparazione del cloro da HCl concentrato e $\text{KMnO}_4$

#### 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 (figura 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



1. Materiale necessario per la preparazione del cloro da HCl concentrato e  $\text{KMnO}_4$ .



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

**3.** La combinazione di bicarbonato di sodio e acido cloridrico dà luogo a sviluppo di  $\text{CO}_2$ .

**4.** Il diossido di carbonio sviluppato intorbida l'acqua di barite.



3



4

### 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.

### Domande di VERIFICA

1. Scrivi la reazione tra il permanganato di potassio e l'acido cloridrico concentrato (oltre a  $\text{Cl}_2$  si ha formazione di  $\text{KCl}$ ,  $\text{MnCl}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ ).
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.

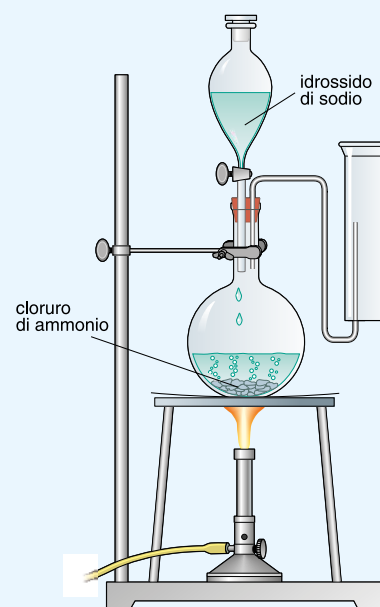
### Preparazione dell'ammoniaca

#### Materiale

- $\text{NH}_4\text{Cl}$
- Soluzione di  $\text{NaOH}$
- Vetreria come in figura 5
- Cilindro

#### Procedimento

1. L'ammoniaca si prepara trattando un sale di ammonio con una soluzione di una base forte ( $\text{NaOH}$ ) 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.



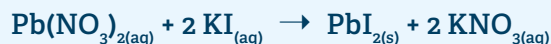
## 16 &gt; Esperienza

## 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  $\text{PbI}_2$  un composto insolubile che si raccoglie come precipitato, mentre l'altro,  $\text{KNO}_3$ , rimane in soluzione.

Il valore della massa di  $\text{PbI}_2$  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  $\text{CaCl}_2$

### 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  $\text{PbI}_2$ .
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  $\text{PbI}_2$  che si è formata nella reazione.



1. Precipitato di  $\text{PbI}_2$ .

**Dati**

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

**Domande di VERIFICA**

- Usando il rapporto delle moli, indica le moli di precipitato di  $\text{PbI}_2$  che si formano tenendo conto del reagente limitante.
- Ricava la massa teorica di  $\text{PbI}_2$ . [..... g]
- Ricava la massa sperimentale di  $\text{PbI}_2$ . [..... g]
- Trova la resa percentuale di reazione usando la formula:

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

- Suggerisci alcune sorgenti possibili di errore in questo esperimento.



# 17 > Esperienza

## 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:



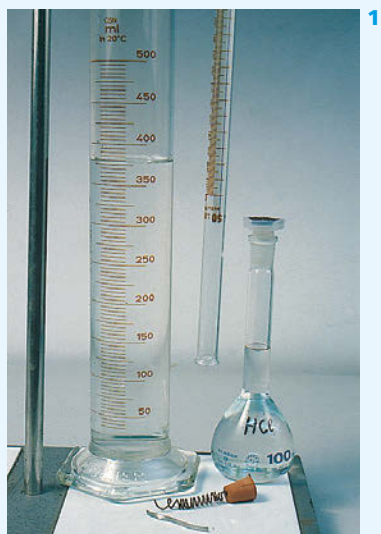
L'idrogeno sviluppato da una massa nota di magnesio viene raccolto in una buretta ed il volume viene misurato a temperatura e pressione ambiente. I dati ottenuti ci permettono di calcolare il volume di idrogeno, a 0 °C e 101,325 kPa (760 mm di Hg) sviluppato da 1 mole di magnesio.

### 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 (*figura 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.



1



2

1. Materiale per l'esperienza.

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



- 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 (figura 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:

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

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:

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

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

Il numero di moli di  $\text{H}_2$  coincide con il numero di moli di Mg, per cui

$$\text{mol di H}_2 = 1,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

• VOLUME DI 1 MOLE DI  $\text{H}_2$ 

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 °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 0,01g
- 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 ( $m_{\text{sale}}$ ) è data da:

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

La massa di  $\text{H}_2\text{O}$  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  $\text{H}_2\text{O}$  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**

$$m_{\text{capsula}} = \dots\dots\dots \text{ g}$$

$$m' = \dots\dots\dots \text{ g}$$

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

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

$$\text{solubilità} = \frac{m_{\text{sale}} \cdot 100 \text{ g}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \dots\dots\dots$$

(g di soluto in 100 g di  $\text{H}_2\text{O}$ )

**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?





1. Materiale occorrente per l'esperienza.

## Solubilità di una sostanza al variare della temperatura

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  $1 \text{ g/cm}^3$ , alla temperatura a cui si forma il primo cristallo, che è di  $80 \text{ }^\circ\text{C}$ , 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

