Mauro Panzanaro

LA CHIMICA

LIBRO MISTO
(cartaceo + digitale)

E-School

Copyright © 2013 E-School S.a.s. casa editrice, via Monte Velino 15 67100 L'Aquila
www.educationalforyou.it

I diritti di riproduzione, di traduzione, di memorizzazione digitale su qualsiasi tipo di supporto, di noleggio, di prestito, di elaborazione in altre forme e opere, di adattamento, anche parziale, ad altri mezzi sono riservati in tutti i paesi. L'acquisto della presente copia non implica il trasferimento dei suddetti diritti.

Le fotocopie per uso personale del lettore possono essere effettuate nei limiti del 15% del volume dietro pagamento della SIAE nei limiti del compenso previsto dall'art. 68, commi 4 e 5,della legge 22 aprile 1941 n° 633. Le riproduzioni per uso diverso da quello personale potranno essere effettuate solo con l'autorizzazione dell'editore.

Prima edizione novembre 2013

Ristampe
2014 2015 2016
2 3 4 5 6 7

Redazione Sabatini Francesca
Progetto grafico Sabatini Francesca
Ricerche iconografiche, glossario, indice analitico Iannella Mattia
Disegni Brinzaru Alexandru
Revisione editoriale Panzanaro Valentina

Tutti i contenuti fotografici e video sono prodotti direttamente dall'editore.

Si ringrazia la Prof.ssa Fausta Santilli per l'aiuto nella realizzazione dei videoclip, videolaboratori e delle schede di laboratorio e Fabio Spera per l'elaborazione della tavola periodica multimediale.

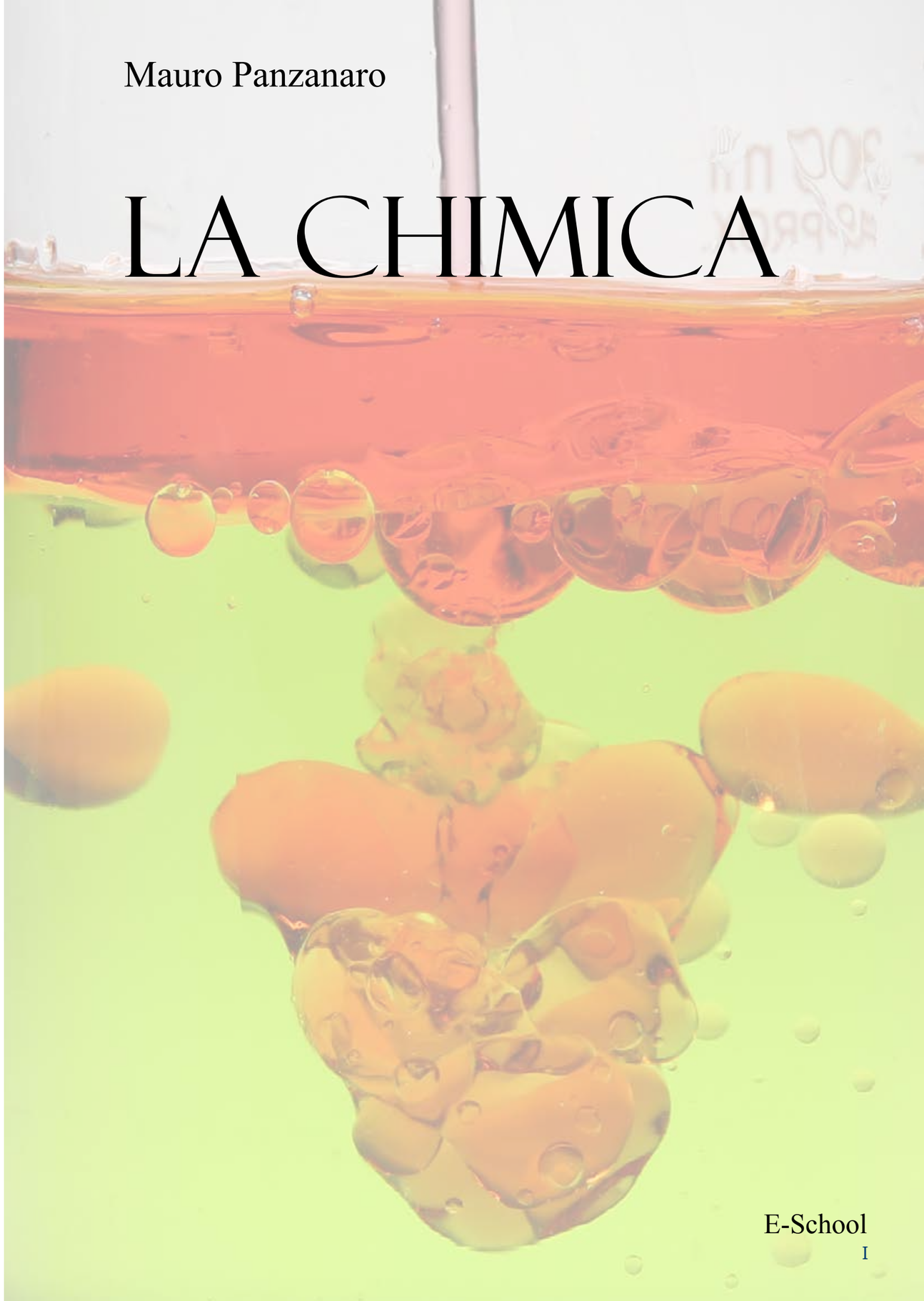
Un testo didattico integrato da contenuti multimediali e interattivi è un opera complessa. Eventuali segnalazioni di errori o suggerimenti saranno sempre ben accolti.

Per informazioni e segnalazioni
direzione@educationalforyou.it
docenti@educationalforyou.it

Stampato presso Tipolito 95 S.n.c. L'aquila (AQ), Italy

Mauro Panzanaro

LA CHIMICA



E-School
I

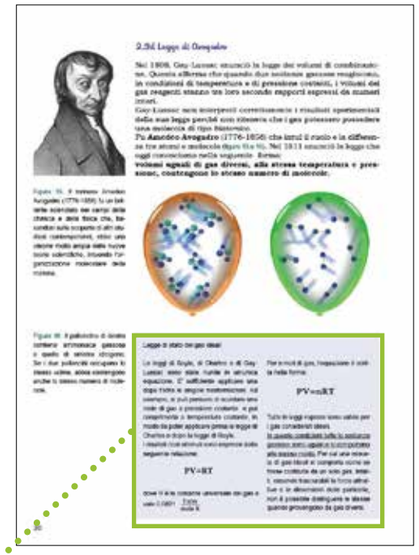
Presentazione del corso

Teoria

Esposizione semplice e diretta dei principi, con l'utilizzo di molti esempi riconducibili alla vita quotidiana. Illustrazioni di alta qualità

Mappa concettuale

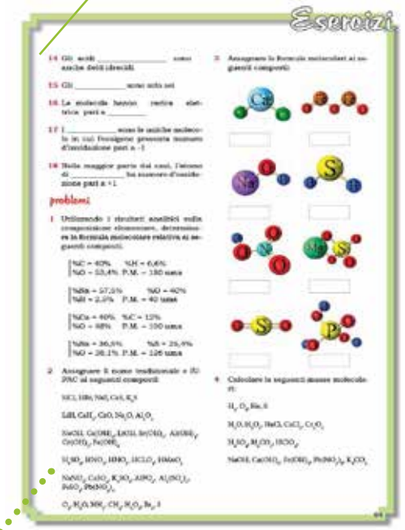
Un aiuto per sintetizzare l'esposizione dei concetti



Dimostrazioni e suggerimenti

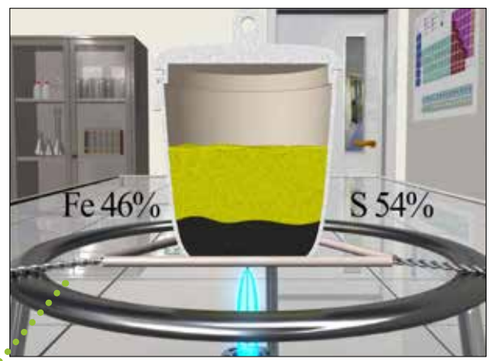
Chiarimenti e dimostrazioni aggiuntive raccolti in appositi riquadri azzurri

I test sono presenti anche in modalità interattiva



Esercizi

A risposta multipla, vero o falso, a completamento e problemi. Affrontano tutti gli argomenti trattati

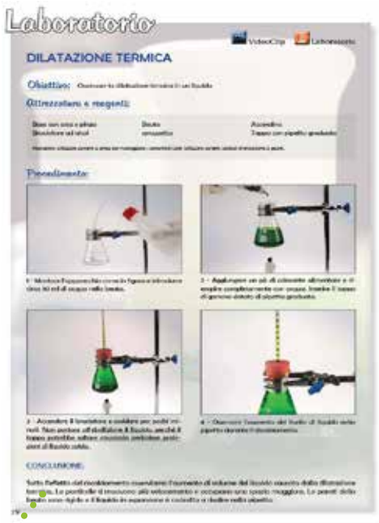


Animazione 3D

Animazioni tridimensionali per la comprensione degli aspetti microscopici dei fenomeni naturali

VideoClip

Video dedicati alle schede sperimentali e alle manifestazioni macroscopiche dei fenomeni naturali



Laboratorio

Schede per esperienze semplici di laboratorio illustrate step by step e realizzabili anche in aula

In più

Approfondimenti tematici di fine capitolo

Videolaboratorio

Esperimenti di chimica realizzati in laboratorio con la partecipazione degli alunni.
Trattano le dimostrazioni sperimentali più complesse e permettono di osservare esperimenti che spesso non si possono realizzare per la mancanza di laboratori attrezzati

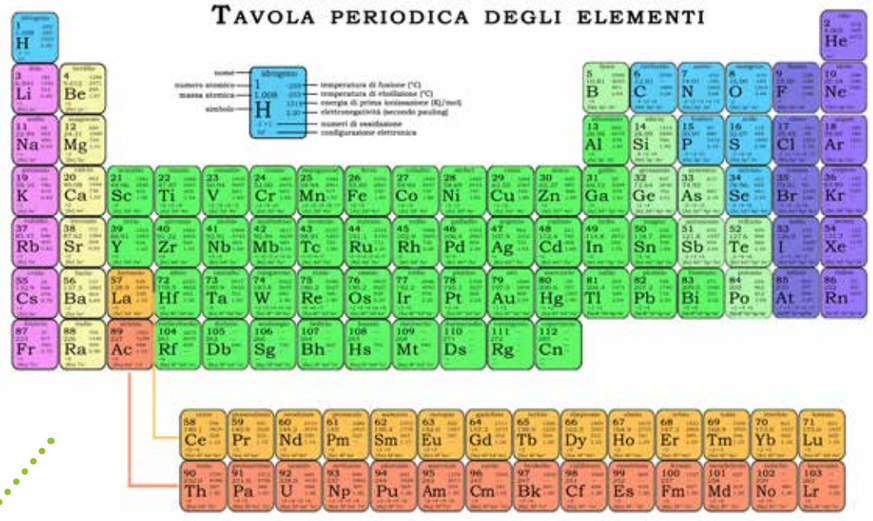


Tavola periodica multimediale

Una strumento interattivo di facile accesso che arricchisce la consultazione con tante curiosità

Premessa

"Il buon insegnamento è per un quarto preparazione e tre quarti teatro."
Galileo Galilei

Nell'insegnamento, così come accade in altri ambiti professionali, le relazioni sociali sono caratterizzate dalla condivisione che permette agli individui di entrare in comunicazione reciproca. Questo significa usare tecniche divulgative moderne che consentono un approccio alla disciplina più gradevole e più motivato da parte degli alunni.
La maggior parte del corpo docente fa fatica ad utilizzare le nuove tecnologie, ma il rischio è quello di adottare una comunicazione obsoleta oramai superata e che spesso risulta noiosa!
Al contrario l'insegnante deve essere promotore di una didattica volta a motivare e interessare l'alunno sempre più abituato a usare sistemi tecnologici e multimediali. La scuola per tale motivo deve necessariamente stare al passo con i tempi per poter formare i giovani e indirizzarli verso il mondo professionale dove la conoscenza di questi nuovi mezzi di comunicazione è obbligatoria.
Questo libro nasce dalle esperienze fatte nelle aule di scuola, tra i tanti discorsi svolti da coloro che volevano insegnare e coloro che non volevano imparare o ascoltare!
L'intento iniziale è stato quello di realizzare un percorso in cui i benefici formativi fossero comunque condivisi sia dagli insegnanti che dagli alunni e al tempo stesso di creare un ambiente laboratoriale ricco di stimoli nel tentativo di suscitare l'interesse dei ragazzi.
Per questo motivo i diversi argomenti sono esposti in modo semplice ed essenziale, puntando sempre ad illustrare il significato del fenomeno osservato e facendo riferimento, per quanto possibile, a situazioni quotidiane e conosciute.
Molti degli aspetti didattici trattati nel testo provengono infatti dalla vita scolastica e sono stati costruiti partendo dall'elaborazione dei contenuti disciplinari classici, integrati con effetti suggestivi. Si è cercato di selezionare i momenti didattici più efficaci e più coinvolgenti per gli alunni.
L'utilizzo di dimostrazioni sperimentali nelle lezioni permette di massimizzare i risultati perché in questo modo l'insegnante dà prova di grande competenza, facendo crescere la propria credibilità tra gli studenti. Con tale consapevolezza, si è ritenuto opportuno introdurre un congruo numero di schede laboratoriali per eseguire semplici esperimenti da poter svolgere in aula con l'ausilio di pochi attrezzi.
Questo volume vuole offrire una valida alternativa ai classici testi scolastici poiché, essendo arricchito di un gran numero di multimedia (video e animazioni), rappresenta un formidabile strumento didattico che velocizza il flusso delle informazioni, stimolando l'attenzione e rendendo più efficace la lezione.
I contenuti scientifici si integrano perfettamente con le dimostrazioni sperimentali e possono essere somministrati al momento giusto secondo un'attenta regia messa a punto dallo stesso insegnante che rimane il principale punto di riferimento per la classe.

