

Esperienze del Laboratorio di Chimica

Classi I e II

LICEO "A. VOLTA"

Sommario

<i>Il filo conduttore delle nostre esperienze</i>	5
PRINCIPALI NORME DI SICUREZZA IN LABORATORIO	6
DISPOSITIVI DI PROTEZIONE COLLETTIVA (DPC)	7
TIPOLOGIE DEI RISCHI	8
ETICHETTATURA DEI PRODOTTI CHIMICI	9
SCHEDE DI SICUREZZA	10
I PITTOGRAMMI	10
DISPOSITIVI DI PROTEZIONE INDIVIDUALE (D.P.I.)	12
INFORMAZIONE E FORMAZIONE IN MATERIA DI SICUREZZA: Laboratori di Chimica	13
1. ISTRUZIONI OPERATIVE GENERALI DI SICUREZZA	13
2. DURANTE LE ESERCITAZIONI	14
3. AL TERMINE DELL'ESERCITAZIONE	15
MATERIALI DISPONIBILI IN LABORATORIO	16
LA RELAZIONE DI LABORATORIO	17
Schema della Relazione di Laboratorio	17
Come si costruisce un grafico cartesiano	17
La rappresentazione degli errori	20
Il disegno della curva	20
STRUMENTI DI MISURA	21
LA TEMPERATURA	22
IL CALORE	23
IL VOLUME	24
MATERIALE PER IL RISCALDAMENTO	28
IL BUNSEN	28
LA PIASTRA RISCALDANTE CON AGITATORE MAGNETICO	29
<i>LE ESPERIENZE</i>	30
DETERMINAZIONE DELLA DENSITA' DEI LIQUIDI	31
IDENTIFICAZIONE DI UNA SOSTANZA LIQUIDA ATTRAVERSO LA DENSITÀ	31
DETERMINAZIONE DELLA DENSITÀ DI PROVINI METALLICI	32
DETERMINAZIONE DELLA DENSITÀ DI UN GAS	33
USO DEL BUNSEN: PROVE DI RISCALDAMENTO DI METALLI PURI	35
LA SUBLIMAZIONE DELLO IODIO	36
CURVA DI RISCALDAMENTO DELL'ACQUA	37
CURVA DI RISCALDAMENTO DELL'ACIDO STEARICO	38
LA MATERIA SI PRESENTA SOTTO FORMA DI MISCUGLI	40
METODI DI SEPARAZIONE DEI MISCUGLI SOLIDI ETEROGENEI	40

CENTRIFUGAZIONE.....	42
REAZIONI CHIMICHE E METODI DI SEPARAZIONE DI MISCUGLI LIQUIDO/SOLIDO	43
PURIFICAZIONE DEL SOLFATO DI RAME MEDIANTE RICRISTALLIZZAZIONE	45
DISTILLAZIONE SEMPLICE.....	46
DETERMINAZIONE DEL GRADO ALCOLICO DOPO DISTILLAZIONE	48
ESTRAZIONE CON SOLVENTI I ^a	49
ESTRAZIONE CON SOLVENTI II ^a E CROMATOGRAFIA	50
CROMATOGRAFIA	51
FENOMENI FISICI E CHIMICI	52
MISCUGLI E COMPOSTI: TRASFORMAZIONE FISICA E TRASFORMAZIONE CHIMICA.....	54
CLASSIFICAZIONE DELLE REAZIONI CHIMICHE	55
ASPETTI ENERGETICI DELLE REAZIONI CHIMICHE I ^a	56
ASPETTI ENERGETICI DELLE REAZIONI CHIMICHE II ^a	57
ASPETTI ENERGETICI DELLE REAZIONI CHIMICHE III ^a : DETERMINAZIONE DEL CALORE DI REAZIONE.....	59
REAZIONE DI DECOMPOSIZIONE DEI COMPOSTI NEGLI ELEMENTI COSTITUENTI.....	61
DECOMPOSIZIONE DELL'H ₂ O CON IL VOLTAMETRO DI HOFMANN.....	61
REAZIONE DI DECOMPOSIZIONE DEI COMPOSTI IN ALTRI COMPOSTI.....	63
DECOMPOSIZIONE DEL CARBONATO DI CALCIO PER PRODURRE ANIDRIDE CARBONICA	63
LE LEGGI DELLA CHIMICA	65
CONSERVAZIONE DELLA MASSA NELLE REAZIONI CHIMICHE.....	65
REAZIONE DI DECOMPOSIZIONE DI UN SALE PER MEZZO DELL'ENERGIA TERMICA E SUCCESSIVA ANALISI DEL PRODOTTO DI REAZIONE.....	67
PREPARAZIONE DEL CLORURO DI ZINCO	69
REAZIONE CHIMICA TRA IL RAME E L'OSSIGENO.....	70
REAZIONE CHIMICA DI SCAMBIO TRA UN METALLO E UN NON METALLO	71
REAZIONI CHIMICHE: SINTESI DEL RAME (II) OSSIDO E VERIFICA DELLA REVERSIBILITÀ	73
FORMULA DI UN COMPOSTO	75
ESPERIENZA CON VITI E DADI.....	77
MASSA RELATIVA, MASSA MOLARE E MOLE	79
CALCOLO DEL NUMERO DI MOLECOLE DI H ₂ O DEL SOLFATO DI RAME IDRATO (CuSO ₄ •nH ₂ O)	80
DETERMINAZIONE SPERIMENTALE DEL NUMERO DI AVOGADRO	82
LE LEGGI DEI GAS.....	84
VERIFICA SPERIMENTALE DELLA LEGGE ISOTERMA DEI GAS (LEGGE DI BOYLE)	84
VERIFICA SPERIMENTALE DELLA LEGGE ISOCORA DEI GAS (II ^a LEGGE DI CHARLES)	87
VERIFICA SPERIMENTALE DELLA LEGGE ISOBARA DEI GAS (I ^a LEGGE DI CHARLES).....	89
STUDIO DI UNA REAZIONE CHIMICA.....	91
LE RADIAZIONI ELETTRICAMENTE MAGNETICHE	93