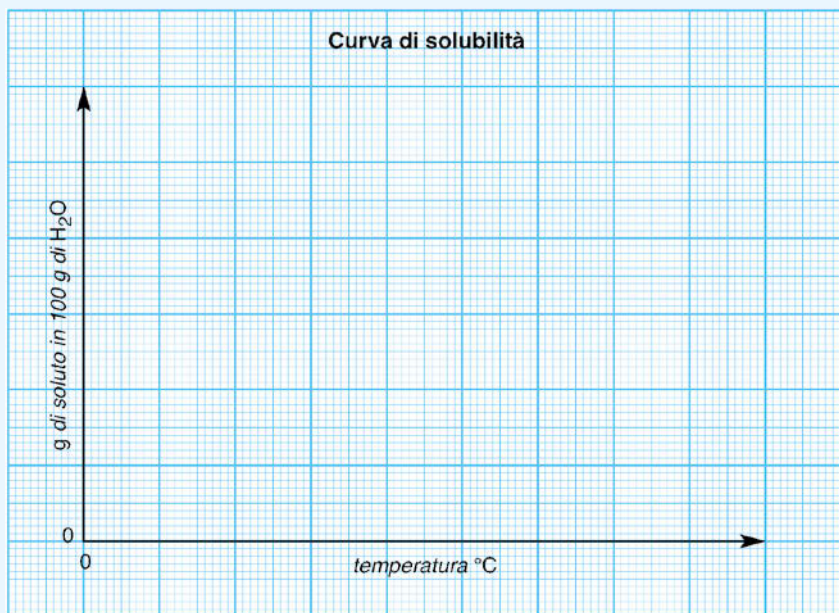
$$x = 64 \text{ g di sale in } 100 \text{ g di acqua a } 80 \text{ }^\circ\text{C}$$

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 $^\circ\text{C}$ 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 ( $^\circ\text{C}$ ) e sull'ordinata la solubilità (g di soluto in 100 g di  $\text{H}_2\text{O}$ ).

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

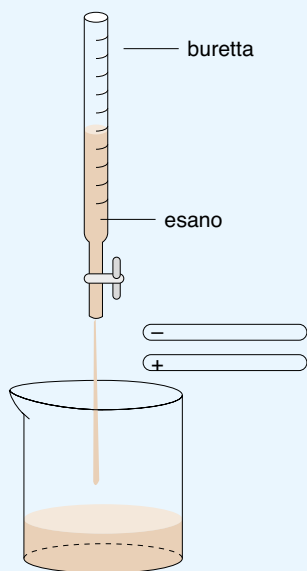
**Domande di VERIFICA**

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?

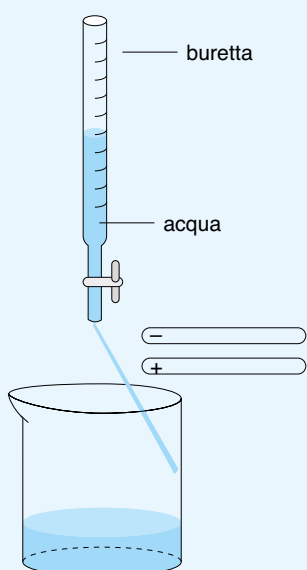
## Polarità dei liquidi

I liquidi si distinguono in polari e non polari.

Obiettivo dell'esperimento è controllare la polarità dei liquidi mediante bacchette caricate positivamente o negativamente.



1. Liquido non polare.



2. Liquido polare.

### Materiale

- > H<sub>2</sub>O
- > 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. Strofriamo 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 <sub>2</sub> O		
Acetone		
Alcool etilico puro		
Esano		
Trielina		

### Domande di VERIFICA

1. Le molecole polari presentano un dipolo. 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?

# 21 > Esperienza

## Miscibilità dei liquidi

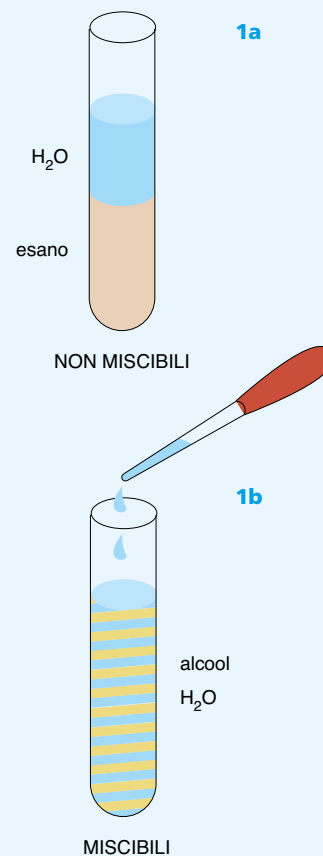
Obiettivo di questo esperimento è verificare se esiste una relazione tra polarità e miscibilità.

### Materiale

- > H<sub>2</sub>O
- > Acetone
- > Alcool etilico
- > Esano
- > Pentano
- > Etere etilico
- > Provette
- > Portaprovette
- > Pipette
- > Becher da 50 mL
- > Spruzzetta

### Procedimento

1. Versiamo le diverse sostanze liquide in piccoli becher sui quali riportiamo il nome delle sostanze.
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.



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

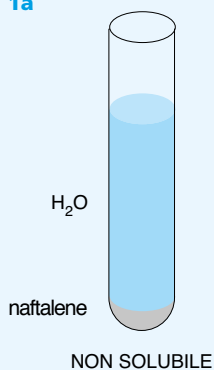
	ACQUA	ACETONE	ALCOOL ETILICO	ESANO	PENTANO	ETERE ETILICO
Acqua						
Acetone						
Alcool etilico						
Esano						
Pentano						
Etere etilico						

### Domande di VERIFICA

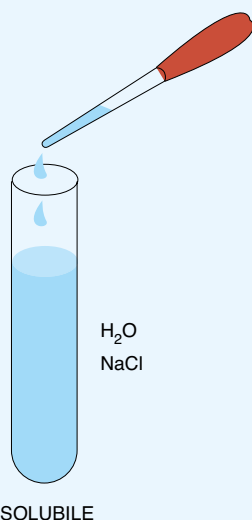
1. Esano e acqua non sono miscibili. Da che cosa dipende questo comportamento?
2. Perché l'acqua e l'alcool etilico sono completamente miscibili tra loro?
3. Perché il pentano è solubile in esano?
4. Come si può generalizzare il comportamento dei liquidi riguardo la miscibilità?