M.P

Sommario

1 Proprietà della materia

1.1 L'uomo e la chimica 3
1.2 Proprietà della materia 4
1.3 Le grandezze fisiche 5
1.4 Il Sistema Internazionale 6
1.5 Le grandezze fondamentali 7
1.6 Le grandezze derivate 10
1.7 Tecniche operative di misura 14
1.8 Cifre significative 14
1.9 Errori 15

In più La densità 16

Laboratorio La densità dei solidi 17
La dilatazione termica 19

Esercizi vero o falso? - a risposta multipla - a completamento problemi 20

2 Esploriamo la materia

2.1 La materia 25
2.1a I solidi 27
2.1b I liquidi e i gas 28
2.1c Stati di aggregazione 29
2.2 Passaggi di stato 29
2.2a Curve di riscaldamento e di raffreddamento 30
2.3 Leggi dei gas 31
2.3a Legge di Boyle-Mariotte 32
2.3b Legge di Charles 33
2.3c Legge di Gay Lussac 34
2.3d Legge di Avogadro 35
2.4 Aspetti macroscopici della materia 36
2.4a I miscugli 36
2.4b Significato della miscibilità 37
2.4c Sistemi omogenei 38
2.4d Sistemi eterogenei 39

In più Perché le particelle dei solidi formano un cristallo? 41
Cosa succede quando un liquido evapora? 42
La pressione di vapore 43

Laboratorio Sublimazione e brinamento 44
Fusione e solidificazione 45
Estrazione 46
Cristallizzazione 47
Distillazione 48
Cromatografia 49

Esercizi vero o falso? - a risposta multipla - a completamento problemi 50

3 Atomi e molecole

3.1 Sostanze elementari 55
3.2 Sostanze composte 56
3.3 Reazioni chimiche 57
3.4 Le leggi ponderali e la scoperta dell'atomo 57
3.4a Legge di Proust 59
3.4b Legge di Dalton e la scoperta dell'atomo 61
3.5 Le molecole 64
3.6 La periodicità 67
3.7 L'atomo moderno 69
3.8 La valenza 70

In più La natura elettrica della materia 71

Laboratorio Legge di Lavoisier1 72
Legge di Lavoisier2 73
Legge di Proust 74

Esercizi vero o falso? - a risposta multipla - a completamento problemi 75

4 La comunicazione della chimica

4.1 Formule chimiche 79
4.2 La nomenclatura dei composti inorganici 82

4.3 Classificazione dei composti chimici 83
4.3a Ossigeno + altro elemento 84
4.3b Idrogeno + altro elemento 85
4.3c Metallo + Non Metallo 86
4.3d Ossiacidi (o acidi ternari) 87
4.3e Sali ternari 88
4.3f Idrossidi 89

In più Determinazione della massa molecolare di un composto 90

Esercizi vero o falso? - a risposta multipla - a completamento problemi 91

5 La mole e le reazioni chimiche

5.1 Rappresentazione delle reazioni chimiche 97
5.2 Bilanciamento delle reazioni chimiche 98
5.3 Il concetto di mole 99
5.4 Calcoli stechiometrici 102
5.5 Classificazione delle reazioni chimiche 107
5.5a Reazioni di sintesi 107
5.5b Reazioni di decomposizione 108
5.5c Reazioni di scambio o sostituzione 109
5.5d Reazioni di doppio scambio 109

In più Perché la massa molecolare espressa in grammi contiene N molecole? 111

Laboratorio
Combustione del magnesio 112
L'acqua di cristallizzazione 113
Formazione di rame metallico 114
Formazione di precipitati 115
Formazione di complessi 116
Formazione di un gas 117
Reazioni acido base 118
Titolazione acido base 119

Esercizi vero o falso? - a risposta multipla - a completamento problemi 120

Sommario multimediale

Animazione 3D · VideoLaboratorio · VideoClip · Laboratorio · Esercizi · Mappa concettuale · Tavola periodica multimediale

1 Proprietà della materia

Paragrafo 1.1 Minerali e metalli
Paragrafo 1.5 Lo zero assoluto
Paragrafo 1.5 Scale termometriche
Paragrafo 1.5 Scambi di calore
Paragrafo 1.5 La massa inerziale
Paragrafo 1.6 La pressione
Paragrafo 1.6 L'energia cinetica
Paragrafo 1.6 La densità
Paragrafo 1.6 La densità dei gas
Paragrafo 1.6 La forza elettrica
Paragrafo 1.6 Effetti della pressione
Paragrafo 1.6 La forza dell'aria
In più La densità dell'aria
Laboratorio La densità dei solidi
Laboratorio Dilatazione termica

2 Esploriamo la materia

Paragrafo 2.1 La molecola dell'acqua
Paragrafo 2.1a Fluido newtoniano
Paragrafo 2.1a Solido o liquido
Paragrafo 2.1b I gas
Paragrafo 2.1c Stati della materia
Paragrafo 2.2a La distillazione
Paragrafo 2.2a La fusione
Paragrafo 2.3a Legge di Boyle
Paragrafo 2.3a Legge di Boyle
Paragrafo 2.3b Legge di Charles
Paragrafo 2.3c Legge di Gay Lussac
Paragrafo 2.3c Il motore termoacustico
Paragrafo 2.4a I miscugli
Paragrafo 2.4a Formazione di cristalli
Paragrafo 2.4b La solvatazione
Paragrafo 2.4c La cristallizzazione
Paragrafo 2.4c La polvere nera
Paragrafo 2.4d La schiuma
Paragrafo 2.4d La spugna
In più Il termoscopio
Laboratorio Sublimazione e fusione
Laboratorio Fusione e solidificazione
Laboratorio Estrazione
Laboratorio Cristallizzazione
Laboratorio Distillazione
Laboratorio Cromatografia

3 Atomi e molecole

Paragrafo 3.2 Formazione di ZnS
Paragrafo 3.3 La pila chimica
Paragrafo 3.3 Reazioni chimiche 1
Paragrafo 3.4 La combustione
Paragrafo 3.4 Legge di Lavoisier
Paragrafo 3.4a Legge di Proust
Paragrafo 3.4b L'atomo di Dalton
Paragrafo 3.5 Motore a idrogeno
Paragrafo 3.5 La molecola di Avogadro
Paragrafo 3.6 La periodicità
Paragrafo 3.6 La tavola periodica
Paragrafo 3.8 La valenza
In più L'elettrone di Thomson 1
In più L'elettrone di Thomson 2
Laboratorio Legge di Lavoisier 1
Laboratorio Legge di Lavoisier 2
Laboratorio Legge di Proust

5 La mole e le reazioni chimiche

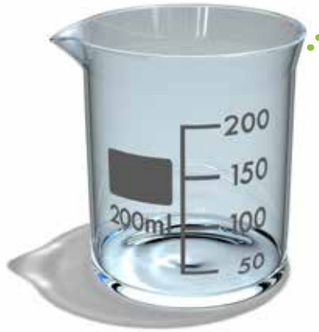
Paragrafo 5.1 Reazioni chimiche 2
Paragrafo 5.3 La mole
Paragrafo 5.4 Stechiometria
Paragrafo 5.5 Reazioni chimiche 3
Paragrafo 5.5a Combustione dello zolfo
Paragrafo 5.5a Formazione del NH_4Cl
Paragrafo 5.5b Voltametro di Hoffman
Paragrafo 5.5c Sodio metallico e acqua
Paragrafo 5.5c Termite
Paragrafo 5.5d Ghiaccio secco e acidità
Paragrafo 5.5d Formazione di Ag_2CrO_4
Paragrafo 5.5d Formazione di precipitati
Laboratorio Combustione del Mg
Laboratorio L'acqua dei cristalli
Laboratorio Il rame metallico
Laboratorio Formazione di precipitati
Laboratorio Formazione di complessi
Laboratorio Formazione di un gas
Laboratorio Reazioni acido base
Laboratorio Titolazione acido base

Attrezzature per il laboratorio

IL LABORATORIO Tutte le lezioni possono essere integrate con attività laboratoriale di tipo dimostrativo o eseguite con l'apporto diretto del lavoro degli studenti. Nelle pagine seguenti sono riportate le indicazioni per l'uso delle principali attrezzature.

Si raccomanda di prendere visione delle avvertenze contenute nelle schede di sicurezza dei prodotti chimici e di utilizzare sempre, anche nelle dimostrazioni più semplici, gli occhiali di sicurezza.

BECHER Contenitori di uso generale. Quelli in vetro borosilicato sono adatti al riscaldamento. Possono essere a forma bassa o a forma alta



BEUTE Contenitori di uso generale. Possono essere munite di tappo. Quelle in vetro borosilicato sono adatte al riscaldamento. Quelle con la presa laterale si usano per la filtrazione sottovuoto

PROVETTE E PORTAPROVETTE Le provette possono anche essere coniche per centrifuga. Disponibili in molte dimensioni, anche graduate

CILINDRI GRADUATI Servono per misurare volumi di liquidi

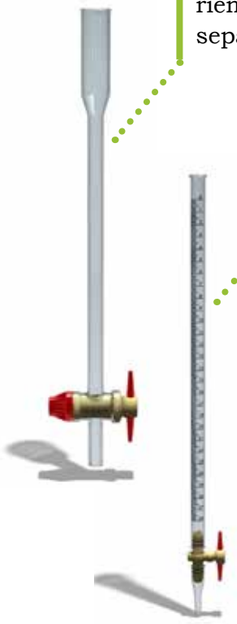
MATRACCI TARATI Contengono volumi fissi di liquido, indicati da una tacca di taratura presente sul collo

IMBUTI Servono per travasare liquidi o polveri. Quelli con il gambo lungo sono utilizzati per filtrare

SOSTEGNO CON PINZA Utile per fissare contenitori in vetro etc.

COLONNE PER CROMATOGRAFIA Vanno riempite con apposite sostanze per realizzare separazioni cromatografiche

PIPETTE PRELIEVO E SIRINGHE Adatte per prelievi misurati di liquidi e soluzioni



PINZE PER BECHER Servono per maneggiare in sicurezza contenitori con liquidi caldi

PIPETTE PASTEUR servono per travasare piccole quantità di liquido

PINZE Quelle in legno sono adatte per scaldare le provette. In metallo servono per maneggiare piccoli campioni

SPRUZZETTE Utili per introdurre acqua o altri liquidi nei contenitori

CRISTALLIZZATORI Di varie forme, sono chiamati così perché la superficie larga permette ai liquidi di evaporare più facilmente. Quelli in vetro borosilicato sono adatti al riscaldamento

CAPSULE E CROGIOLI IN PORCELLANA Utilizzati per scaldare ad alta temperatura, fondere o decomporre le sostanze. Si possono usare su fiamma diretta. Occorre raffreddare lentamente, per evitare la rottura

OCCHIALI DI SICUREZZA. Dispositivo di protezione individuale. Il tipo indicato è quello per le dimostrazioni. Per operazioni più pericolose, si usano tipi più complessi che aderiscono completamente al viso

GUANTI dispositivi di protezione individuale. Possono essere in lattice o in nitrile, quest'ultimi garantiscono una protezione più alta dalle sostanze chimiche

CAMICI Utili per evitare la contaminazione dei vestiti

Tecniche di laboratorio

Uso dei matracci

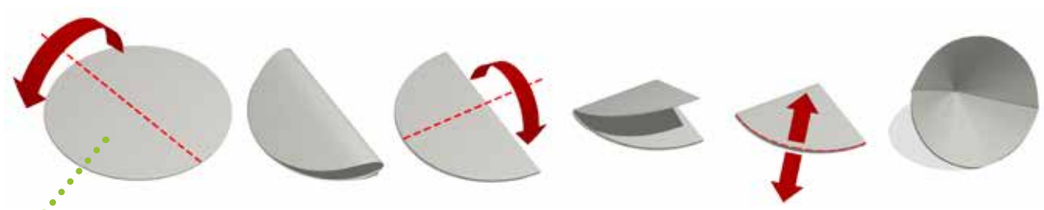
VideoClip

Il matraccio tarato o pallone tarato, serve per la preparazione di soluzioni a concentrazione nota. Dopo aver introdotto un campione di soluto di massa o volume noti è necessario portare a volume la soluzione riempiendo il matraccio con il solvente

Le ultime aggiunte si fanno con un contagocce, fino a raggiungere la tacca posta sul collo del matraccio. La tacca deve risultare tangente al menisco inferiore