FONTI LUMINOSE NATURALI ED ARTIFICIALI E SAGGI ALLA FIAMMA	93
FONTI LUMINOSE NATURALI ED ARTIFICIALI	93
SAGGI ALLA FIAMMA	93
LA TAVOLA PERIODICA I ^a	95
LA TAVOLA PERIODICA II ^a	96
INFORMAZIONI SULLE PROPRIETÀ DELLE SOSTANZE	97
SOLUBILITÀ DI UNA SOSTANZA AL VARIARE DELLA TEMPERATURA	97
POLARITÀ, MISCIBILITÀ DEI LIQUIDI E SOLUBILITÀ DEI SOLIDI NEI LIQUIDI	99
CONDUCIBILITÀ DI SOSTANZE E SOLUZIONI	102
ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO, INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO	103
LE MISCELE OMOGENEE O SOLUZIONI SONO FORMATE DA UN SOLVENTE E UN SOLUTO	104
PREPARAZIONE DI UNA SOLUZIONE A TITOLO NOTO I ^o (MASSA/VOLUME)	104
PREPARAZIONE DI UNA SOLUZIONE A TITOLO NOTO II ^o (MOLARITÀ).....	105
MESCOLANDO DELLE SOLUZIONI DIVERSE SI POSSONO FORMARE SOLIDI	106
REAZIONI TRA IONI IN SOLUZIONE.....	106
SINTESI DI UN ACIDO E UNA BASE	108
FATTORI CHE INFLUENZANO LA VELOCITÀ DI REAZIONE	110
INFLUENZA DELLA CONCENTRAZIONE	110
INFLUENZA DEL CATALIZZATORE	111
INFLUENZA DELLA TEMPERATURA.....	111
EQUILIBRIO CHIMICO	112
PROPRIETÀ DEGLI ACIDI E DELLE BASI	113
ESTRAZIONE DEGLI INDICATORI DA FIORI E PIANTE	114
PREPARAZIONE DELLA SCALA COLORIMETRICA	115
INDICATORI DI USO COMUNE IN LABORATORIO	116
MISURA DEL pH CON CARTINE INDICATRICI	117
MISURA DEL pH CON IL PIACCAMETRO	117
TITOLAZIONE ACIDO FORTE BASE FORTE.....	118
LA FORZA DEGLI ACIDI.....	119
SCAMBIO DI ELETTRONI TRA METALLI E SOLUZIONI	120
REAZIONI SPONTANEE DI OSSIDORIDUZIONE	120
PILA DANIELL.....	122
REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE NON SPONTANEE.....	124
CELLE ELETTROCHIMICHE	124
ELETTROLISI DI SALI IN SOLUZIONE ACQUOSA: ELETTROLISI DELLO IODURO DI POTASSIO	125

Il filo conduttore delle nostre esperienze.....

LA CHIMICA è la scienza che studia:

LA COMPOSIZIONE

LE TRASFORMAZIONI DELLA MATERIA

Noi siamo fatti di Materia e tutto quello che ci circonda è fatto di Materia, i pianeti, le stelle l'Universo.....

I **corpi** sono porzioni di Materia e le **sostanze** sono vari tipi di Materia

La Chimica è una scienza sperimentale quindi il punto di partenza prima di ogni sperimentazione è l'osservazione del **fenomeno** che vogliamo studiare e le varie tappe della sperimentazione sono:

La raccolta dei dati effettuando delle **MISURE**;

La ricerca delle relazioni matematiche tra i dati raccolti cioè la **LEGGE** che descrive il fenomeno;

La spiegazione del fenomeno tramite la formulazione delle **IPOTESI**;

La verifica delle ipotesi con esperienze mirate;

Le ipotesi verificate diventano **TEORIE**, queste rimangono valide finché una nuova raccolta di dati più accurata non le smentisce

Per spiegare e rendere comprensibile il fenomeno o la struttura oggetto di studio, si possono usare dei **MODELLI** cioè si possono usare relazioni matematiche o oggetti reali per rappresentare realtà invisibili anche con mezzi microscopici

PRINCIPALI NORME DI SICUREZZA IN LABORATORIO

Durante le attività sperimentali si utilizzano sostanze e apparecchiature che possono diventare pericolose se le operazioni sono condotte senza le necessarie conoscenze, la necessaria attenzione e responsabilità. La legislazione prevede che gli studenti prima di iniziare le attività di laboratorio siano formati ed informati circa i rischi ed i pericoli relativi a queste attività.