## 22 &gt; Esperienza

1a



1b



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

## 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?

## Solubilità dei solidi nei liquidi

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, agitiamo 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.

	Cloruro di sodio	Saccarosio	Glucosio	Naftalene	Iodio
Acqua					
Acetone					
Alcool etilico					
Esano					
Pentano					
Etere etilico					



## 23 > Esperienza

### Conducibilità elettrica di alcune sostanze e loro soluzioni

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

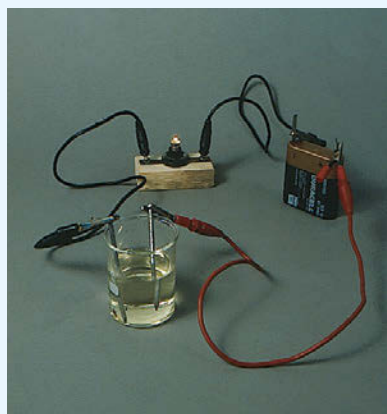
Obiettivo di questo esperimento è confrontare la capacità di diverse sostanze pure e delle loro soluzioni di condurre la corrente elettrica e di prevedere, in base ai risultati, la presenza o meno di ioni.

#### Materiale

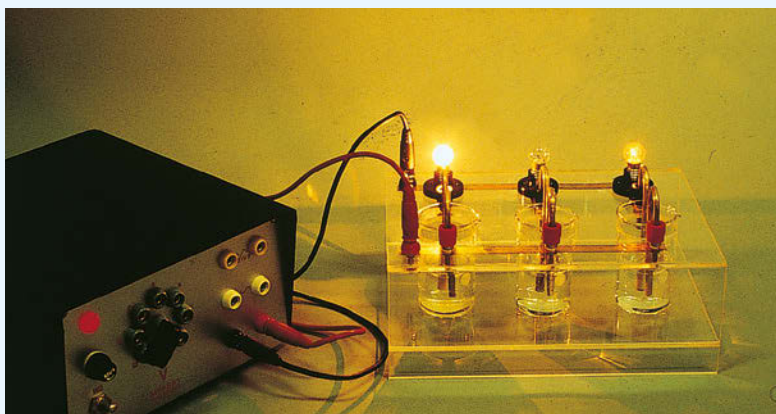
- Sorgente di corrente continua
- Becher
- Elettrodi
- Capsula di porcellana
- Cavetti con morsetti a cocodrillo e con spinotti per collegare i due elettrodi all'alimentatore e alla lampadina
- H<sub>2</sub>O distillata
- Bunsen
- Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- Saccarosio
- CuSO<sub>4</sub>
- NaCl
- NaOH
- Naftalina
- Acetone
- CH<sub>3</sub>COOH (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 *figura 1a* o *1b*.



1a



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, verifichiamo 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 <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (solido)		X	
Saccarosio (solido)			
NaCl (solido)			
CuSO <sub>4</sub> (solido)			
CuSO <sub>4</sub> (sol. acquosa)			
Saccarosio (sol. acquosa)			
NaCl (sol. acquosa)	X		+++
NaOH (solido)			
HCl (sol. acquosa)			
Acido acetico, CH <sub>3</sub> COOH (sol. acquosa)			
Naftalina in acetone			
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> 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 è un conduttore di corrente. Qual è il motivo di questo comportamento?
- Perché HCl acquoso e CH<sub>3</sub>COOH acquoso, anche se con la stessa concentrazione, conducono in modo differente la corrente elettrica?
- Una soluzione di CH<sub>3</sub>COOH 0,1 M conduce la corrente elettrica, mentre l'acido acetico glaciale (cioè puro) non conduce. Questo comportamento come viene spiegato?

## 24 > Esperienza

### Diluzione di una soluzione di $\text{KMnO}_4$

Obiettivo di questo esperimento è preparare soluzioni di  $\text{KMnO}_4$  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  $\text{KMnO}_4$  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:

$$V_0 \cdot M_0 = V \cdot M$$

da cui si ricava il volume  $V_0$  da prelevare:

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

dove  $V$  e  $V_0$  sono espressi in mL.

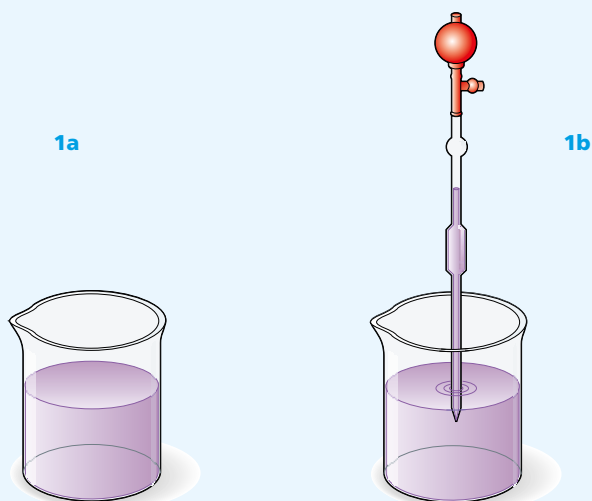
Per preparare, ad esempio, 100 mL di soluzione di permanganato di potassio di concentrazione  $2,00 \cdot 10^{-4}$  mol/L, per diluizione di una soluzione campione 0,001 mol/L, si deve prelevare il volume:

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

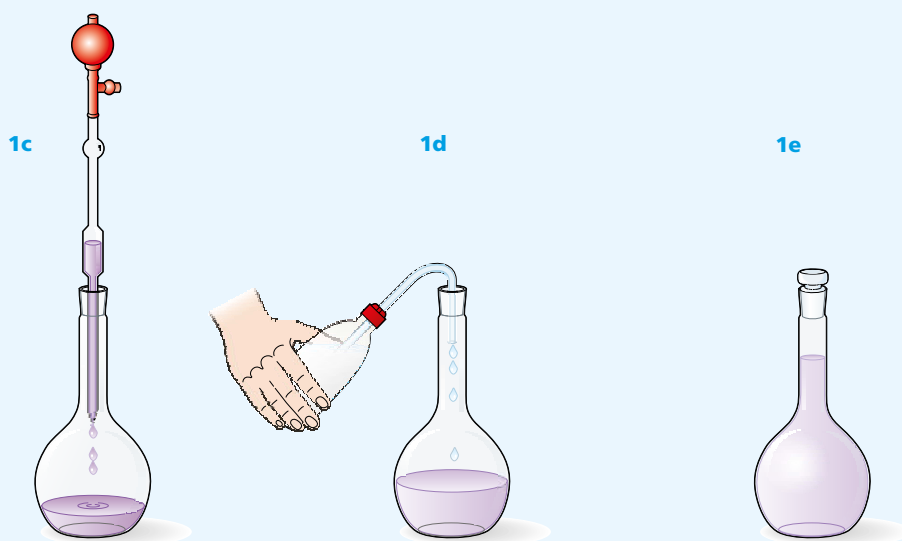
#### Procedimento

1. La soluzione da diluire è contenuta in un becher (figura 1a). Preleviamo 20,0 mL della soluzione con l'aiuto di una pipetta ad una tacca o a due tacche, munita di una propipetta (figura 1b). Teniamo la pipetta verticale in modo che il livello del liquido sia parallelo alla tacca di riferimento.

(segue)



2. Versiamo il volume prelevato in un matraccio tarato da 100 mL (*figura 1c*).
3. Portiamo a volume con acqua distillata (*figure 1d e 1e*).
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  $4,00 \cdot 10^{-4}$  M di  $\text{KMnO}_4$ , quale volume di una soluzione 0,001 M deve essere prelevato?

## 25 > Esperienza

### Determinazione della concentrazione di una soluzione di $\text{KMnO}_4$ con lo spettrofotometro

Obiettivo di questo esperimento è determinare la concentrazione di una soluzione di  $\text{KMnO}_4$  mediante retta di taratura ottenuta con lo spettrofotometro.

#### Materiale

- Spettrofotometro UV-Visibile
- Soluzione di  $\text{KMnO}_4$   $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L ( $10,0 \cdot 10^{-4}$  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  $\text{KMnO}_4$   $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L prepariamo, mediante diluizione, 4 soluzioni di concentrazione nota in mol/L.

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

Per la soluzione  $C_1$ , travasiamo 20 mL della soluzione di concentrazione nota ( $1,0 \cdot 10^{-3}$  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  $1,0 \cdot 10^{-3}$  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  $\text{KMnO}_4$ , eseguiamo la misura d'assorbanza ( $A$ ) di ciascuna delle quattro soluzioni preparate a concentrazione nota e annotiamo i valori trovati.

$A_1$	$A_2$	$A_3$	$A_4$
.....	.....	.....	.....

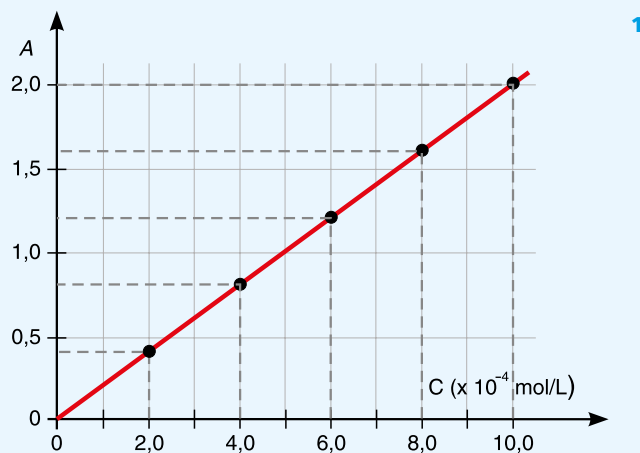


4. Con i valori trovati prepariamo una retta di taratura concentrazione-assorbanza su carta millimetrata, come in *figura 1*.

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.



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 *figura 21* a pag. 21, ottenuto con i valori di assorbanza della soluzione di  $\text{KMnO}_4$   $1,0 \cdot 10^{-3}$  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  $\text{KMnO}_4$  di concentrazione ( $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L) si può trovare in fiale sigillate. In mancanza delle fiale, per preparare 1 L di soluzione  $1,0 \cdot 10^{-3}$  M, quanti grammi di  $\text{KMnO}_4$  occorrono?
4. Dal grafico di *figura 1*, se  $A = 0,80$ , qual è il valore della concentrazione incognita di  $\text{KMnO}_4$ ?

## 26 > Esperienza

### 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.

#### Materiale

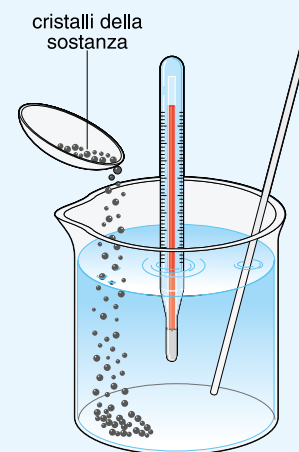
- Vetrini da orologio
- Cinque becher
- Cilindro graduato
- Un termometro con sensibilità di un decimo di grado
- Bacchetta di vetro o barretta magnetica per agitare la soluzione
- Acqua distillata
- Cloruro di sodio
- Idrossido di sodio
- Cloruro di ammonio
- Nitrato di potassio
- Carbonato di litio

#### 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  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ .

SOLUTO	TEMP. INIZIALE °C	TEMP. FINALE °C	VARIAZIONE DI TEMPERATURA $\Delta t$ °C
NaOH			
NaCl			
$\text{NH}_4\text{Cl}$			
$\text{KNO}_3$			
$\text{Li}_2\text{CO}_3$			



1. Materiale per l'esperimento.

#### Domande di VERIFICA

1. Quali dei soluti esaminati liberano calore quando si disciolgono in acqua? Quali assorbono calore?
2. Da che cosa viene segnalato il calore emesso o assorbito?