Filtrazione

VideoClip VideoClip



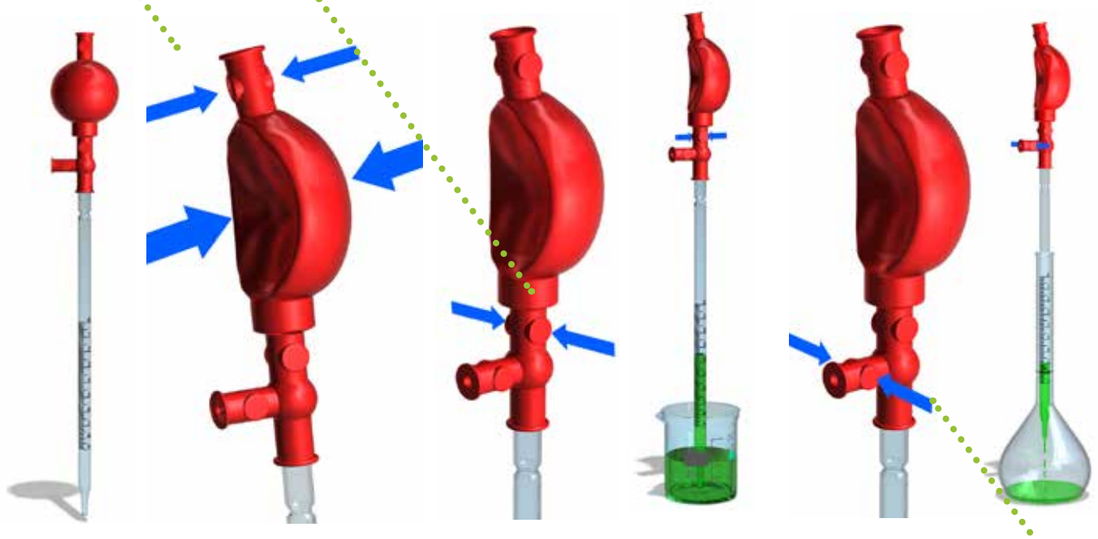
Prendere un disco di carta da filtro e piegarlo come illustrato nella foto e aprirlo in modo da ottenere un cono

Sistemarlo nell'imbuto e inumidirlo con poca acqua per far aderire la carta all'imbuto

Uso delle pipette

Per un utilizzo sicuro delle pipette è necessario utilizzare la propipetta, chiamata anche palla a tre vie. Prima dell'uso premere con le dita la *valvola superiore* e comprimere la palla per far uscire l'aria. La pipetta è pronta al prelievo

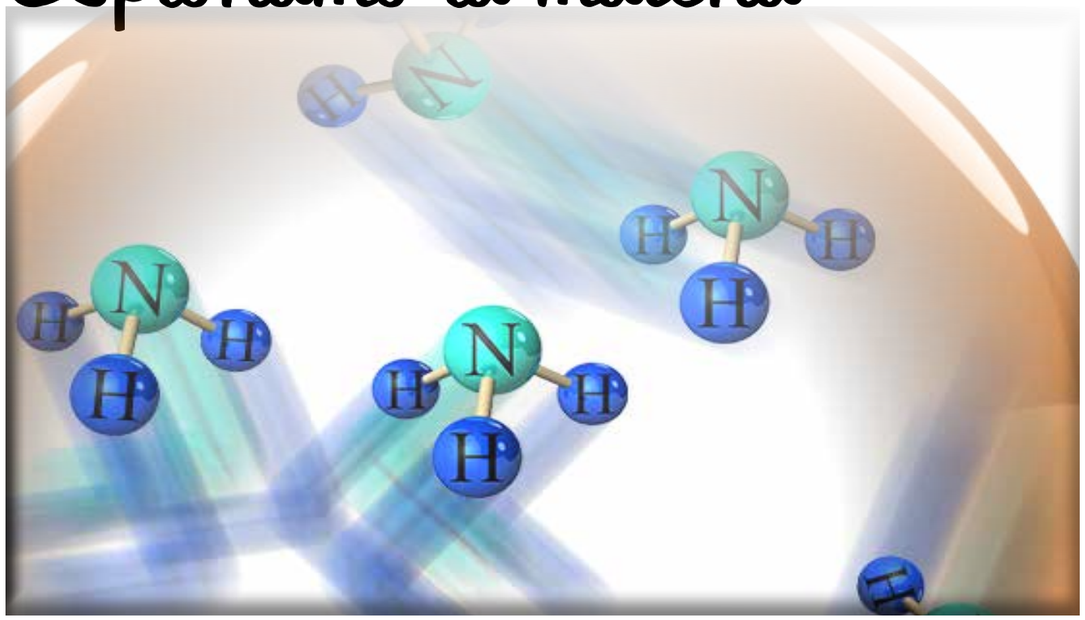
Immergere la punta nel liquido da prelevare e premere con le dita la *valvola di carico* posta tra la palla e la pipetta. Il liquido sarà aspirato nella pipetta. Fermare la salita del liquido in corrispondenza della tacca prescelta



Inserire la pipetta nel contenitore dove si vuole iniettare il liquido prelevato. Premere con le dita la *valvola di scarico* laterale. Il liquido scende nel contenitore. Sospendere l'operazione quando è stato introdotto il volume prescelto

CAPITOLO 2

Esploriamo la materia

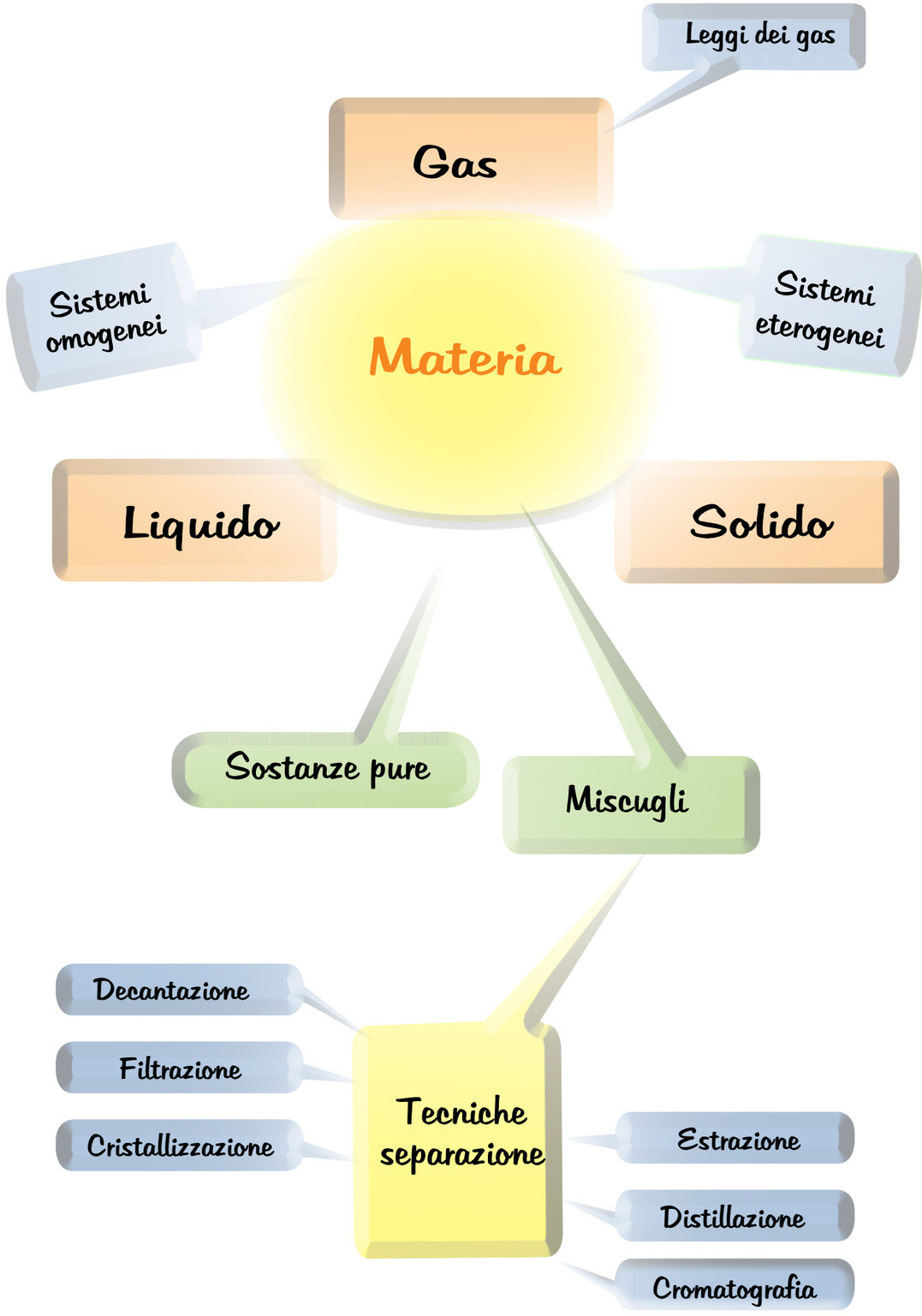


2.1 La materia

2.2 Passaggi di stato

2.3 Leggi dei gas

2.4 Aspetti macroscopici della materia



Mappa concettuale

CAPITOLO 2 Esploriamo la materia

2.1 La materia

Il termine materia deriva dalla parola latina **mater** che significa madre. Nel pensiero umano e scientifico viene considerata come l'elemento costituente di tutti i corpi. In fisica classica la materia è associata a qualsiasi cosa che abbia una massa e che occupi uno spazio.
La materia è organizzata come insieme di particelle straordinariamente piccole che singolarmente rispettano le leggi della fisica. Quindi ogni particella ha una massa e interagisce con le forze presenti, modificando il proprio stato di moto o di quiete (figura 1).
Inoltre, tra le particelle che compongono la materia c'è molto spazio vuoto. Le scoperte effettuate negli ultimi due secoli hanno evidenziato che la materia è concentrata in spazi estremamente piccoli costituiti da particelle di varia natura (figura 2).

Animazione 3D

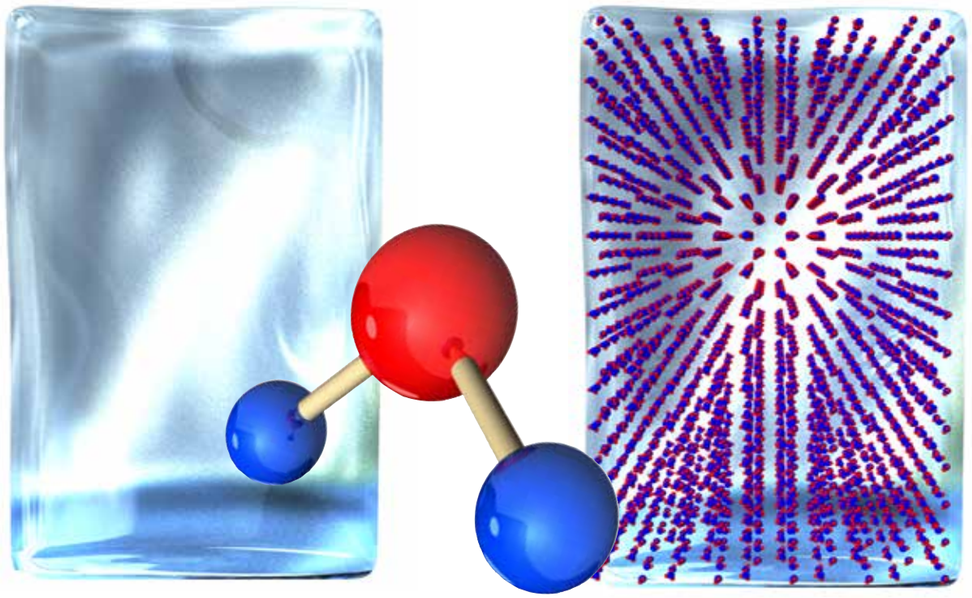


Figura 1. La struttura microscopica del ghiaccio fornisce un'immagine generale sull'organizzazione particellare della materia. Una particella di acqua (molecola) è costituita a sua volta da particelle più piccole. In particolare contiene due atomi d'idrogeno legati ad un unico atomo di ossigeno. All'interno di un cubetto di ghiaccio molte molecole di acqua sono organizzate in modo da aderire le une alle altre per costituire un corpo solido. Per comprendere le dimensioni delle particelle coinvolte, è interessante considerare che una sfera di ghiaccio, del diametro di circa tre centimetri, contiene circa seicento esalioni di particelle:

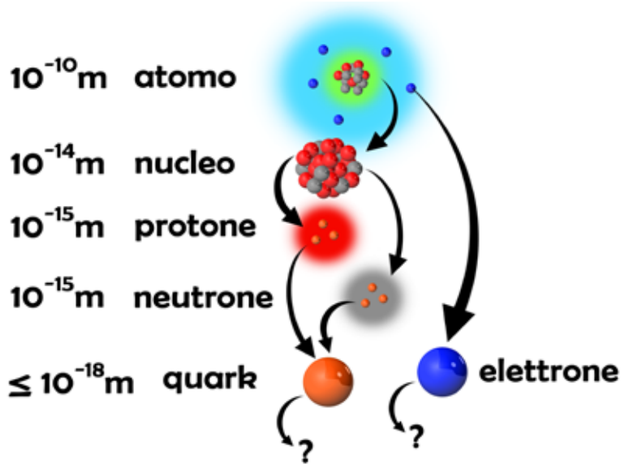
600.000.000.000.000.000.000.000.000

Si tratta di un numero così grande che molti lettori probabilmente non lo hanno mai pronunciato. A titolo di semplice confronto, nel 2011, il Prodotto Interno Lordo mondiale (PIL), che esprime la ricchezza di tutti gli stati del pianeta terra, era di circa settanta trilioni di dollari (70.000.000.000.000 $).