Norme di sicurezza (Legislazione)

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

Figura scolastica	Figura professionale di riferimento	Obblighi, responsabilità, competenze e mansioni
Insegnanti Tecnico di Laboratorio	Preposti	1. Addestrare gli allievi all'uso di attrezzature, macchine e tecniche di lavorazione; 2. Sviluppare negli allievi comportamenti di autotutela della salute; 3. Promuovere la conoscenza dei rischi e delle norme di prevenzione e sicurezza nei luoghi di lavoro, ai quali i laboratori sono assimilabili; 4. Informare gli studenti sugli obblighi che la legge prescrive per la sicurezza nei laboratori
Studenti	Lavoratori	1. Rispettare le misure disposte dagli insegnanti al fine di rendere sicuro lo svolgimento delle attività pratiche; 2. Usare con la necessaria cura i dispositivi di sicurezza di cui sono dotate le macchine, le attrezzature e i mezzi di protezione, compresi quelli personali; 3. Segnalare immediatamente agli insegnanti o ai collaboratori tecnici l'eventuale deficienza riscontrata nei dispositivi di sicurezza o eventuali condizioni di pericolo; 4. Non rimuovere o modificare i dispositivi di sicurezza o i mezzi di protezione da impianti, macchine o attrezzature; 5. Evitare l'esecuzione di manovre pericolose;
Tecnico di Laboratorio	Lavoratori	1. Fornire la necessaria assistenza tecnica durante lo svolgimento delle esercitazioni (collaboratori tecnici); 2. Effettuare la conduzione, l'ordinaria manutenzione e la riparazione di macchine, apparecchiature ed attrezzature in dotazione dei laboratori (collaboratori tecnici);

Le seguenti Istruzioni **PUNTI da 1 a 6** sono estratte dal DOCUMENTO DI VALUTAZIONE DEI RISCHI del Liceo "A.Volta" in particolare:

INFORMAZIONE E FORMAZIONE IN MATERIA DI SICUREZZA: Laboratori di Chimica

NOZIONI DI SICUREZZA

Prevenzione degli infortuni ed incidenti nel Laboratorio di chimica:

si informa che i laboratori dell'Istituto sono a tutti gli effetti considerati dalla legislazione attuale AMBIENTI DI LAVORO (non dissimili ad es. da un'OFFICINA o LABORATORIO di una ditta pubblica o privata); in tali luoghi è in vigore la specifica normativa a tutela dell'incolumità degli operatori.

DISPOSITIVI DI PROTEZIONE COLLETTIVA (DPC)

1. IMPIANTI PERMANENTI

- Banconi: in materiale resistente (ceramiche antiacido), bordi rialzati, mensole, prese elettriche, rubinetti gas ed acqua
- elettrico (colore blu) ed illuminazione: dispositivi automatici di interruzione (interruttori differenziali o salvavita); schermature neon
- aspirazione e ricambio aria: tramite motori per lo scarico esterno e fori nelle pareti per l'aria pulita
- gas (colore giallo) e rilevazione perdite: gas metano, elettrovalvola di sicurezza, rilevatori specifici sul soffitto (sensori)
- acqua
- antincendio: centralina antincendio
- doccia
- cappe (aspiranti): munite di bancone, elettricità, gas, luce, aspirazione, acqua, e schermo mobile di sicurezza
- uscita sicurezza con apertura antipanico verso l'esterno

2. ATTREZZATURE DI SICUREZZA DI USO COMUNE (mobili)

- Estintori: premesso che si ha incendio (combustione) solo in presenza di combustibile, comburente (ossigeno presente nell'aria) ad una certa temperatura (temperatura di combustione o ignizione), vi sono 5 tipi diversi di estintori:
 1. **idrico** (abbassa la temperatura di combustione)
 2. **schiuma** (ricopre il combustibile isolandolo dal comburente)
 3. **anidride carbonica** (diluisce il comburente, sotto una certa percentuale non si ha più reazione di combustione)
 4. **polvere** (ricopre il combustibile isolandolo dal comburente)
 5. **chimico** (interviene sulle reazioni chimiche della combustione)

poiché un incendio è evenienza tra le più pericolose, è stato predisposto un piano di evacuazione dell'Istituto.

- coperta antincendio: esente da amianto (copre il combustibile...)
- armadietto di pronto soccorso: medicinali per il solo primo soccorso
- occhiali di protezione: plastica
- bottiglia di lavaggio occhi: dopo lavaggio prolungato con acqua (15 min.) si lava l'occhio colpito con liquidi specifici per l'aggressione subita (acido o base), è opportuna la valutazione finale del medico
- maschera con filtro per gas: filtri universali e specifici
- guanti: specifici e comuni (lattice)

3. ABBIGLIAMENTO DI SICUREZZA

(DPI) previsto dalla normativa è un CAMICE di colore bianco, vedi in particolare la descrizione estesa dei DPI a pagina 13

4. PRINCIPALI FONTI DI PERICOLO NEL LABORATORIO CHIMICO

- Sostanze chimiche: solide, liquide e gassose
- Vetreria: specifici manufatti in vetro per uso chimico
- Uso (a volte contemporaneo) di corrente elettrica, acqua, gas e sostanze chimiche
- Mancanza di controllo delle operazioni in corso
- Movimenti bruschi, troppo veloci, non controllati
- Procedure non autorizzate
- Mancanza di attenzione
- Imprevisti

5. PRIMO INTERVENTO (pronto soccorso) IN CASO DI INFORTUNIO

- L'infornuto riguarda la persona fisica (mentre un incidente non sempre determina un infornuto)
- Solo chi è in possesso di nozioni specifiche può intervenire in caso di infornuto, è prevista la RESPONSABILITA' di chi presta il soccorso; anche inoltrare la richiesta di aiuto e rimanere vicino all'infornuto (cercando di tranquillizzarlo e di impedirgli bruschi movimenti sino all'arrivo di personale qualificato) può essere decisiva.