## Relazione tra moli 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

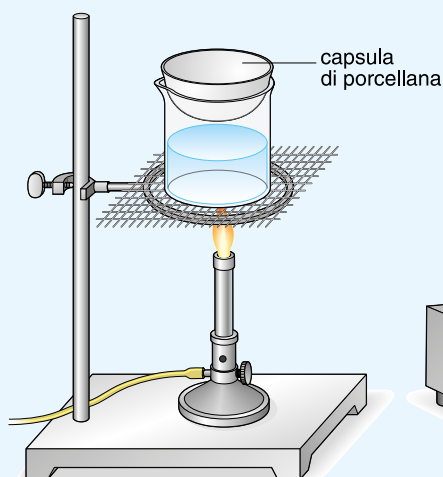
- Zinco in granuli
- 1 becher da 100 mL
- Cilindro da 100 mL o da 50 mL
- Soluzione di media concentrazione (circa 2 M) di HCl
- Capsula di porcellana di almeno 5 cm di diametro
- Bilancia con sensibilità di 0,01 g o superiore
- Bacchetta di vetro
- Bunsen
- Treppiede
- Reticella metallica
- Un bagno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

### Procedimento

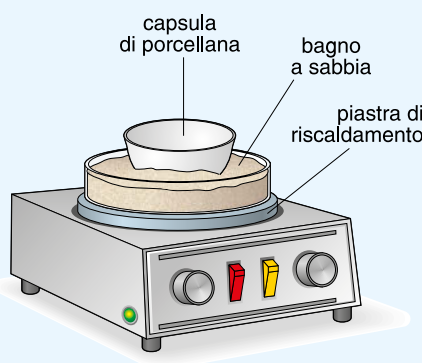
1. Pesiamo alla bilancia un becher vuoto; successivamente vi introduciamo granuli di zinco (intorno a 2,00 g) e prendiamo nota della massa (becher + zinco).
2. Preleviamo con un cilindro il volume di HCl necessario per la reazione, tenendo conto del rapporto in moli della reazione (circa 35,0 mL).
3. 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 *figura 2*. Si evita così perdita di sostanza in seguito a formazione di schizzi. Si può anche utilizzare un bagno a sabbia (*figura 3*).
6. Lasciamo raffreddare la capsula con la polvere di  $\text{ZnCl}_2$  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



**2.** Bagnomaria per l'evaporazione del solvente in capsula di porcellana.



**3.** 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:

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

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

## 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,  $m_4$ .

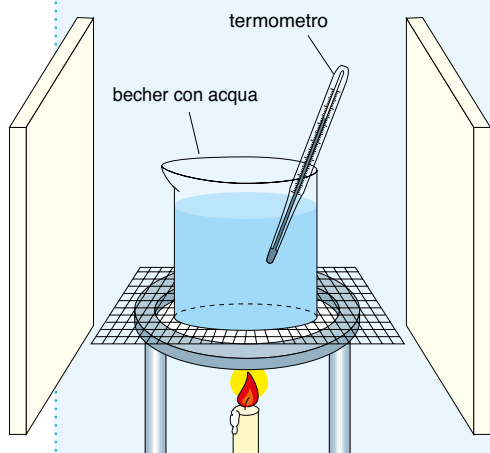
### Calcoli

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

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

dove  $\Delta t$  è l'intervallo termico ( $t_2 - t_1$ ),  $C$  il calore specifico dell'acqua

$$4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}, m \text{ la massa dell'acqua in grammi.}$$



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  $32186 \frac{\text{J}}{\text{g}} = 32,2 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$ .

### Tabella

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

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

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

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

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

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

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

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 ( $\text{CO}_2$ ) 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 ( $\text{CaCO}_3$ ) 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  $\text{CO}_2$  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.