Figura 2. Per comprendere i fenomeni fisici, una generica particella può essere pensata come una piccola pallina. Tra le particelle c'è anche dello spazio vuoto. Quando prendiamo in mano una pietra, abbiamo l'impressione di toccare un oggetto duro e compatto, ma in realtà la sua struttura microscopica è simile ad un barattolo pieno di bilie.

Le particelle che compongono un corpo solido si comportano come dei piccoli magneti che si attraggono reciprocamente.
In generale le forze coinvolte sono di natura elettrica e giocano un ruolo fondamentale nel determinare le proprietà di un materiale.
È utile osservare che, se queste forze attrattive venissero annullate, i corpi solidi e liquidi si disgregherebbero e le loro particelle si disperderebbero per formare una nube gassosa (figure 3 e 4).

Figura 3. La materia è composta da particelle che, a loro volta, sono costituite da particelle più piccole. Le prime particelle che si osservano sono le molecole formate da più atomi. Gli atomi sono costituiti, a loro volta, da un nucleo formato da protoni e neutroni e da piccolissime particelle negative, gli elettroni, disperse intorno al nucleo. Mentre gli atomi e le molecole sono legati essenzialmente da forze elettriche, i protoni e i neutroni del nucleo sono tenuti insieme da forze nucleari. I protoni e i neutroni contengono altre particelle più piccole denominate Quark….



La chimica è la disciplina scientifica che studia le interazioni esistenti tra gli atomi che costituiscono le molecole e cerca di spiegare come quest'ultime interagiscono tra di loro per formare nuove molecole o corpi più grandi.

Figura 4. Sfere magnetiche al neodimio. Le forze attrattive presenti le mantengono unite in modo organizzato per formare forme geometriche complesse.

2.1 a I solidi

I solidi sono caratterizzati da forma e volume proprio. Per effetto delle forze attrattive, le particelle di un corpo solido si dispongono con regolarità, costruendo delle particolari strutture geometriche, chiamate cristalli (figura 5).

Figura 5. Già in antichità, l'osservazione delle forme esterne di solidi cristallini aveva fatto intuire che, in qualche modo, queste forme così regolari dovevano essere l'espressione di un ordine interno, basato sulla costituzione di aggregati microscopici di particelle elementari. Tale considerazione diventò sempre più consistente anche per effetto dell'osservazione dei fenomeni naturali di cristallizzazione, dove si osservava la crescita dei cristalli dalle soluzioni acquose sature. In particolare, durante questi fenomeni, si osserva la comparsa dei cosiddetti germi cristallini, piccoli cristalli osservabili con ingranditori ottici che progressivamente si accrescono. Queste evidenze hanno permesso di ipotizzare l'esistenza di una cella elementare, costituita da un numero minimo di particelle, sulla quale si "agganciano" le altre, secondo uno schema geometrico imposto dalla cella originale.

VideoLaboratorio

In natura esistono sette sistemi cristallini dai quali si generano quattordici tipi di reticolo. L'organizzazione del cristallo, per formare un tipo di reticolo o un altro, dipende dalle dimensioni e dalla natura delle particelle che lo costituiscono.
I cristalli possono essere di vario tipo e l'ordine di grandezza della distanza tra le particelle è di circa 150-300 pm (1pm=10^{-12} m).
Le particelle si sistemano in modo che ognuna possa avere intorno a sé quante più particelle possibili. Questa conformazione permette loro di acquisire il contenuto di energia potenziale più basso possibile. Eventuali deformazioni della struttura cristallina generano un aumento di energia potenziale* e, per tale motivo, un solido tende a conservare la sua forma ed è praticamente incomprimibile.
Le particelle di un cristallo possono muoversi, ma con movimenti molto limitati, ad esempio possono vibrare intorno alla posizione che occupano nel reticolo o ruotare su se stesse. Valori più alti di temperatura incrementano i moti vibrazionali e rotazionali e comportano un leggero aumento delle distanze presenti tra le particelle causando il fenomeno della dilatazione termica.

VideoLaboratorio

** La stessa cosa accade anche quando cerchiamo di alzare un corpo pesante perché lo allontaniamo dal centro della terra.*

2.1 b I liquidi e i gas

I fluidi sono costituiti da corpi allo stato gassoso o liquido. L'organizzazione della materia è sempre particellare, ma non è più presente il rigoroso ordine dei reticoli cristallini. Le particelle hanno più libertà di movimento e non conservano una posizione fissa nello spazio.
È noto, dall'esperienza quotidiana, che molti materiali possono assumere l'aspetto sia di un solido che di un fluido. Ad esempio, l'acqua può presentarsi come solido, come liquido o come gas.

Nei liquidi e nei gas le particelle sono meno legate e la loro capacità di movimento aumenta. Non si deve però pensare che nei fluidi sono scomparse le forze attrattive, in quanto la loro esistenza è strettamente legata all'intima struttura delle particelle. Semplicemente gli effetti di queste forze sono ridotti o annullati da altri fattori generalmente associati all'energia di movimento posseduta dalle stesse particelle.

Nei liquidi, le distanze tra le particelle sono relativamente piccole (figura 6), mentre nei gas diventano molto grandi (figura 7). I moti sono casuali e caotici e le particelle possono urtare e rimbalzare.

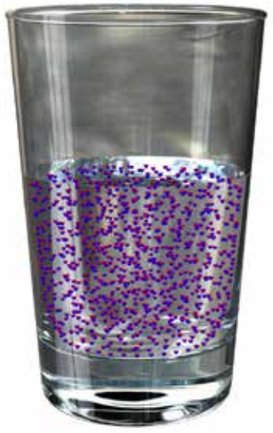
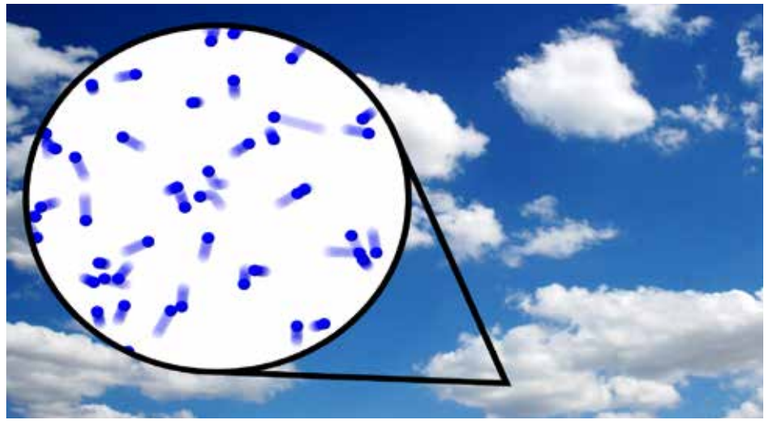


Figura 6. Lo stato liquido è considerato come uno stato intermedio tra quello altamente ordinato di un solido e quello completamente caotico di un gas. In realtà, è il più difficile da descrivere e da comprendere perché i legami che vincolavano le particelle nel rigido ordine cristallino sono più deboli ma mantengono comunque vicine le particelle. Queste, essendo libere di traslare continuamente e caoticamente, non assicurano rigidità al liquido e la forma viene mantenuta solo dalle pareti di un contenitore.



Animazione 3D

Figura 7. I gas rappresentano lo stato della materia in cui le forze attrattive, presenti tra le singole particelle di una sostanza, non possono più generare legami stabili perché la velocità media delle particelle è troppo elevata. Quindi, gli atomi o le molecole del gas sono liberi di muoversi, nel senso che le particelle del gas interagiscono urtandosi in modo elastico e continuo. Per questo un gas non ha un volume definito, ma tende ad occupare tutto lo spazio a sua disposizione, assumendo la forma e le dimensioni del contenitore che lo delimita.

2.1 c Stati di aggregazione

L'aspetto con cui si presenta una sostanza è detto **stato di aggregazione**. In generale, ogni sostanza pura si può presentare come solido, liquido o gas a seconda che tra le particelle prevalga l'effetto delle forze attrattive (energia potenziale) o l'effetto della velocità (energia cinetica).
In definitiva, lo stato di aggregazione di una sostanza è individuato da una coppia di valori di pressione e temperatura. È possibile costruire per ogni sostanza un particolare diagramma, chiamato "diagramma di stato", con cui si possono ricavare informazioni utili per prevedere lo stato di aggregazione (diagramma 1).

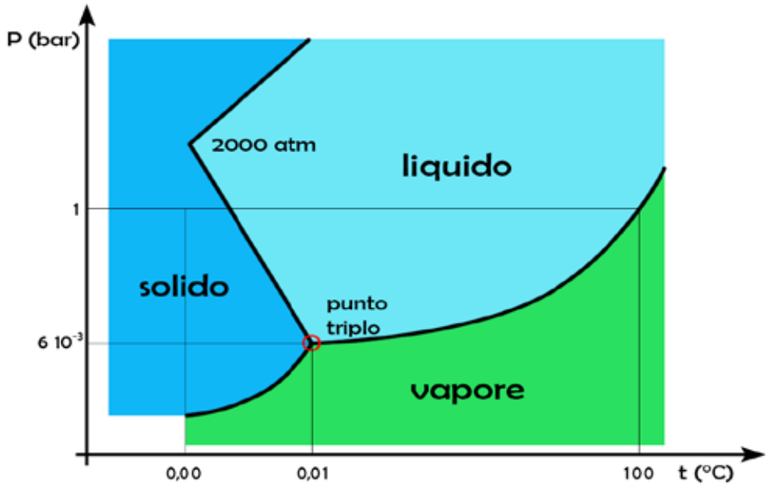


Diagramma 1. Diagramma di stato dell'acqua: in ascisse è riportata la temperatura, in ordinate la pressione. Ad ogni coppia di valori è associato uno stato di aggregazione, come indicato nelle aree colorate. I punti sulle linee rappresentano uno stato di equilibrio, in cui coesistono due stati di aggregazioni. Nel punto triplo coesistono tre stati di aggregazione.

2.2 Passaggi di stato

Animazione 3D

Come anticipato nel precedente paragrafo, le variazioni di temperatura e pressione possono indurre un cambiamento dello stato di aggregazione. Queste trasformazioni non cambiano la natura interna delle particelle e sono denominate ***passaggi di stato*** (figura 8).
Si possono avere i seguenti passaggi di stato:

- **fusione:** passaggio dallo stato solido a quello liquido. Il passaggio inverso è detto **solidificazione**.
- **evaporazione:** passaggio dallo stato liquido a quello aeriforme. Il passaggio inverso è detto **condensazione o liquefazione**.
- **sublimazione:** passaggio dallo stato solido a quello aeriforme. Il passaggio inverso è detto **brinamento**.

Figura 8. Schema riassuntivo di tutti i possibili passaggi di stato. Approfondimento sull'ebollizione e l'evaporazione a pag. 42 e 43.

VideoClip

Animazione 3D

2.2a Curve di riscaldamento e di raffreddamento

Lo studio dei passaggi di stato viene realizzato costruendo le curve di riscaldamento e di raffreddamento (diagramma 2). Nel diagramma la temperatura è riportata in ordinate mentre le ascisse rappresentano il calore scambiato. Ogni sostanza durante un passaggio di stato presenta una caratteristica sosta termica, cioè un intervallo in cui la temperatura rimane costante. Per questo motivo, il calore scambiato durante un passaggio di stato è chiamato **latente** (nascosto). In realtà è impiegato per la rottura o la formazione dei legami, lasciando invariata l'energia cinetica media delle particelle e, quindi, la temperatura. In alcuni casi, riscaldando una sostanza solida, può accadere che questa passi direttamente allo stato aeriforme senza fondere. Si verifica così il passaggio di stato *solido-aeriforme* che prende il nome di **sublimazione.** Il passaggio inverso prende ancora il nome di sublimazione oppure quello più specifico di **brinamento**.
Per le sostanze pure i passaggi di stato avvengono a temperatura costante (tabella 1).

Tabella 1. Temperature caratteristiche dei passaggi di stato e relativi valori riferiti all'acqua.