6. INFORTUNI più frequenti in un laboratorio chimico

- Ustioni da calore o chimiche (alcune sostanze chimiche sono aggressive come il calore, ad esempio le sostanze corrosive)
- Tagli o lacerazioni (dovute principalmente al vetro)
- Folgorazioni (uso improprio dell'energia elettrica)
- Intossicazioni (contatto, inalazione o ingestione di sostanze chimiche)

NB: nell'ambiente di lavoro del laboratorio di chimica, essendo presenti più fonti di pericolo rispetto ad altri, viene richiesta maggiore attenzione nel mettere in pratica tutte le disposizioni impartite dagli insegnanti in merito alla propria ed altrui sicurezza.

Data l'importanza dell'argomento si ritiene opportuno che i genitori vengano a conoscenza che ai loro figli vengono impartite tutte le informazioni per la loro ed altrui sicurezza.

TIPOLOGIE DEI RISCHI

Nel Laboratorio di Chimica i rischi e i pericoli possono essere:

chimici quelli che coinvolgono i prodotti chimici (ustioni, irritazioni, sensibilizzazioni da contatto);

fisici provocati da fonti di calore o dalla corrente elettrica;

meccanici quelli causati da urti, cadute, tagli (taglio da vetro rotti, scivolamenti);

In laboratorio sono importanti soprattutto i **rischi e pericoli chimici**, è necessario quindi:

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

ETICHETTATURA DEI PRODOTTI CHIMICI

Sull'imballaggio o sui contenitori delle sostanze è presente un' etichetta, conforme al regolamento CE (Europeo) 1272/2008 chiamato CLP (Classification, Labeling, Packaging), che costituisce la prima fonte informativa sulla manipolazione del prodotto. Sono riportate informazioni come il nome del prodotto, la sua formula, le indicazioni di pericolo (Hazard statements) e consigli di prudenza (Precautionary statements), eventuali pittogrammi per descrivere visivamente il tipo di pericolo associato a quel determinato prodotto e le idonee procedure da adottare per la riduzione di tali rischi. Esempio di Etichetta:

	2 1 3 5	4 7 8																									
LOGO &/O NOME AZIENDA	INDIRIZZO	NUMERI DI TELEFONO																									
	<p>PERICOLO H226 Liquido e vapori infiammabili. H314 Provoca gravi ustioni cutanee e gravi lesioni oculari. P210 Tenere lontano da fonti di calore/scintille/fiamme libere/superfici riscaldate. Non fumare. P264 Lavare accuratamente dopo l'uso. P280 Indossare guanti / indumenti protettivi / Proteggere gli occhi / il viso. P304 + P340 IN CASO DI INALAZIONE: trasportare l'infortunato all'aria aperta e mantenerlo a riposo in posizione che favorisca la respirazione. P310 Contattare immediatamente un CENTRO ANTIVELENI o un medico. P370 + P378 In caso di incendio: estinguere con CO2.</p> <p>DANGER H226 Flammable liquid and vapour. H314 Causes severe skin burns and eye damage. P210 Keep away from heat/sparks/open flames/hot surfaces. - No smoking. P264 Wash thoroughly after handling. P280 Wear protective gloves/protective clothing/eye protection/face protection. P304 + P340 IF INHALED: Remove victim to fresh air and keep at rest in a position comfortable for breathing. P310 Immediately call a POISON CENTER or doctor/physician. P370 + P378 In case of fire: Use CO2 for extinction.</p>	<p>ACIDO ACETICO GLACIALE P.A. ACETIC ACID GLACIAL</p> <p>CH3COOH m.m.60,06 C.A.S.64-19-7 CE 007-004-00-1</p> <table style="width: 100%;"> <tr> <td>Tit. min. 99,8%</td> <td>max 0,15%</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Acqua</td> <td>max 0,003%</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Sostanze non volatili</td> <td>max 0,00005%</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Fe</td> <td>max 0,00005%</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Metalli pesanti (Pb)</td> <td>max 0,0001%</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Cl</td> <td>max 0,0001%</td> <td></td> </tr> <tr> <td>SO4</td> <td>max 0,0001%</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Aldeidi (come CH3CHO)</td> <td>max 0,005%</td> <td></td> </tr> </table> <p style="text-align: right;">ml 1000 cod. TC138500Q lotto n. 12611410 exp.date 12/2019</p> <p style="text-align: center;">UN 2789</p> <p style="font-size: small;">Tenere ben chiuso. Non disperdere nell'ambiente dopo l'uso. Unicamente ad uso di utilizzatori professionali.</p>	Tit. min. 99,8%	max 0,15%		Acqua	max 0,003%		Sostanze non volatili	max 0,00005%		Fe	max 0,00005%		Metalli pesanti (Pb)	max 0,0001%		Cl	max 0,0001%		SO4	max 0,0001%		Aldeidi (come CH3CHO)	max 0,005%		
Tit. min. 99,8%	max 0,15%																										
Acqua	max 0,003%																										
Sostanze non volatili	max 0,00005%																										
Fe	max 0,00005%																										
Metalli pesanti (Pb)	max 0,0001%																										
Cl	max 0,0001%																										
SO4	max 0,0001%																										
Aldeidi (come CH3CHO)	max 0,005%																										
12	11	13 6 14	9 10 15																								

Spiegazione dei numeri:

Num.	Significato	Descrizione
1	Nome e descrizione del prodotto	I prodotti sono elencati in ordine alfabetico
2-3	Formula molecolare - Massa molare	
4	Numero CE	Numero indice dei prodotti di cui all'appendice I del Regolamento 67/548/CE
5	Numero C.A.S.	Il numero identificativo del Chemicals Abstract Service
6	Numero U.N	Numero ONU di identificazione del prodotto per il trasporto
7	Quantità nominale	Massa (kg /); Volume (L / mL)g
8	Numero di codice identificativo	Da specificare all'ordine
9	Numero di lotto	Identifica la produzione e ne permette la rintracciabilità in termini di materie prime, parametri e valori controllati. E' necessario per le richieste di certificati e nel caso di contestazioni
10	Data di scadenza	E' la data raccomandata entro la quale utilizzare il prodotto, qualora sia stato conservato correttamente nel suo contenitore integro. Vengono messi in commercio prodotti con vita residua utile prestabilita
11	Fraasi di rischio e consigli di prudenza	Indicano la pericolosità del prodotto e danno i primi avvertimenti e consigli per manipolarlo in sicurezza
12	Pittogrammi di pericolo	indicano i tipi di pericoli connessi all'uso
13	Specifiche del prodotto	Indicano il titolo del prodotto e la concentrazione di eventuali impurezze
14	Note tecniche	Raccomandazioni sulla conservazione ecc.
15	Barcode	Creato per uso interno di magazzino, contiene un codice anticontraffazione

SCHEDE DI SICUREZZA

In laboratorio sono presenti le schede di sicurezza di tutti i prodotti chimici utilizzati.

Le schede di dati di sicurezza SDS rappresentano il documento tecnico informativo sulle sostanze chimiche e loro miscele, in quanto contengono le informazioni necessarie sul produttore, sulla composizione, sulle proprietà fisico-chimiche, tossicologiche, sulla corretta e sicura manipolazione, sui rischi per il trasporto, per l'uomo e per l'ambiente, le indicazioni per lo smaltimento, le frasi H ed i consigli P, i limiti di esposizione e le protezioni per il lavoratore che ne entra in contatto.

Consentono:

- al datore di lavoro (Dirigente Scolastico) di determinare se sul luogo di lavoro vengono manipolate sostanze chimiche pericolose e di valutare quindi ogni rischio per la salute e la sicurezza dei lavoratori derivanti dal loro uso
- agli utilizzatori (docenti: preposti e studenti: lavoratori) di adottare le misure necessarie in materia di tutela della salute, dell'ambiente e della sicurezza sul luogo di lavoro.

La struttura della scheda di sicurezza deve essere composta dai seguenti **16 punti obbligatori** ognuno dei quali si sviluppa in numerosi paragrafi:

1 Identificazione della sostanza/miscela e della società/impresa produttrice;	9 Proprietà fisiche e chimiche;
2 Identificazione dei pericoli;	10 Stabilità e reattività;
3 Composizione/informazione sugli ingredienti;	11 Informazioni tossicologiche;
4 Misure di primo soccorso;	12 Informazioni ecologiche;
5 Misure antincendio;	13 Considerazioni sullo smaltimento;
6 Misure in caso di rilascio accidentale;	14 Informazioni sul trasporto;
7 Manipolazione e immagazzinamento;	15 Informazioni sulla regolamentazione;
8 Controllo dell'esposizione/protezione individuale;	16 Altre informazioni.

Nelle schede di sicurezza le frasi R (di Rischio) e le frasi S (Prudenza) sono sostituite dai nuovi codici

- Codice H : indicazione di pericolo
- Codice P : consigli di prudenza

I PITTOGRAMMI

I pittogrammi di pericolo (vecchi e nuovi), sono simboli che vengono stampati sulle etichette dei prodotti chimici, servono a informare riguardo i tipi di pericoli connessi all'uso, alla manipolazione, al trasporto e alla conservazione degli stessi.

Vecchi pittogrammi	Nuovi pittogrammi	Significato
 E ESPLOSIVO	 GHS01	<p>Esplodivo</p> <p>Classificazione: sostanze o preparati che anche in assenza di ossigeno atmosferico possono creare una reazione esotermica deflagrando o esplodendo rapidamente.</p> <p>Precauzioni: evitare urti, scintille, calore e attriti.</p> <p>Possono essere utilizzati solo da personale esperto.</p> <p>Esempi: esplosivi, fuochi d'artificio, petardi..</p>
 F INFIAMMABILE  F+ ALTAMENTE INFIAMMABILE	 GHS02	<p>Estremamente infiammabile</p> <p>Classificazione: Gas infiammabili e/o altamente infiammabili. Sostanze: solide, aerosol, liquide, vapori infiammabili e/o altamente infiammabili</p> <p>PRECAUZIONI: evitare fonti di accensione o di calore ed evitare il contatto con l'aria (acqua se indicato)</p> <p>Esempi: bombolette spray, solventi.</p>
 O COMBURENTE	 GHS03	<p>Comburente</p> <p>Classificazione: sostanze che a contatto con materiali infiammabili creano una reazione esotermica con elevato rischio d'incendio o di esplosione.</p> <p>Precauzioni: evitare il contatto con fonti di accensione e con sostanze infiammabili..</p> <p>Esempi: acqua ossigenata, candeggianti.</p>
	 GHS04	<p>Gas sotto pressione</p> <p>Classificazione: gas compressi o refrigerati non infiammabili che possono esplodere o causare ustioni criogeniche.</p> <p>Precauzioni: non riscaldare i contenitori ed evitare il contatto con la pelle (gas refrigerati).</p> <p>Esempi: bombole di propano e butano, bombole di CO₂ per gasatori.</p>
 C CORROSIVO	 GHS05	<p>Corrosivo</p> <p>Classificazione: sostanze che possono causare ustioni cutanee, gravi lesioni agli occhi e possono corrodere i metalli.</p> <p>Precauzioni: utilizzare protezioni per la pelle e per gli occhi per evitare gravi lesioni alla cute o agli occhi.</p> <p>Esempi: decalcificanti, di sgorganti per tubature, detergenti forti</p>
 T TOSSICO  T+ ALTAMENTE TOSSICO	 GHS06  GHS08	<p>Estremamente tossico (GHS06) :</p> <p>Classificazione: sostanze Letali e/o Tossiche se inalate/ingerite/a contatto con la pelle.</p> <p>Pericoloso per la salute (GHS08):</p> <p>Classificazione: sostanze o preparati che possono causare danni agli organi, alle funzioni riproduttive, al feto e che possono causare il cancro o mutazioni genetiche.</p> <p>Precauzioni: evitare il contatto con il corpo, l'inalazione e l'ingestione, nonché un'esposizione continua o ripetitiva anche a basse concentrazioni della sostanza o preparato.</p> <p>Esempi: nicotina, benzina, certi insetticidi</p>
 Xi IRRITANTE  Xn NOCIVO	 GHS07	<p>Attenzione/Pericolo</p> <p>Classificazione:</p> <p>Irritante: può irritare o causare lesioni reversibili alla pelle, agli occhi e alla faringe/laringe.</p> <p>Nocivo: può causare, in piccole dosi, danni alla salute, raramente mortali.</p> <p>Precauzioni: evitare il contatto con la sostanza utilizzando le necessarie precauzioni.</p> <p>Esempi: pastiglie per lavastoviglie, detergenti, candeggina</p>
 N PERICOLOSO PER L'AMBIENTE	 GHS09	<p>Pericoloso per l'ambiente acquatico</p> <p>Classificazione: sostanze tossiche o altamente tossiche che possono causare danni a lungo termine per gli organismi acquatici.</p> <p>Precauzioni: non disperdere il prodotto negli scarichi e non superare le dosi indicate.</p> <p>Esempi: olio motore</p>