1. Materiale per l'esperienza.

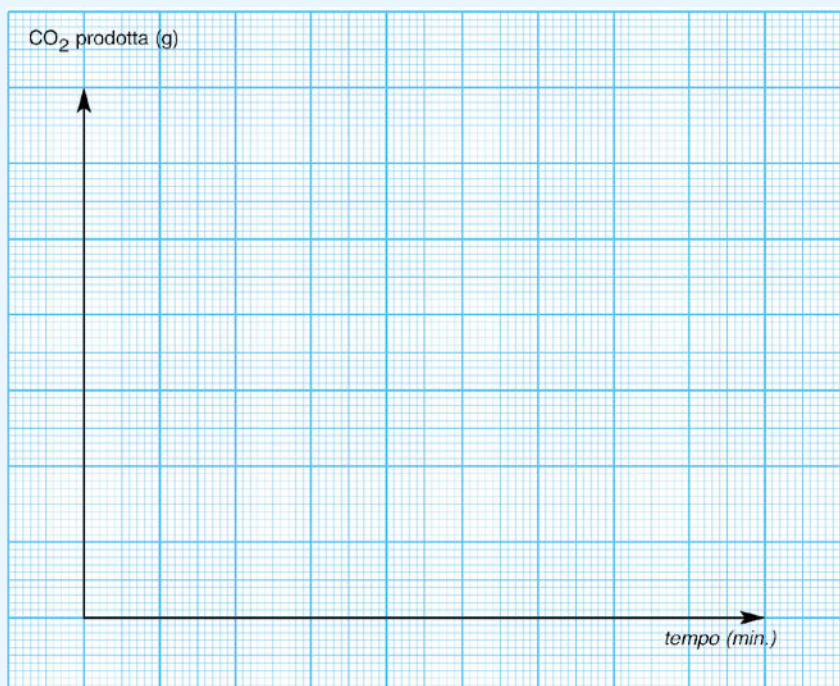


2. Lettura della massa del sistema ad intervalli di tempo di 1 minuto.

4. Poiché la reazione chimica avviene in un becher aperto e quindi con perdita di  $\text{CO}_2$ , il sistema (becher + marmo + soluzione di HCl) diminuisce man mano di massa.
5. 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  $\text{CO}_2$  che è stata prodotta dall'inizio dell'esperienza fino a quell'istante.

Tempo in minuti	Massa (g) massa di tutto il sistema	Massa (g) di $\text{CO}_2$ prodotta
$t_0 =$	$m_0 =$	.....
$t_1 =$	$m_1 =$	$m_0 - m_1 =$
$t_2 =$	$m_2 =$	$m_0 - m_2 =$
$t_3 =$	$m_3 =$	$m_0 - m_3 =$
$t_4 =$	$m_4 =$	$m_0 - m_4 =$
$t_5 =$	$m_5 =$	$m_0 - m_5 =$
$t_6 =$	$m_6 =$	$m_0 - m_6 =$

6. Con i dati raccolti possiamo costruire la curva di formazione di  $\text{CO}_2$  con il passare del tempo.  
Riportando sull'asse delle ordinate la quantità in grammi di  $\text{CO}_2$  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

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

## 30 &gt; Esperienza



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



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

## pH di prodotti commerciali

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**
- **H<sub>2</sub>O**
- **Becher da 50 mL**
- **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			

### 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?

# 31 > Esperienza

## 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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{KCl}$**

### 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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$   
 provetta 2  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
 provetta 3  $\text{Na}_2\text{S}$   
 provetta 4  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$   
 provetta 5  $\text{CH}_3\text{COONa}$   
 provetta 6  $\text{KCl}$
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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e di  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .
2. Scrivi le equazioni di reazione di idrolisi di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e di  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
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? Riporta 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 ( $\text{NaHCO}_3$ ) viene spesso usato per contrastare l'eccesso di acidità dello stomaco. Spiega con la reazione di idrolisi come questo composto svolge la sua funzione.



## 32 &gt; Esperienza



1. Prodotti con differente pH acido.

## Relazione tra il pH e la concentrazione di un sapone liquido 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 + 5mL DI ACQUA	SAPONE+10mL DI ACQUA	SAPONE + 20mL 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?

## 33 > Esperienza

### Confronto tra due antiacidi

Obiettivo dell'esperimento è verificare quale dei due composti, l'idrossido di magnesio  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  e il bicarbonato di sodio  $\text{NaHCO}_3$ , 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  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  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  $\text{ZnSO}_4$  (71,39 g di  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  in 1 L di soluzione)
- Soluzione 0,25 M di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  (82,80 g di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  in 1 L di soluzione)
- Soluzione 0,25 M di  $\text{CuSO}_4$  (62,42 g di  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  in 1 L di soluzione)
- Soluzione 0,25 M di  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  (64,10 g di  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  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.
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.



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

**Tabella delle osservazioni**

	Mg	Pb	Zn	Cu
Zn <sup>2+</sup>	1	2	3	4
Pb <sup>2+</sup>	5	6	7	8
Mg <sup>2+</sup>	9	10	11	12
Cu <sup>2+</sup>	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 Mg<sup>2+</sup> 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.

## 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

1a



1b



1c



1d

### Procedimento

1. In un vetrino da orologio mescoliamo 2 g di ossido di rame(II) e 3 g di limatura di ferro (*figura 1a*).
2. Versiamo questa miscela in una provetta e scaldiamo sulla fiamma calda di un Bunsen, fino ad incandescenza (*figura 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 (*figura 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 (*figura 1d*).

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?

# 36 > Esperienza

## 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  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 (figura 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 (figura 2).

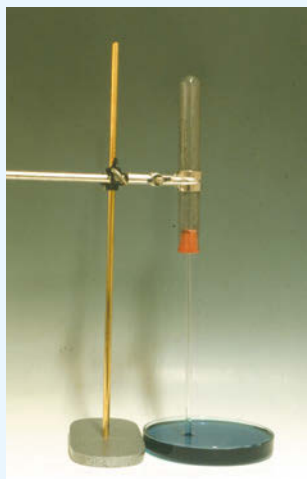


### Domande di VERIFICA

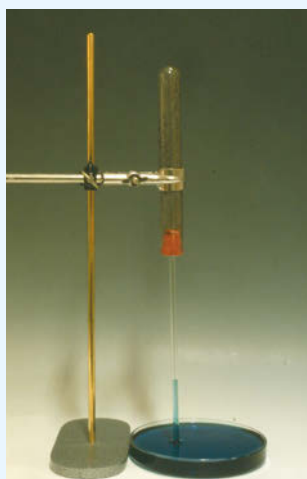
1. Dal punto di vista macroscopico, che cosa ci induce a pensare che i reagenti hanno variato il numero di ossidazione?
2. Tenendo conto che le due reazioni portano alla formazione di iodio molecolare, scrivi per ciascuna di esse la specifica equazione chimica.