Passaggio di stato	Denominazione temperatura	Valori tipici per l'acqua
fusione	punto di fusione	0 °C (1 bar)
solidificazione	punto di solidificazione	0 °C (1 bar)
ebollizione	punto di ebollizione	100 °C (1 bar)
condensazione	punto di condensazione	100 °C (1 bar)
sublimazione	punto di sublimazione	-20 °C (10^{-3} bar)
brinamento	punto di brinamento	-20 °C (10^{-3} bar)

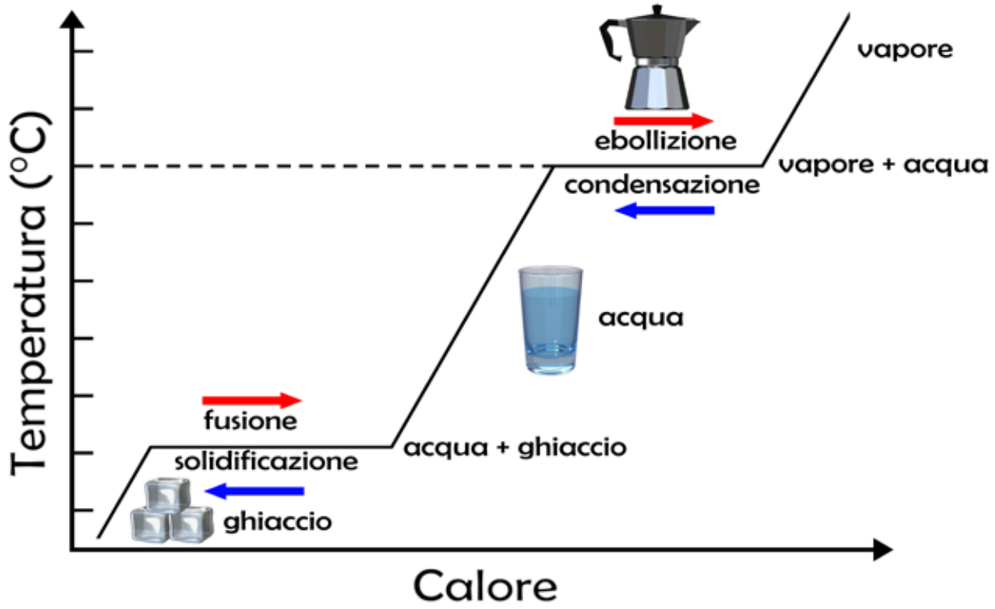


Diagramma 2. Curva di riscaldamento (acqua, pressione 1 atm).

2.3 Leggi dei gas

Tra gli stati della materia, quello gassoso fu il primo ad essere oggetto di studio perché il suo comportamento dipendeva essenzialmente da tre grandezze: la temperatura, la pressione e il volume. Lo studio dei gas è affrontato dalla fisica meccanica attraverso la teoria cinetica. Per rendere più semplice la descrizione dei fenomeni e per trovare le relazioni esistenti tra le grandezze tipiche dello stato di un gas, le osservazioni sono state condotte su dei gas considerati **ideali** o **perfetti** (tabella 2). Queste condizioni sono riscontrabili anche nei gas reali, purché si trovino a basse pressioni e alte temperature.

Tabella 2. Caratteristiche di un gas perfetto o ideale. Molti gas reali alla pressione atmosferica (1 atm o 1,013 bar) e alla temperatura ambiente (293,16 K) presentano un comportamento ideale e possono essere studiati come tali. Successivamente, le leggi dei gas ideali sono state modificate per essere adattate alle condizioni dei gas reali.

Proprietà di un gas perfetto
Tutte le molecole sono considerate identiche.
Tutte le molecole hanno un moto casuale.
La somma vettoriale delle velocità delle particelle è sempre nulla.*
Il volume delle molecole è trascurabile rispetto al volume del gas.
Le forze attrattive e repulsive tra le molecole sono trascurabili.
Gli urti tra le molecole sono elastici.

** Il numero delle molecole presenti è sempre così alto da assicurare che la somma vettoriale delle velocità delle particelle è sempre nulla. Al contrario, la media delle sole intensità delle velocità è nulla solo allo zero assoluto e dipende dal valore della temperatura.*

2.3a Legge di Boyle-Mariotte*

La legge di Boyle-Mariotte (Figura 9 e 10) è definita dal seguente enunciato:
a temperatura costante, il volume di una data massa di gas ideale è inversamente proporzionale alla sua pressione.

La legge viene espressa matematicamente dalle relazioni:

$$P_1V_1=P_2V_2$$

$$PV=K$$

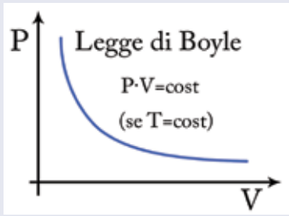
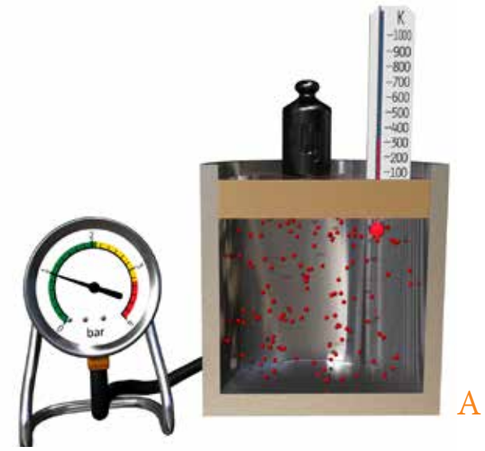


Figura 9. Robert Boyle (1627-1691) fu tra i primi scienziati ad avere una visione moderna della scienza. Di famiglia nobile irlandese, viaggiò in Europa per studiare e, al suo ritorno, si dedicò interamente allo studio e alla ricerca, aderendo a quello che lui definì "il collegio invisibile", composto da un gruppo di giovani filosofi e scienziati, accumunati dalla passione per gli scritti del filosofo Francis Bacon e che, nel 1660, avrebbero dato vita alla Royal Society. Nel 1661 Boyle pubblica "Il chimico scettico" opera di riferimento per la nascita della scienza moderna. Negli ultimi anni della sua vita si trasferisce a Londra, dove muore nel 1691.

Animazione 3D VideoClip

Figura 10. Dimostrazione sperimentale della legge di Boyle. Si utilizza un pistone e un cilindro collegato ad un manometro che misura la pressione. Il termometro serve per verificare che la temperatura rimanga costante durante la compressione. La pressione esterna viene modificata applicando una forza sul pistone. In questo caso si fa ricorso alla forza peso e, dato che la superficie del pistone è costante, la pressione varia proporzionalmente con i pesi applicati. La quantità di gas contenuta nel pistone è costante.



** Negli stessi anni, un altro scienziato, il francese **Edme Mariotte** (1620-1684), in modo indipendente enunciò la stessa legge. Per questo motivo, si usa anche la dizione "Legge di Boyle-Mariotte".*

Figura 11. Jacques Alexandre César Charles (1746-1823) è famoso per i suoi studi sui palloni aerostatici. Fu il primo a volare con un pallone a idrogeno, con cui raggiunse tremila metri di quota. Nel 1787, Charles dimostrò sperimentalmente che un gas riscaldato si dilatava in modo proporzionale alla temperatura.

2.3b Legge di Charles*

Jacques Alexandre César Charles, matematico e inventore francese, effettuò diversi studi sui gas (figura 11 e 12) e giunse alla definizione della seguente legge:
a pressione costante, il volume di una data massa di gas ideale varia in modo proporzionale alla sua temperatura assoluta.

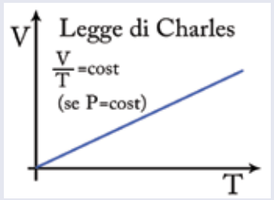
I risultati così ottenuti sono espressi dalla seguente relazione:

$$\frac{V_1}{T_1}=\frac{V_2}{T_2}=\ldots\ldots\ldots=K$$

La legge di Charles è utilizzata anche nella forma:

$$V_t=V_0(1+\alpha t)$$

Dove *t* è la temperatura in °C e α è un coefficiente che vale $\frac{1}{273{,}16\ °C}$



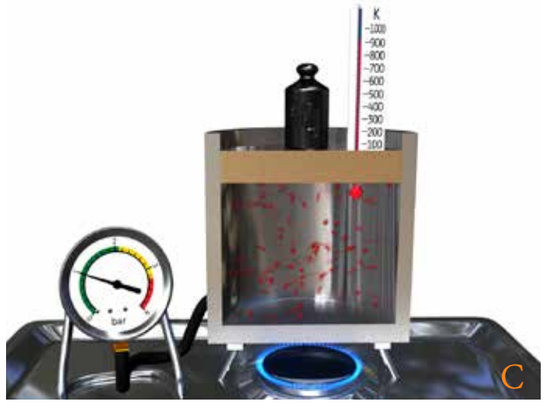


Figura 12. Dimostrazione sperimentale della legge di Charles. Si utilizza un pistone e un cilindro collegato ad un manometro che controlla la pressione. Il termometro serve per misurare la temperatura. La pressione esterna viene mantenuta costante applicando una forza costante sul pistone. In questo caso la forza peso applicata sul pistone rimane costante durante l'espansione del gas e la quantità di gas contenuta nel pistone è costante. Riscaldando il pistone dall'esterno, si provoca l'aumento della temperatura del gas presente all'interno e si osserva l'aumento del volume.

Animazione 3D

** Molti autori attribuiscono anche questa legge a Gay-Lussac; in effetti Charles non pubblicò i suoi studi e ispirò senz'altro Gay-Lussac nella formulazione delle leggi dei gas, per cui, ufficialmente, entrambi le leggi sono attribuite a Gay-Lussac.*

2.3c Legge di Gay-Lussac

Il chimico e accademico francese Joseph Louis Gay-Lussac (figura 13 e 14) è conosciuto soprattutto per aver enunciato la seguente legge:
a volume costante, la pressione di una data massa di un gas ideale varia in modo proporzionale alla sua temperatura assoluta.

Figura 13. Lo scienziato Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) effettuò diverse ricerche sui gas e sulla composizione del vapore d'acqua. Scoprì nel 1802, quella che viene definita seconda legge di Gay-Lussac, in cui si afferma la dipendenza del volume di un gas dalla temperatura.

Animazione 3D

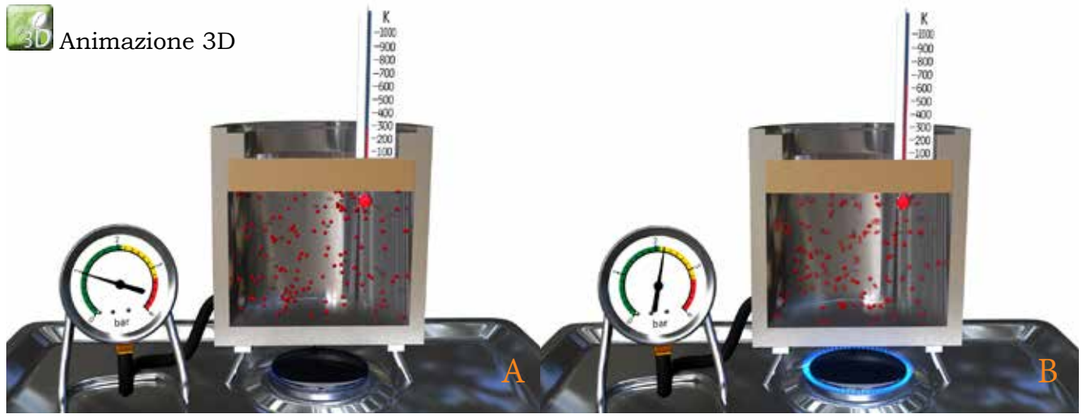


Figura 14. Dimostrazione sperimentale della legge di Gay-Lussac. Si utilizza un contenitore rigido a volume costante collegato ad un manometro che misura la pressione. Il termometro serve per misurare la temperatura e la quantità di gas contenuta nel pistone è costante. Riscaldando il pistone dall'esterno, si provoca l'aumento della temperatura del gas presente all'interno e si osserva l'aumento della pressione.

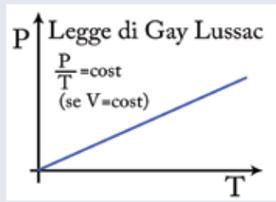
La seconda legge di Gay-Lussac è espressa dalla seguente relazione:

$$\frac{P_1}{T_1}=\frac{P_2}{T_2}=\ldots\ldots\ldots=K$$

La legge di Gay-Lussac è utilizzata anche nella forma:

$$P_t=P_0(1+\alpha t)$$

Dove *t* è la temperatura in °C e α è un coefficiente che vale $\frac{1}{273{,}16\ °C}$



Le leggi dei gas hanno portato alla scoperta dello zero assoluto. L'esistenza di questo valore limite fu intuito ponendo il valore della pressione (P_t) uguale a zero: per tutti i gas si otteneva sempre un valore di temperatura t = – 273,16 °C.

VideoClip

2.3d Legge di Avogadro

Figura 15. Il torinese Amedeo Avogadro (1776-1856) fu un brillante scienziato nei campi della chimica e della fisica che, basandosi sulle scoperte di altri studiosi contemporanei, ebbe una visione molto ampia delle nuove teorie scientifiche, intuendo l'organizzazione molecolare della materia.

Nel 1808, Gay-Lussac enunciò la legge dei volumi di combinazione in base alla quale nella reazione tra due sostanze gassose, in condizioni di temperatura e di pressione costanti, i volumi dei gas reagenti stanno tra loro secondo rapporti espressi da numeri interi.
Gay-Lussac non interpretò correttamente i risultati sperimentali della sua legge perché non riteneva che i gas potessero possedere una molecola di tipo *biatomico*.
Fu **Amedeo Avogadro** (1776-1856) che intuì il ruolo e la differenza tra atomi e molecole (figure 15 e 16). Nel 1811 enunciò la legge che oggi conosciamo nella seguente forma:
volumi uguali di gas diversi, alla stessa temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole.