DISPOSITIVI DI PROTEZIONE INDIVIDUALE (D.P.I.)

I dispositivi di protezione individuale (DPI) sono quelle attrezzature destinate ad essere disponibili e utilizzate dal lavoratore allo scopo di proteggerlo contro uno o più rischi presenti nell'attività lavorativa. Gli studenti in quanto parificati ai lavoratori, quando necessario sono obbligati a utilizzare correttamente tali dispositivi, ad averne cura e a non apportarvi modifiche, segnalando difetti o inconvenienti specifici.

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

Occhiali di sicurezza(1)

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

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

Il camice (2)

E' obbligatorio indossarlo sempre in laboratorio perché protegge da grandi e/o piccoli versamenti o schizzi. E' preferibile sia di cotone e di colore bianco per poter così notare meglio macchie dovute a sostanze chimiche.

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

Guanti (3) (4)

Nel laboratorio chimico del biennio è sufficiente l'uso di guanti in nitrile o in lattice, che offrono protezione in caso di schizzo o contatto accidentale. Talvolta per utilizzare la stufa possono essere necessari guanti anticalore.

Mascherine antipolvere



Le seguenti Istruzioni, Punti da 1 a 3, sono estratte dal DOCUMENTO DI VALUTAZIONE DEI RISCHI del Liceo "A. Volta", in particolare dalla Modulistica del Servizio di Prevenzione e Protezione: INFORMAZIONE E FORMAZIONE IN MATERIA DI SICUREZZA: Laboratori di Chimica

1. ISTRUZIONI OPERATIVE GENERALI DI SICUREZZA

1. In laboratorio è vietato l'accesso ai non addetti ai lavori.
2. E' proibito agli studenti accedere al laboratorio in assenza del preposto.
3. In laboratorio deve sempre essere indossato il camice abbottonato e pulito; in mancanza del camice l'allievo non potrà eseguire nessuna operazione di laboratorio e verrà impegnato in altra attività didattica.
4. Evitare indumenti personali che, in relazione alla natura delle operazioni o delle caratteristiche delle attrezzature, costituiscano pericolo per la incolumità personale; in modo particolare deve essere evitato l'uso di sciarpe, vestiti svolazzanti, eccessivamente lunghi, maglioni con maniche larghe ed abbigliamento simile.
5. In laboratorio non devono essere usati pantaloni corti, sandali, ciabatte, scarpe aperte (ballerine) e scarpe con tacchi alti. I capelli lunghi devono essere tenuti raccolti. I gioielli penzolanti (orecchini, bracciali ecc...) rappresentano fattori di rischio.
6. In laboratorio è vietato mangiare e bere.
7. Non si deve correre e sono assolutamente proibiti giochi e scherzi di qualsiasi genere (spinte, uso improprio dell'acqua, ecc.).
8. Non sedersi mai sui banchi di lavoro.
9. E' opportuno evitare l'uso di lenti corneali.
10. Il posto di lavoro deve essere sempre ordinato e pulito.
11. Verificare la pulizia del posto di lavoro prima dell'inizio dell'attività e segnalare eventuali difformità ai preposti e/o all'assistente tecnico.
12. Dovranno essere segnalati al Responsabile del Laboratorio tutte le situazioni di rischio individuate compresi incidenti senza conseguenze.
13. Mantenere libere le vie di fuga, le uscite di sicurezza e le zone intorno alle installazioni di sicurezza (doccia, estintori).
14. Il pavimento deve essere mantenuto sgombro da ostacoli (cavi elettrici, scatole, ecc.), pulito da residui (granuli, schegge di vetro, ecc.) ed asciutto.
15. Non tentare mai esperimenti non autorizzati o che non siano stati espressamente descritti ed illustrati dall'insegnante.
16. Non lasciare mai il proprio posto di lavoro quando è in corso l'esperienza.
17. Non tenere in tasca oggetti taglienti o appuntiti (tubi di vetro, aghi, bisturi, forbici, ecc).
18. E' obbligatorio segnalare ai preposti eventuali allergie.
19. E' vietato l'impiego di preparati classificati come mutageni, cancerogeni e tossici per la riproduzione (H340, H350 e H360).
20. Non devono mai essere eseguiti da persone non autorizzate installazione di impianti elettrici, modifica di impianti o apparecchi elettrici e manutenzione e riparazione di apparecchi elettrici.
21. Utilizzare solo apparecchi a norma e in perfetto stato.
22. Effettuare sempre un controllo visivo per evidenziare eventuali danni o difetti delle macchine e degli impianti (involucri, coperture, elementi di comando, prese, spine e cavi).
23. Leggere attentamente le istruzioni per l'uso delle attrezzature e le indicazioni relative alla sicurezza in esso contenute.
24. Fare attenzione alle situazioni pericolose (ad esempio pavimenti umidi) e segnalare subito al preposto in caso di anomalie (ad esempio se è scattato un fusibile o l'interruttore differenziale).