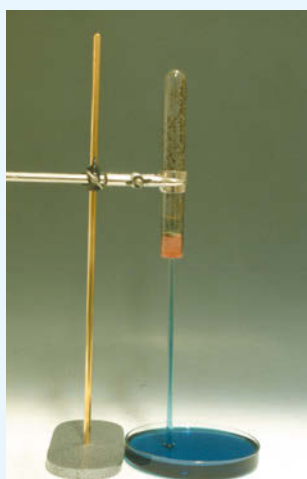
## 37 &gt; Esperienza



1a



1b



1c

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.

## Formazione della ruggine

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:

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

### Domande di VERIFICA

1. Perché nel tubo l'acqua è salita?
2. Con quale fenomeno può essere spiegato il consumo di ossigeno?
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?

## 38 > Esperienza

### Celle voltaiche o galvaniche

In una cella voltaica, 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 voltaiche e confrontarle tra di loro.

La FEM di una cella voltaica assume sempre valore positivo.

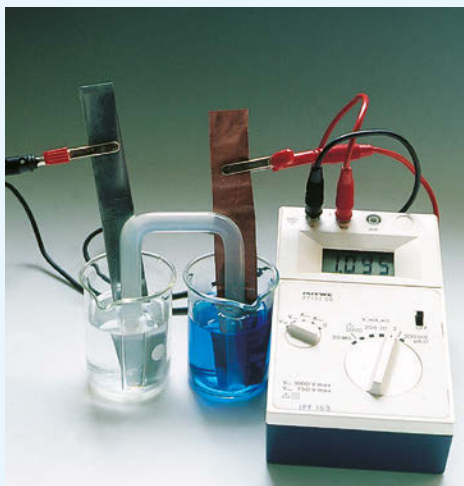
#### Materiale

- 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  $\text{ZnSO}_4$  (287,55 g di  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  in 1 L di soluzione)
- Soluzione 1 M di  $\text{CuSO}_4$  (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)

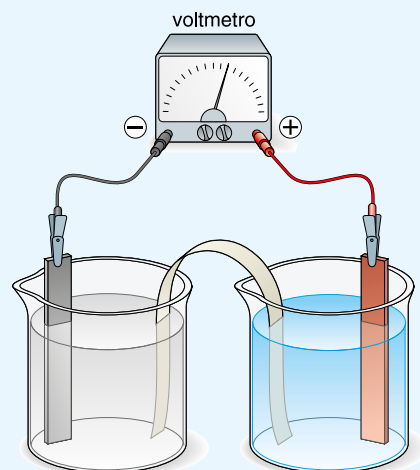
#### Procedimento

1. Versiamo in un becher 50 mL di soluzione di  $\text{ZnSO}_4$  e vi immergiamo la lamina di zinco.
2. Versiamo in un secondo becher 50 mL di  $\text{CuSO}_4$  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 (*figura 1*). Se si forma una bolla di aria, che interrompe 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 (*figura 2*).



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



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

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.

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

### Domande di VERIFICA

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

## 39 &gt; Esperienza

## Determinazione del valore della costante di Faraday

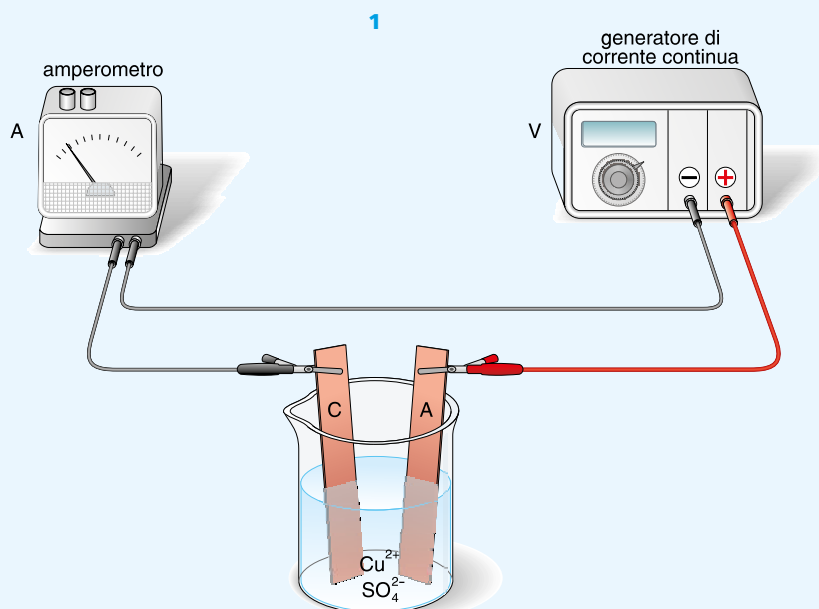
Obiettivo dell'esperimento è determinare la quantità di corrente corrispondente ad 1 Faraday.

### 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 *figura 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  $\text{CuSO}_4$  in acqua.
2. Scrivi la reazione che si verifica al catodo.
3. Determina la quantità di corrente che è passata nella cella elettrolitica ( $Q = i \cdot t$ ).
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:

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

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

## 40 &gt; Esperienza

## 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

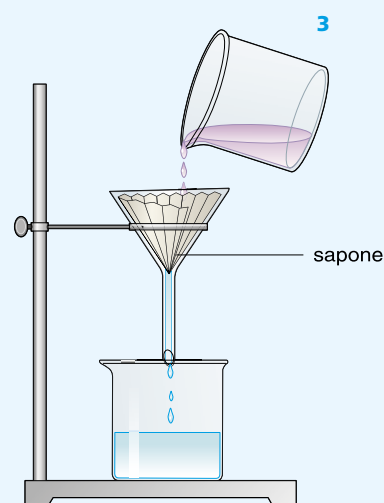
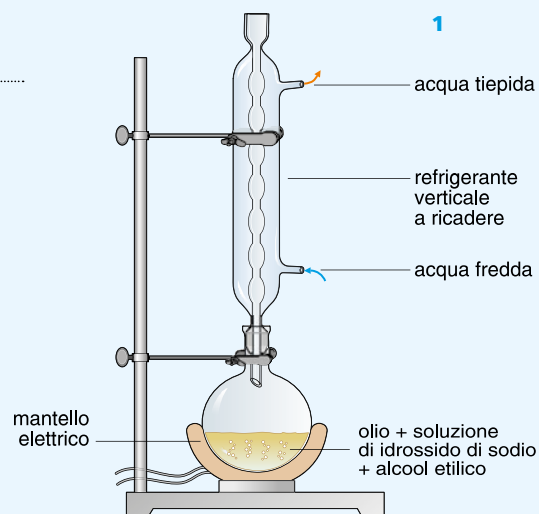
- Pallone come contenitore
- Refrigerante a ricadere ad acqua
- Becher
- Imbutto di vetro o imbuto büchner
- Carta da filtro
- Etanolo
- Idrossido di sodio in pastiglie
- Olio di arachidi o olio di oliva oppure un grasso
- Soluzione di cloruro di sodio in acqua
- Mantello elettrico riscaldante

## 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 (figura 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 (figura 2).
6. Il sapone che si forma è insolubile in acqua, per cui precipita e lo separiamo mediante filtrazione (figura 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?





## 41 &gt; Esperienza

## 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  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

### Materiale

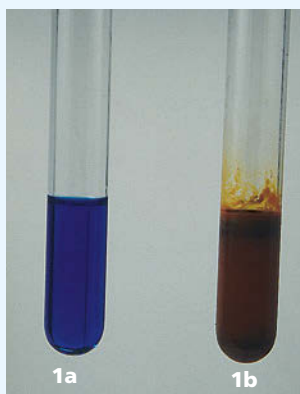
- > **Provette**
- > **Bunsen**
- > **Aldeide acetica (etanale)**
- > **Soluzione di Fehling.**

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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluito, il tutto portato a 500 mL con  $\text{H}_2\text{O}$ .

**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  $\text{H}_2\text{O}$ .

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.



1. (a) Aldeide acetica con liquido di Fehling.  
(b) Precipitato rosso-mattone di ossido di rame(I),  $\text{Cu}_2\text{O}$ , dopo il riscaldamento.

### Procedimento

1. Versiamo in una provetta 2 mL del liquido di Fehling e 2 mL di aldeide acetica (o di un'altra aldeide) (figura 1a).
2. Dopo riscaldamento osserviamo la formazione di un precipitato rosso-mattone di ossido di rame(I)  $\text{Cu}_2\text{O}$ , (figura 1b).

### 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?

## 42 > Esperienza

### 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluito, il tutto portato a 500 mL con  $\text{H}_2\text{O}$ .

**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  $\text{H}_2\text{O}$ .

#### 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:

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

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?

## 43 > Esperienza

### Ricerca delle proteine

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 1g 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.

#### Attenzione!

Operare con prudenza sotto cappa.

#### 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  $\text{HNO}_3$  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.

### ■ 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?

## 44 > Esperienza

### Riconoscimento dell'amido

La soluzione di un amido dà con il reattivo di Lugol una colorazione caratteristica blu intenso.

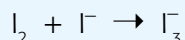
L'obiettivo di questo esperimento è verificare se un alimento contiene amido.

#### Materiale

- **Amido solubile**
- **Bunsen, treppiedi e reticella**
- **Bacchetta di vetro**
- **Contagocce**
- **Reattivo di Lugol:**  
è una soluzione acquosa di  $I_2$  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.

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

### 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.

## 45 &gt; Esperienza

## Determinazione della durezza di un'acqua con l'EDTA

Per durezza di un'acqua s'intende il suo contenuto in ioni  $\text{Ca}^{2+}$  ed  $\text{Mg}^{2+}$ . La durezza di un'acqua viene di norma espressa in gradi francesi ( $^{\circ}\text{F}$ ), dove  $1^{\circ}\text{F}$  corrisponde a 1 mg di  $\text{CaCO}_3$  in 100 mL di acqua.

Con questo metodo pertanto gli ioni  $\text{Ca}^{2+}$  ed  $\text{Mg}^{2+}$  sono espressi come  $\text{CaCO}_3$ .

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 etilendiammino tetraacetico biidrato (EDTA)**  
(3,72 g di EDTA in 1000 mL di soluzione)
- **Soluzione tampone a pH 10**  
(70 g di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  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  $\text{Ca}^{2+}$  ed  $\text{Mg}^{2+}$ ) 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  $1^{\circ}\text{F}$ . 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  $\text{Ca}^{2+}$  ed  $\text{Mg}^{2+}$  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  $\text{pH}$  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  $\text{Ca}^{2+}$  ed  $\text{Mg}^{2+}$ , 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?

## Riferimenti iconografici

---

© Paolo Pistarà pp. 16 (figg. 5, 6), 18 (fig. 12), 33 (figg. 1, 2), 35 (fig. 1), 40 (figg. 1, 2), 41 (fig. 3), 44 (fig. 1), 47 (fig. 1), 49 (fig. 1), 51 (figg. 1, 2), 52 (fig. 3), 56 (fig. 1), 61 (fig. 1a), 76 (fig. 1), 78 (fig. 1), 81 (figg. 1, 2), 88 (fig. 1a, 1b);

© kasto80/iStock p. 7;

© Franco Valoti per le restanti foto.

## Laboratorio Chimica in azione

propone attività che costituiscono 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.

**senzaLIBRO**

**LA APP DI ATLAS PER IMPARARE GIOCANDO**

Scarica la app dal tuo store      Fotografa la copertina del libro      Utilizza subito i contenuti

1 ————— 2 ————— 3

 Available on the App Store



Quiz     Video  
 Sintesi e mappe