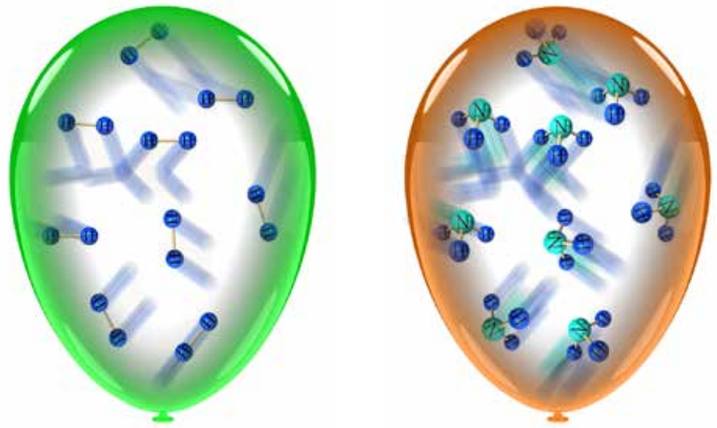


Figura 16. Il palloncino di destra contiene ammoniaca gassosa e quello di sinistra idrogeno. Se i due palloncini occupano lo stesso volume, allora contengono anche lo stesso numero di molecole.

Applicando il principio di Avogadro alle leggi dei gas, si ottiene che una mole di qualsiasi gas occupa un volume di 22,414 L, alla pressione di 1 bar e alla temperatura di 0 °C.

Legge di stato dei gas ideali

Le leggi di Boyle, di Charles e di Gay-Lussac sono state riunite in un'unica equazione. È sufficiente applicare una dopo l'altra le singole trasformazioni. Ad esempio, si può pensare di scaldare una mole di gas a pressione costante e poi comprimerla a temperatura costante, in modo da poter applicare prima la legge di Charles e dopo la legge di Boyle.
I risultati così ottenuti sono espressi dalla seguente relazione:

$$PV=RT$$

dove R è la costante universale dei gas e vale 0,0821 $\frac{\text{l atm}}{\text{mol K}}$

Per n moli di gas, l'equazione è scritta nella forma:

$$PV=nRT$$

Tutte le leggi esposte sono valide per i gas considerati ideali.
In queste condizioni tutte le sostanze gassose sono uguali e si comportano allo stesso modo. Per cui una miscela di gas ideali si comporta come se fosse costituita da un solo gas. Infatti, essendo trascurabili le forze attrattive e le dimensioni delle particelle, non è possibile distinguere le stesse quando provengono da gas diversi.

2.4 Aspetti macroscopici della materia

Un sistema può essere rappresentato da materia organizzata in uno o più stati di aggregazione. La porzione di materia, organizzata in un solo stato di aggregazione, è denominata **fase del sistema**. Una fase del sistema conserva le proprietà macroscopiche, chimiche e fisiche, in ogni sua parte per quanto piccola si scelga. Un sistema costituito da un'unica fase è definito **omogeneo**, mentre un sistema costituito da più fasi separate è definito **eterogeneo** (figura 17).

Figura 17. Ad esempio, un contenitore in cui l'acqua bolle, costituisce un sistema contenente una sola sostanza pura, distribuita in due fasi e per questo lo classifichiamo come eterogeneo. Al contrario, l'aria che ci circonda è un miscuglio di più sostanze pure quali ossigeno, azoto, anidride carbonica e altre, ma distribuite in un'unica fase aeriforme e per questo motivo diremo che l'aria presente all'interno di un palloncino costituisce un sistema omogeneo.

2.4a Miscugli

Un sistema formato da due o più sostanze pure (figura 18) è definito miscuglio e può essere di tipo *omogeneo* o *eterogeneo*. La composizione di un miscuglio viene indicata dalla concentrazione dei componenti. I miscugli non presentano caratteristiche ben definite (figura 19). Un miscuglio può conservare inalterate nel tempo le sue proprietà fisiche e chimiche quali composizione, odore, colore etc.

Animazione 3D

VideoClip

Figura 18. In natura la materia si trova spesso nella forma di miscuglio e sono rari gli esempi di sostanze pure. Un'eccezione è rappresentata da alcuni minerali in forma cristallina, come ad esempio il campione di quarzo rappresentato in figura. Anche l'acqua del mare o del rubinetto non è pura, perché contiene anche altre sostanze chimiche.

Figura 19. Un miscuglio di acqua e zucchero presenta densità e sapore diversi in funzione della composizione.

Un miscuglio può contenere quantità variabili delle componenti pure. Per quantificare il contributo dei singoli componenti si usa generalmente la composizione percentuale.

Le concentrazioni più utilizzate in campo tecnico e chimico sono riportate nella seguente tabella (tabella 3):

concentrazione	simbolo	U.M.	definizione
percentuale peso	$\%_{p/p}$	adimensionale	esprime quanti grammi di soluto sono contenuti in 100 g di soluzione
percentuale volume	$\%_{v/v}$	adimensionale	esprime quanti millilitri di soluto sono contenuti in 100 ml di soluzione
percentuale peso-volume	$\%_{p/v}$	g/ml	esprime quanti grammi di soluto sono contenuti in 100 ml di soluzione
molarità	M	mol/l	esprime il numero di moli di soluto contenuti in un litro di soluzione
molalità	m	mol/kg	esprime il numero di moli di soluto sciolto in un chilogrammo di solvente

Tabella 3. Una soluzione è formata da un componente presente in quantità minore, definito soluto e da un componente presente in quantità maggiore, definito solvente. Ad esempio, l'acido muriatico al 30 % del supermercato usa la $\%_{p/p}$, mentre la percentuale di alcol, riportata sull'etichetta di una bottiglia di vino, rappresenta la $\%_{v/v}$.

2.4b Significato della miscibilità

Una particella ha come "organo di senso" la forza elettrica con cui si lega alle altre particelle.

Quando si uniscono due diverse sostanze pure una generica particella potrà svincolarsi dall'attrazione esercitata dalle particelle simili, solo se le particelle dell'altro componente esercitano forze attrattive della stessa intensità*.
Quando le forze tra particelle di sostanze diverse generano una coesione simile a quella presente tra le particelle delle sostanze pure tutte le particelle si comportano allo stesso modo e la miscibilità tra le sostanze risulta completa. Al contrario, se tra un tipo di particelle esistono interazioni molto forti rispetto a quelle presenti nell'altro componente, le prime non potranno "staccarsi" dalle particelle simili, per unirsi alle particelle dell'altro componente (figure 20a,b).
Nella realtà, si osservano con frequenza comportamenti intermedi che determinano miscibilità parziale dei componenti.
In chimica si usa dire che "simile scioglie simile".

Figura 20a. Il sale da cucina è composto dal sodio cloruro (NaCl) e si scioglie facilmente in acqua. Si tratta di un solido cristallino costituito da ioni sodio (+) e ioni cloruro (-).

Figura 20b. L'acqua ha una molecola dotata di frazioni di carica elettrica negativa (-) e positiva (+). Grazie a questa caratteristica è un solvente che riesce a sciogliere efficacemente i solidi ionici. Infatti molte molecole di acqua circondano gli ioni riducendo la loro carica e trasportandoli in soluzione. Il processo è chiamato solvatazione.

Animazione 3D

Nelle soluzioni si definisce **solubilità** di un soluto in un particolare solvente il valore limite di concentrazione, detto di **saturazione**, oltre il quale il soluto non si scioglie. In questo caso il soluto rimane come fase separata e si forma un sistema eterogeneo.
La solubilità è influenzata dalla temperatura.

2.4c Sistemi omogenei

I sistemi omogenei (tabella 4) sono di tre tipi: soluzioni solide, soluzioni e miscele gassose.

sistemi omogenei		
soluzioni solide	solido + solido	ottone, bronzo
soluzioni	liquido + solido	acqua e zucchero
	liquido + liquido	acqua e alcol
	liquido + gas	acqua gassata
miscele gassose	gas + gas	aria

Tabella 4. In tabella sono descritti i principali sistemi omogenei.

VideoClip

**Le fasi aeriformi, in cui l'effetto delle interazioni attrattive è trascurabile, non possono distinguersi; infatti non esiste un sistema eterogeneo formato da più fasi aeriformi.*

VideoClip

2.4d Sistemi eterogenei

I sistemi eterogenei sono: miscugli, emulsioni, sospensioni, fanghi, schiume, nebbie, spugne e fumi (figure 21, 22, 23 e 24). Non appartengono a questo gruppo i miscugli di gas perché sono totalmente miscibili e non formano sistemi eterogenei. Le principali caratteristiche sono indicate nella seguente tabella (tabella 5):

sistemi eterogenei		
miscuglio*	solido + solido	terriccio
emulsione	liquido + liquido	acqua e olio, latte
sospensione	solido disperso in un liquido	tempera per pitture, calce
fango	liquido disperso in un solido	argilla plastica
schiuma	gas disperso in un liquido	acqua saponata, birra
nebbia	liquido disperso in un gas	nuvole, aerosol
spugna	gas disperso in un solido	pane lievitato, gommapiuma
fumo	solido disperso in un gas	fumo di sigaretta

Tabella 5. Caratteristiche e denominazione dei principali sistemi omogenei. Nella colonna a destra sono riportati alcuni esempi.

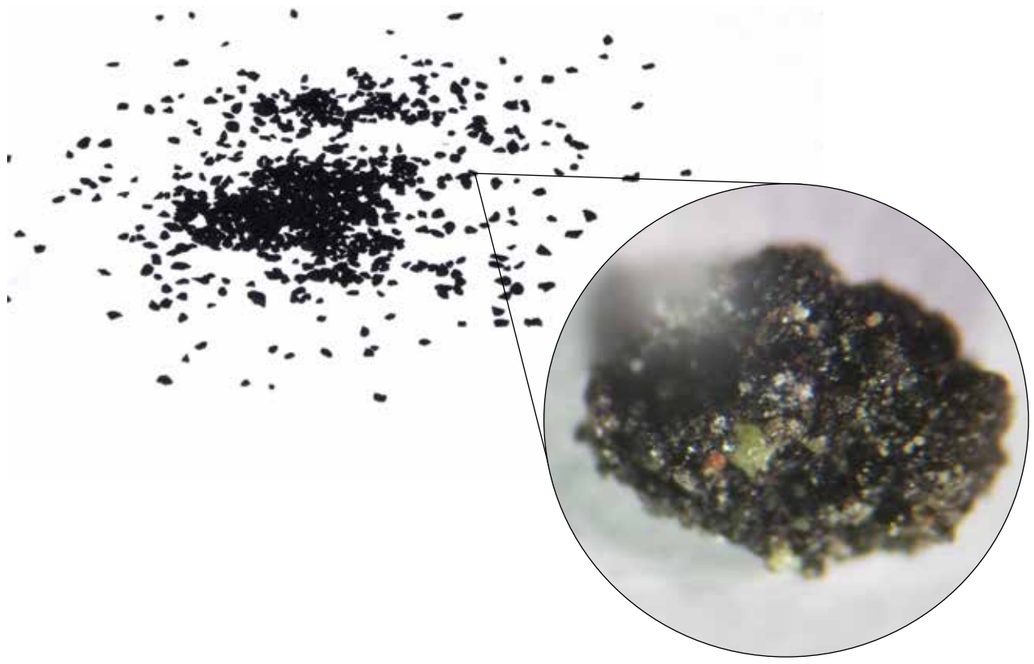


Figura 21. Il miscuglio solido-solido più famoso della storia è senz'altro la polvere nera ottenuta per intima mescolanza di nitrato di potassio, carbone e zolfo. I granelli dei componenti sono così piccoli che non si distinguono a occhio nudo e per vederli occorre utilizzare un microscopio. Anche i terreni agricoli sono costituiti da miscugli solidi. Per questi sistemi si parla spesso di densità apparente, perché a seconda della granulometria, cioè le dimensioni dei granelli, possono contenere spazi vuoti di diversa estensione. Questo significa che un miscuglio con la stessa composizione percentuale può avere valori di densità diversa, a seconda del grado di macinazione.

** Notiamo che per i sistemi eterogenei solido + solido, la denominazione tecnica è semplicemente miscuglio.*

Figura 22. L'emulsione rappresenta il sistema liquido + liquido e l'esempio più caratteristico è quello rappresentato dall'acqua e olio.

VideoClip

Figura 23. La dispersione di gas in un liquido è definita schiuma.

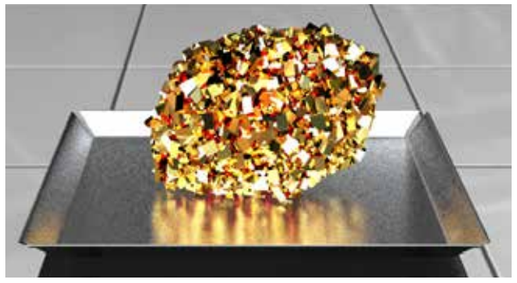
I componenti dei sistemi eterogenei e omogenei possono essere divisi con le **tecniche di separazione**. Queste si basano su metodi chimici e fisici. Ad esempio, nella **filtrazione** la parte solida di una sospensione o di un fumo può essere raccolta su di un filtro, in quanto solo le particelle di un liquido o di un gas possono attraversare i suoi pori. Tra le tecniche più importanti ricordiamo la **decantazione** che può separare i componenti di una sospensione, la **distillazione** che separa le sostanze in funzione della diversa temperatura di ebollizione, l'**estrazione** e la **cristallizzazione** che separano i componenti di una soluzione in base alla diversa solubilità e la **cromatografia** che viene applicata a miscugli complessi e utilizza particolari solidi e fluidi chiamate fasi cromatografiche.