2. DURANTE LE ESERCITAZIONI

1. Usare in laboratorio dispositivi individuali di protezione appropriati per ogni livello di rischio (guanti, occhiali, maschere di protezione delle vie respiratorie, ecc.) che devono essere utilizzati correttamente e tenuti sempre in buono stato di manutenzione.
2. Gli scarti delle soluzioni e delle attività di analisi in genere con i primi lavaggi vanno smaltiti sotto cappa negli appositi contenitori per la raccolta dei reflui di laboratorio.
3. Inserire e disinserire le spine di apparecchi elettrici soltanto a interruttore spento.
4. Non toccare mai apparecchiature elettriche sotto tensione con le mani bagnate.
5. Prima di manipolare qualsiasi preparato/sostanza chimica, leggere attentamente la relativa scheda di sicurezza e predisporre le misure per la corretta manipolazione, lo stoccaggio e lo smaltimento, nonché per limitare i danni in caso di incidente (per esempio predisporre il materiale per l'assorbimento e/o la neutralizzazione del prodotto in caso di sversamento accidentale, ecc.). Assicurarsi di impiegare tutti i Dispositivi di Protezione Individuale (DPI) indicati nella Scheda di Sicurezza.
6. Tenere le sostanze infiammabili lontano dal bunsen acceso o da qualsiasi altra fiamma libera o fonte di calore.
7. Non dirigere mai verso di voi o verso un vostro compagno, l'imboccatura di una provetta che viene riscaldata o in cui sta avvenendo una reazione.
8. Evitare il contatto di prodotti chimici con occhi, pelle, vie respiratorie, mucose o indumenti.
9. Non pipettare a bocca liquidi chimici o campioni, ma utilizzare le apposite propipette.
10. Se si versa acido o altre sostanze corrosive sul banco o sul pavimento, avvertire immediatamente l'insegnante.
11. Se si viene a contatto con qualche reattivo avvertire immediatamente l'insegnante.
12. Tutte le operazioni con sostanze pericolose vanno effettuate sotto cappa con protezione abbassata.
13. Maneggiare con cura la vetreria: in caso di rottura, segnalare l'inconveniente all'insegnante o all'assistente tecnico, raccogliere con cura i frammenti e metterli nell'apposito contenitore.
14. Non aggiungere mai l'acqua a basi o acidi concentrati. Per ottenere soluzioni diluite aggiungere cautamente basi o acidi concentrati all'acqua, agitando continuamente.
15. Quando si utilizza una bottiglia o un flacone per mettere una soluzione o una sostanza chimica, riportare con chiarezza il nome del composto, la formula e per le soluzioni la loro concentrazione, la data di preparazione ed il nome dell'operatore.
16. Non appoggiare recipienti, bottiglie o apparecchi vicino al bordo del banco.
17. Non scaldare su fiamma diretta recipienti non in vetro pirex.
18. Non abbandonare materiale non identificabile nelle aree di lavoro.
19. Non toccare le maniglie delle porte e altri oggetti del laboratorio con i guanti con cui si sono maneggiate sostanze chimiche. E' assolutamente vietato l'uso dei guanti al di fuori dei laboratori.
20. Tutti gli strumenti e le attrezzature vanno utilizzati secondo le istruzioni e le regole di buon funzionamento riportate nei rispettivi manuali e integrate dai docenti.

3. AL TERMINE DELL'ESERCITAZIONE

1. Seguire le istruzioni dell'insegnante relativamente allo smaltimento dei composti chimici ottenuti.
2. La vetreria utilizzata deve essere lavata e riposta negli armadi e stipetti che sono a disposizione nel reparto.
3. Riordinare e pulire il proprio posto di lavoro e a rotazione i posti di lavoro comuni (cappe, lavandini, mensole, bilance, strumentazioni, ecc.).
4. Lavarsi le mani alla fine di ogni esperienza e prima dell'intervallo se compreso nell'orario di laboratorio.
5. Chiudere le valvole generali di gas e acqua poste in testa ad ogni bancone.

NB: le sostanze chimiche non vanno gettate dopo l'uso come i normali rifiuti (per ognuna è prevista una particolare procedura, allo scopo di salvaguardare l'ambiente da possibili inquinamenti), GLI INSEGNANTI INFORMANO PRIMA O DURANTE L'ESPERIENZA IN CORSO DOVE CONSEGNARE LE SOSTANZE IMPIEGATE O PRODOTTE.