Figura 24. Un'altra tipologia è costituita dai sistemi gas + solido. Nel caso in cui un solido contenga piccole quantità di aeriforme, diciamo che si tratta di una spugna o di materiale espanso tipo il polistirolo mostrato in figura.

VideoClip

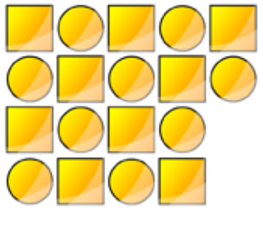
Perché le particelle dei solidi formano un cristallo?

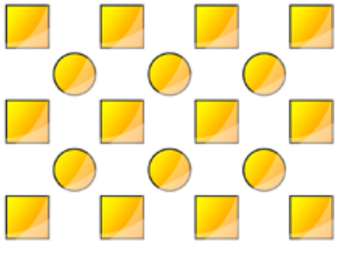
Lo stato solido è caratterizzato da una disposizione ordinata delle particelle (molecole, ioni o atomi) nello spazio.
A livello microscopico costituisce un sistema discontinuo e periodico nelle tre dimensioni dello spazio. La periodicità è determinata dalla ripetizione di uno schema geometrico, che dispone in modo ordinato le particelle elementari nello spazio.
La disposizione ordinata è imposta dall'esigenza di impacchettare le particelle in modo da ottenere un sistema caratterizzato da un contenuto di energia potenziale il più basso possibile. Questa condizione si ottiene in quanto, sotto l'effetto delle forze attrattive, le distanze tra le particelle diventano minime. In effetti la regola guida dei sistemi cristallini è quella di riempire il più possibile lo spazio a disposizione in modo da lasciare meno vuoto possibile.



Se le particelle fossero tutte dei cubetti uguali, si otterrebbe una struttura compatta come quella di un muro di mattoni, ma nella realtà le particelle dei solidi hanno dimensioni, forme e cariche elettriche diverse, per cui sono necessarie delle situazioni di compromesso, in cui ogni singola particella deve trovarsi il più vicino possibile a tutte le altre particelle che ha intorno. Per tale motivo, ogni solido sarà caratterizzato da una particolare struttura cristallina.

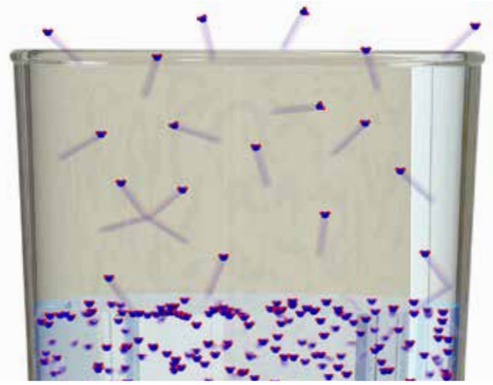
Per comprendere meglio, si può fare un semplice ragionamento. Si pensi di dover realizzare un pavimento: se le mattonelle sono tutte uguali e di forma quadrata, sarà facilissimo sistemarle in modo che ogni mattonella risulti ben attaccata all'altra con una fuga strettissima. La fuga è lo spazio vuoto presente tra gli elementi di un pavimento (figura in basso a sinistra).
Ora immaginate di costruire un pavimento con elementi di forma diversa, ad esempio con mattonelle quadrate e tonde, in rapporto 1 a 1 (figura in basso al centro).
In questo caso, per quanto possiamo sforzarci, le fughe risulteranno più grandi e di forma diversa. La situazione peggiora se addirittura realizziamo lo stesso pavimento con gli stessi elementi quadrati e tondi, ma in rapporto 2 a 1 (Figure in basso a destra).



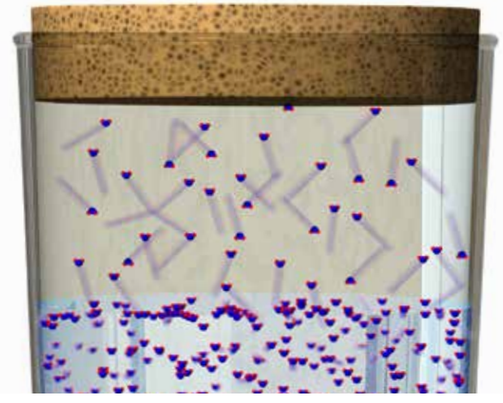


Cosa succede quando un liquido evapora?

Quando lasciamo esposto all'aria un bicchiere di acqua, osserviamo che lentamente, con il passare del tempo, il volume del liquido diminuisce e, dopo alcuni giorni, scompare completamente. Dove sono andate le particelle dell'acqua? La risposta la conosciamo bene perché, sin da bambini, ci hanno spiegato che l'acqua evapora, diventando aeriforme. Possiamo concludere che si tratta di un passaggio di stato, in cui l'acqua passa dallo stato liquido allo stato gassoso.

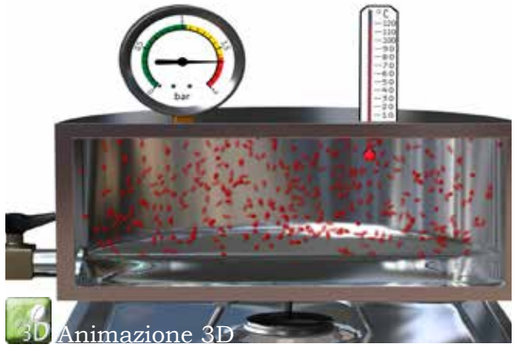


Nel liquido, le particelle dell'acqua sono in continuo e caotico movimento e la velocità media delle particelle rimane costante con la temperatura.
Non dobbiamo però pensare che questa sia la velocità di tutte le particelle del liquido; infatti, la singola particella cambia continuamente velocità a causa degli urti con le altre. Le particelle presenti sono tantissime e, per una particella quasi ferma, ci sarà sempre una particella con una velocità altissima, in modo che la velocità media rimanga sempre la stessa.
Quando le particelle più veloci raggiungono la superficie del liquido sono così veloci che le forze di attrazione, esercitate dalle particelle vicine, non riescono a trattenerle e schizzano nella parte aerea occupata dalle molecole che compongono l'aria. Trattandosi però di un gas, gli spazi vuoti sono molto più estesi e difficilmente la particella di acqua potrà rimbalzare indietro a causa di un urto con un'altra molecola.
Per questo motivo, la maggior parte delle particelle evaporate si disperde nell'atmosfera allontanandosi dal liquido. Possiamo affermare che il fenomeno di evaporazione avviene solo sulla superficie del liquido e che può avvenire a qualsiasi temperatura perché ci sarà sempre una frazione di particelle, anche piccolissima, con una velocità molto elevata. Inoltre, il fenomeno sarà più veloce se la superficie del liquido aumenta o quando aumenta la temperatura.
Perché se metto un tappo sopra il bicchiere, il liquido non evapora più?
In realtà evapora ancora, solo che lo spazio aereo è limitato e dopo un certo tempo le molecole del liquido evaporate diventano tante, così tante, che gli urti le costringono a rituffarsi nel liquido, generando il passaggio opposto: la condensazione. Le velocità di condensazione e di evaporazione diventano uguali, per cui il numero delle particelle rimane costante, sia nel liquido che nell'atmosfera sovrastante.
È utile osservare che, durante l'evaporazione, una parte di energia viene sottratta al liquido e portata via dalle particelle che evaporano. Infatti, se vanno via sempre le più veloci, la velocità media si abbassa leggermente e con questa la temperatura.
Durante l'evaporazione un liquido si raffredda solo che, trattandosi di un fenomeno lento, spesso non ce ne accorgiamo, anche perché l'ambiente compensa questa perdita fornendo calore al liquido e mantenendo invariata la temperatura.



La pressione di vapore

Durante l'evaporazione l'intensità del fenomeno dipende anche dalla natura del liquido. Infatti dall'esperienza quotidiana sappiamo che alcuni solventi, come ad esempio l'acetone, evaporano più velocemente dell'acqua. In questo caso la differenza tra un liquido o un altro dipende dall'intensità delle forze attrattive che mantengono unite le particelle. Se le forze sono più deboli, è sufficiente una velocità relativamente bassa per abbandonare il liquido e, a parità di condizioni, più particelle prenderanno parte al fenomeno.
Per misurare la tendenza di un liquido ad evaporare consideriamo un liquido puro che viene introdotto in un recipiente in cui sia stato fatto il vuoto, chiuso e dotato di manometro. Quando i fenomeni di evaporazione e di condensazione raggiungono l'equilibrio, è possibile osservare sul manometro un valore di pressione costante nel tempo, a condizione che non venga variata la temperatura.



Ogni liquido, introdotto nel recipiente, ha un caratteristico valore di pressione che dipende solo dalla temperatura in quanto, operando con una massa diversa dello stesso liquido o in un recipiente di forma diversa, alla medesima temperatura la pressione misurata è sempre la stessa.
Questo valore di pressione prende il nome di **pressione di vapore** o di **tensione di vapore** del liquido a quella temperatura.
La pressione di vapore aumenta e con questa l'intensità dell'evaporazione, quando si scalda un liquido. Infatti, scaldando con la mano la parte inferiore di un termoscopio, l'aumento della pressione di vapore spinge il liquido colorato nell'ampolla superiore.

VideoClip

Esiste però un valore limite: quando la pressione di vapore supera la pressione esterna, il liquido bolle. In questo caso il passaggio di stato coinvolge tutta la massa del liquido e non la sola superficie.
Si tratta di un fenomeno tumultuoso, in cui colonne di bolle si formano nel liquido e vanno verso l'alto. Durante l'ebollizione, la temperatura rimane costante e tutto il calore fornito viene utilizzato per la rottura dei legami presenti tra le particelle del liquido.

VideoClip Laboratorio

SUBLIMAZIONE E BRINAMENTO

PASSAGGI DI STATO

Obiettivo: Osservare la sublimazione e il brinamento dello iodio.

Attrezzatura e reagenti:

Base con asta e pinza	Beuta	Accendino
Bruciatore ad alcol	Spruzzetta	Fiala con iodio

Attenzione: Utilizzare sempre la pinza per maneggiare i contenitori caldi.
Utilizzare sempre occhiali di protezione e guanti. Non aprire la fiala di iodio.

Procedimento:

1 - Montare l'apparecchio come in figura.

2 - Versare circa 30 mL di acqua nella beuta.

3 - Accendere il fornellino.

4 - Quando l'acqua si trova all'ebollizione, introdurre la fiala contente iodio nella beuta. Osservare la formazione di vapori viola di iodio (sublimazione). Se si raffredda la fiala con acqua fredda si osserva la formazione di piccoli cristalli sulle pareti (brinamento).

Conclusione:

Sotto l'effetto del riscaldamento si nota che lo iodio passa direttamente dallo stato solido a quello gassoso (sublimazione). Durante il raffreddamento si osserva il passaggio inverso (brinamento) evidenziato dalla scomparsa dei vapori e dalla formazione di piccoli cristalli sulle pareti della fiala.

VideoClip Laboratorio

FUSIONE E SOLIDIFICAZIONE

PASSAGGI DI STATO

Obiettivo:

Osservare la fusione e la solidificazione del para-diclorobenzene.

Attrezzatura e reagenti:

Base con asta e pinza
Bruciatore ad alcol
Beuta e spruzzetta
Accendino
Cronometro
Fiala con para-diclorobenzene

Attenzione: Utilizzare sempre la pinza per maneggiare i contenitori caldi. Utilizzare sempre occhiali di protezione e guanti. Non aprire la fiala.

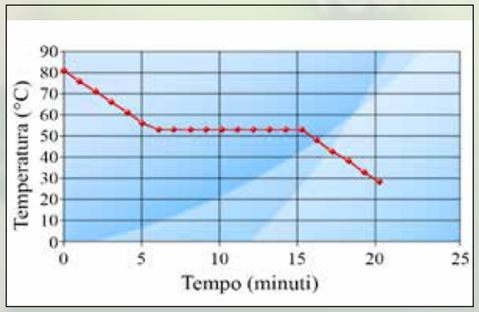
Procedimento:

1 - Predisporre l'attrezzatura come descritto nei punti 1 e 2 della scheda "sublimazione e brinamento" e accendere il bruciatore.

2 - Quando l'acqua bolle, inserire la fiala con il para-diclorobenzene nella beuta e osservare la fusione.

Tempo (minuti)	Temperatura (°C)
0.0	
0.5	
1.0	
1.5	
2.0	
2.5	
3.0	

3 - Quando il solido è completamente fuso, sistemare la provetta nel porta provette. Durante il raffreddamento, registrare la temperatura ogni 30 secondi.



4 - È interessante riportare i dati in un diagramma temperatura-tempo, per osservare la sosta termica in corrispondenza del passaggio di stato.

Conclusione:

Durante il raffreddamento osserviamo la solidificazione, il passaggio inverso della fusione. La curva di raffreddamento mostra la caratteristica sosta termica dovuta allo scambio di calore latente. La temperatura rimane costante perché la formazione dei legami rilascia energia che compensa l'effetto dovuto al raffreddamento.

VideoClip Laboratorio

ESTRAZIONE

TECNICHE DI SEPARAZIONE

Obiettivo:

Evidenziare la diversa solubilità dello iodio in solventi diversi.

Attrezzatura e reagenti:

Portaprovette
Provetta tappo a vite
Spruzzetta
Contagocce
Etere di petrolio
Soluzione iodio iodurata

Attenzione: L'etere di petrolio è facilmente infiammabile. Non usare fiamme libere. Utilizzare sempre occhiali di protezione e guanti. Non respirare i vapori.

Procedimento:

1 - Porre una provetta con il tappo a vite nel porta provette e riempirla per un terzo con acqua.

2 - Versare 3-4 gocce di soluzione iodio iodurata e agitare per ottenere una soluzione omogenea.

3 - Introdurre delicatamente con un contagocce circa 3 ml di etere di petrolio. Chiudere la provetta.

4 - Osservare le due fasi prima e dopo l'agitazione. Lo iodio si sposta nella fase più leggera colorandola in viola.

Conclusione:

L'etere di petrolio non è solubile in acqua e si forma un sistema eterogeneo costituito da due fasi liquide.
Lo iodio si scioglie in acqua come ione I_3^- (color giallo bruno), mentre lo iodio molecolare I_2 (color viola) è molto solubile nei solventi apolari. Queste caratteristiche inducono lo spostamento dello iodio dall'acqua all'etere.
Durante il passaggio lo iodio passa dalla forma I_3^- a quella I_2 e osserviamo la comparsa della colorazione viola nella fase apolare.

VideoClip Laboratorio

CRISTALLIZZAZIONE

TECNICHE DI SEPARAZIONE

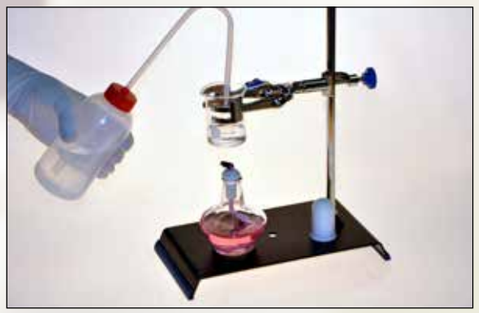
Obiettivo: Osservare la formazione di cristalli in una soluzione satura.

Attrezzatura e reagenti:

Pinza con sostegno
Bruciatore ad alcol
Becher
Spruzzetta
Spatola e Bacchetta
Solfato rameico pentaidrato

Attenzione: le soluzioni contenenti rame sono tossiche per ingestione. Utilizzare sempre la pinza per spostare i contenitori caldi. Utilizzare sempre occhiali di protezione e guanti.

Procedimento:



1 - Montare un becher sul sostegno come illustrato in figura. Versare nel becher 20 mL di acqua.

2 - Accendere il bruciatore ad alcol.

3 - Introdurre nel becher 4-5 cucchiaini di solfato rameico pentaidrato e mescolare con la bacchetta. Scaldare fino a ottenere una soluzione omogenea.

4 - Dopo che il sale si è sciolto, facciamo raffreddare per 20-30 minuti la soluzione. Osserviamo la formazione di grossi cristalli.

Conclusione:

La solubilità di una sostanza in acqua dipende dalla temperatura. Quando scaldiamo la solubilità aumenta e le concentrazioni di ioni Cu^{++} e SO_4^{--} aumentano. Durante il raffreddamento gli ioni non possono rimanere in soluzione con le stesse concentrazioni e si riassociano lentamente formando una struttura cristallina ordinata; i cristalli sono visibili a occhio nudo.

VideoClip Laboratorio

DISTILLAZIONE

TECNICHE DI SEPARAZIONE

Obiettivo: Separare i componenti di una soluzione con i passaggi di stato.

Attrezzatura e reagenti:

Base con asta e pinza
Bruciatore ad alcol e accendino
Beuta con tappo e tubetto
Becher e provetta
Spruzzetta
Solfato rameico pentaidrato

Attenzione: le soluzioni contenenti rame sono tossiche per ingestione. Utilizzare sempre la pinza per spostare i contenitori caldi. Utilizzare sempre occhiali di protezione e guanti.

Procedimento:

1 - Montare la beuta sul sostegno come illustrato in figura e introdurre 30 mL di acqua. Riempire a metà un becher con acqua e sistemarci dentro una provetta vuota.

2 - Aggiungere nella beuta un cucchiaino di solfato rameico, chiudere con il tappo e inserire il relativo tubetto nella provetta, come mostrato in figura.

3 - Accendere il bruciatore ad alcol e aspettare l'ebollizione della soluzione.

4 - Raccogliere nella provetta pochi millilitri di acqua distillata, spegnere il bruciatore e lasciare raffreddare.

Conclusione:

Quando scaldiamo la soluzione l'acqua raggiunge la temperatura di ebollizione e si trasforma in vapore mentre il soluto resta inalterato. Il tubetto trasferisce i vapori nella provetta dove condensano per effetto del raffreddamento. Osserviamo che il sale non è più contenuto nell'acqua distillata perché questa è incolore.

VideoClip Laboratorio

CROMATOGRAFIA

TECNICHE DI SEPARAZIONE

Obiettivo: Separare e recuperare i componenti di un colorante alimentare.

Attrezzatura e reagenti:

Portaprovetta
Provette lunghe
Colonna di vetro con gel di silice
Spruzzetta e pipetta
Colorante alimentare verde
Acetone

Attenzione: L'acetone è facilmente infiammabile. Non usare fiamme libere.
Utilizzare sempre occhiali di protezione e guanti. Non respirare i vapori.

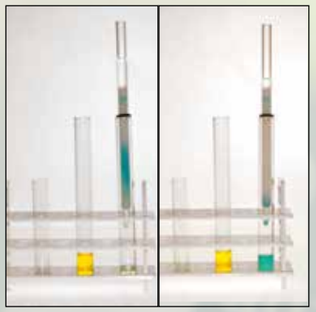
Procedimento:

1 - Sistemare una colonna cromatografica contenete gel di silice nella provetta e versare acqua all'interno.

2 - Quando tutta l'acqua è defluita, introdurre una o due gocce di colorante alimentare verde nella colonna.

3 - Aggiungere poche gocce di acqua, far assorbire e ripetere per altre due volte, quindi riempire con acqua.

4 - Dopo aver raccolto tutto il colorante giallo, cambiare la provetta, aspirare con una pipetta l'acqua della colonna e riempire con acetone.



5 - Far defluire e attendere l'uscita di tutto il colorante azzurro.

6 - Confrontare le provette per osservare i due coloranti che componevano la miscela iniziale.

Conclusione:

I coloranti commerciali contengono spesso composti colorati che possono essere separati con tecniche cromatografiche. In questo caso il secondo colorante ha una scarsa affinità per l'acqua e il cambio del solvente ci permette di raccogliere velocemente il composto azzurro.

Esercizi

Esploriamo la materia

vero o falso?

1 Se le forze attrattive cessassero di esistere, la materia passerebbe subito allo stato liquido. V F

2 Se si potesse ingrandire la materia, si osserverebbe come questa è composta da particelle via via sempre più grandi. V F

3 I germi cristallini sono particolari tipi di batteri. V F

4 L'accrescimento dei cristalli procede con tempi diversi e porta sempre alla formazione della struttura cristallina. V F

5 In natura, esistono infiniti reticoli cristallini. V F

6 Un gas è un fluido. V F

7 In un reticolo le particelle si sistemano in modo da avere meno particelle possibili nel loro intorno. V F

8 Il moto delle particelle in un liquido è chiaro e prevedibile. V F

9 La minima energia potenziale in un cristallo si ottiene con la massima distanza tra le particelle. V F

10 La pressione non influenza i gas. V F

11 La temperatura influisce molto sul comportamento dei gas. V F

12 Un gas ideale è composto da particelle diverse. V F

13 Le particelle di un gas ideale non si scambiano forze attrattive. V F

14 Lo scienziato Jacques Charles studiò la relazione tra volume e temperatura. V F

15 Avogadro fu il primo ha comprendere l'esistenza delle molecole nei gas. V F

16 Un sistema vuoto ha due fasi. V F

17 L'aria che respiriamo quotidianamente è un sistema omogeneo. V F

18 Se si ha una sostanza pura in un recipiente si ha sempre un sistema omogeneo. V F

19 Il diamante è un tipico esempio di miscuglio. V F

20 Nelle soluzioni, per quantificare le sostanze presenti, si fa uso della concentrazione. V F

21 La percentuale in volume è riferita 100 ml di soluzione. V F

22 Una soluzione solida è considerata un sistema eterogeneo. V F

23 Un'emulsione è un sistema omogeneo formato da due liquidi. V F

24 Il fango può essere considerato come un miscuglio eterogeneo. V F

25 La filtrazione si usa principalmente per separare miscele di gas. V F

26 La sospensione è una tecnica di separazione. V F

a risposta multipla

1 A livello miscroscopico, la maggior parte dello spazio è
a Vuoto
b Pieno di materia
c Pieno di particelle
d Freddo

2 Le forze che tengono unite le particelle sono
- a Attrattive
- b Repulsive
- c Neutre
- d Negative

3 In un solido, le particelle
- a Sono disposte come in un liquido
- b Sono disposte come in un gas
- c Sono disposte a caso
- d Sono disposte ordinatamente

4 I sistemi cristallini esistenti in natura sono
- a Otto
- b Nove
- c Sette
- d Infiniti

5 A livello di organizzazione delle particelle, un liquido possiede
- a Un reticolo
- b Due reticoli
- c Nessun reticolo
- d Quattordici reticoli

6 In un gas, rispetto ad un liquido, la distanza tra le particelle
- a È maggiore
- b È minore
- c È identica
- d È fissa

7 Il volume delle particelle di un gas ideale è considerato sempre
- a Come quello reale
- b Trascurabile
- c Doppio
- d A metà

8 Anche i gas reali possiedono comportamenti simili a quelli ideali, ma solo
- a A temperatura e pressione alte
- b A temperatura alta e pressione bassa
- c A temperatura bassa e pressione alta
- d A temperatura e pressione basse

9 Se si miscelano diversi gas ideali, questi si comporteranno
- a Come tante particelle diverse l'una dall'altra
- b Come tante particelle diverse a seconda della loro natura gassosa
- c Come tante particelle uguali
- d Come particelle liquide

10 Un sistema eterogeneo è costituito da
- a Una fase
- b Tre fasi
- c Più di una fase
- d Uno stato

11 In una soluzione e rispetto al soluto il solvente si trova
- a In percentuale minore
- b In uguale quantità
- c In uguale peso
- d In percentuale maggiore

12 Piccolissime particelle solide disperse in un gas prendono il nome di
- a Schiuma
- b Soluzione
- c Fumo
- d Nebbia

13 Un tipico esempio di emulsione è dato da
- a Acqua mescolata con l'olio
- b Acqua e zucchero
- c Acqua e sale
- d Zucchero e pepe nero

a completamento

1 Le particelle sono tenute insieme da forze di attrazione principalmente di natura _____.

2 Il primo livello microscopico della materia è rappresentato dalle _____.

3 Le particelle dei solidi si dispongono in strutture _____, che si originano spontaneamente.

4 In un gas, le particelle sono _____ legate rispetto ad un solido.

5 La regola base nella formazione di strutture cristalline è quella di _____ meno spazio vuoto possibile.

6 Le molecole che costituiscono un gas ideale hanno moto _____.

7 In un gas ideale avvengono solo urti _____.

8 Boyle sostenne che, a _____ costante, il volume è _____ proporzionale alla sua pressione.

9 Secondo Charles, a _____ costante il volume di un gas è _____ alla sua temperatura.

10 Gay-Lussac sostenne che, a _____ costante, la pressione di un gas varia in modo _____ alla sua temperatura.

11 Secondo Avogadro, volumi _____ di gas diversi contengono lo_____ numero di particelle.

12 Nell'equazione universale dei gas, la *n* rappresenta il _____, mentre la R è la _____ universale dei gas.

13 Un sistema in cui la materia è presente in una singola fase viene detto _____.

14 L'acqua di rubinetto è un sistema _____.

15 Un _____ è un insieme di sostanze chimiche pure.

16 A seguito dell' _____ di una soluzione, si ha la formazione di un residuo sul fondo del recipiente.

problemi

1 Calcolare il volume di un gas dopo una compressione a 5,00 atm, sapendo che la pressione ed il volume iniziale misuravano rispettivamente 2,3 atm e 3,00 L.

2 Calcolare le moli di 23,0 L di gas che si trova a pressione pari a 3,0 atm e temperatura pari a 293,16 K.

3 Calcolare la pressione di 4,000 moli di gas che si trova a 50,00°C in un contenitore di 10,00 L.

4 Calcolare il volume ideale che occupano 2,30 moli di ossigeno alla pressione di 1,00 atm e temperatura uguale a 25,0°C.

5 Calcolare la pressione esercitata da 4,50 moli di ossigeno quando il volume è di 10,0 mL e la temperatura uguale a 250°C.

6 Calcolare la $\%_{p/v}$ di una soluzione ottenuta sciogliendo 10 g di sale da cucina in acqua per ottenere 200 mL di soluzione.

7 Calcolare la $\%_{v/v}$ di una soluzione ottenuta sciogliendo 10 mL di alcol etilico puro in acqua per ottenere 1000 mL di soluzione.

8 Calcolare la $\%_{p/p}$ di una soluzione ottenuta sciogliendo 10 g di sale da cucina con acqua per ottenere 200 g di soluzione.

9 Calcolare la molarità dell'acqua pura (per il calcolo considerare che una mole corrisponde a 18 g e che 1 L di acqua ha una massa di 1 kg).

10 Calcolare la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,3 moli di solfato di sodio in 500 mL di acqua.