MATERIALI DISPONIBILI IN LABORATORIO

I materiali a disposizione di un laboratorio chimica possono essere di vetro, di plastica e di porcellana. Il vetro con la sua trasparenza consente di vedere cosa accade durante le esperienze, resiste a temperature abbastanza elevate se di tipo pyrex e all'attacco delle sostanze corrosive. Ha ottime resistenze ai solventi organici. E' tuttavia fragile e quindi in caso di rottura si ha la probabilità, se non fatta l'adeguata attenzione, di ferirsi creando così tagli o lacerazioni che possono entrare a contatto con le sostanze presenti in laboratorio.



Gli oggetti in plastica ovviamente non possono essere usati su piastre scaldanti o a maggior ragione su fiamme. Resistono a molti tipi di sostanze corrosive e non si rompono facilmente.



Gli oggetti in porcellana si usano quando dobbiamo scaldare su fiamma diretta. Esempi di oggetti in porcellana sono le capsule e i crogioli, mortai e pestelli.



LA RELAZIONE DI LABORATORIO

La relazione di laboratorio è il documento che descrive l'attività sperimentale e che permette di far conoscere:

- cosa si è fatto;
- perché lo si è fatto;
- come si è proceduto;
- cosa è successo.

Poiché, si tratta di comunicare lavori, che altri potrebbero riprodurre e verificare, la descrizione deve essere fatta utilizzando la terminologia specifica, in modo preciso e sintetico ma, completo.

Nella stesura del testo **vanno, evitati**:

- la descrizione delle operazioni in prima persona, **preferendo l'impersonale**, con i verbi al passato;
- i riferimenti generici: **non** "ho riscaldato per un po'", **ma** "si è riscaldato a 60 °C per 10 minuti";
- le dimenticanze e/o confusioni nell'elencazione delle procedure e dei risultati;
- il ricorso a valutazioni soggettive del tipo: **non** "non siamo riusciti a calcolare la densità perché si è lavorato male" **ma** "abbiamo commesso errori nelle misure di massa o di volume..." e cercare di individuare ed indicare eventuali errori sperimentali commessi.

Scrivendo la relazione si può anche di rivedere le varie fasi dell'esperienza, permettendo di individuare limiti o problemi non evidenziati, e di riflettere sui risultati ottenuti e sulla loro relazione con gli obiettivi aspettati e le conoscenze scientifiche.

Schema della Relazione di Laboratorio

- 1) NOME COGNOME, CLASSE, DATA. (eventuale n° dell'esperienza)
- 2) TITOLO
- 3) OBIETTIVO/I (SCOPO): dichiarare lo scopo per cui si compie l'esperimento per punti.
- 4) RICHIAMI TEORICI: descrivere brevemente le conoscenze (teorie, leggi e grandezze) che sono alla base e necessarie per svolgere l'esperienza
- 5) a) MATERIALE OCCORRENTE: elencare gli strumenti usati indicandone portata e sensibilità, riportare eventualmente il disegno delle apparecchiature e/o degli strumenti usati.
b) REATTIVI E SOSTANZE: elencare le sostanze riportando lo stato fisico e la concentrazione;
- 6) PROCEDIMENTO: descrivere per punti le attività svolte usando verbi all'infinito.
- 7) ELABORAZIONE DEI DATI: descrivere eventuali relazioni matematiche usate per i calcoli, riportare tabelle e grafici, ricordare di riportare sempre le corrette unità di misura.
- 8) OSSERVAZIONI: descrivere i fenomeni osservati, le variazioni delle sostanze che partecipano, eventuali errori che si compiono, ecc..
- 9) CONCLUSIONI: spiegare se sono stati raggiunti gli obiettivi e come e da cosa si capisce che gli obiettivi sono stati raggiunti (cosa si è dimostrato con l'esperienza); oppure cercare di spiegare eventuali errori che non hanno permesso di raggiungere gli obiettivi prefissati.

Come si costruisce un grafico cartesiano

Un **grafico cartesiano** è una rappresentazione grafica che permette di rappresentare due dati legati tra di loro da una relazione, tali cioè che ad un valore di uno corrisponda il valore di un altro secondo una data relazione matematica. E' costituito da due rette orientate di riferimento (chiamate assi) perpendicolari tra loro. La retta orizzontale è detta asse X o delle ascisse, la retta verticale è detta asse Y o delle ordinate. Il punto di incontro tra le due rette è detto origine.

La costruzione del grafico

Per costruire un grafico relativo a una serie di dati si procede nel seguente modo:

- su un foglio di carta millimetrata si disegnano (sul bordo dell'area millimetrata, o almeno 1 cm, all'interno di essa) due rette perpendicolari (una orizzontale e una verticale), dette assi cartesiani; l'asse orizzontale è detto asse X o delle ascisse, l'asse verticale è detto asse Y o delle ordinate; la loro intersezione è detta origine degli assi o delle coordinate; il piano individuato dalle due rette è detto piano cartesiano, grafico 1;
- vicino a ognuno dei due assi (all'esterno in alto e in basso a destra) si scrive il nome della grandezza rappresentata e la rispettiva unità di misura (i simboli);
- si stabilisce la direzione di ogni asse, cioè il verso secondo il quale la grandezza rappresentata aumenta;
- si stabiliscono le scale più opportune per i due assi;
- si riportano sugli assi dei valori progressivi in funzione delle scale adottate (non i valori sperimentali);
- si riportano i poi i dati sperimentali nel piano, individuando per ogni coppia di dati, con un punto ben visibile, la corrispondenza (l'tra asse delle ascisse e asse delle ordinate);
- se non si devono rappresentare gli errori (altrimenti si veda dopo) si uniscono i punti con una linea continua (una retta o una curva a seconda dei casi) che sia il più vicina possibile a tutti i punti presenti sul piano (e **non** una spezzata che unisce tutti i punti).

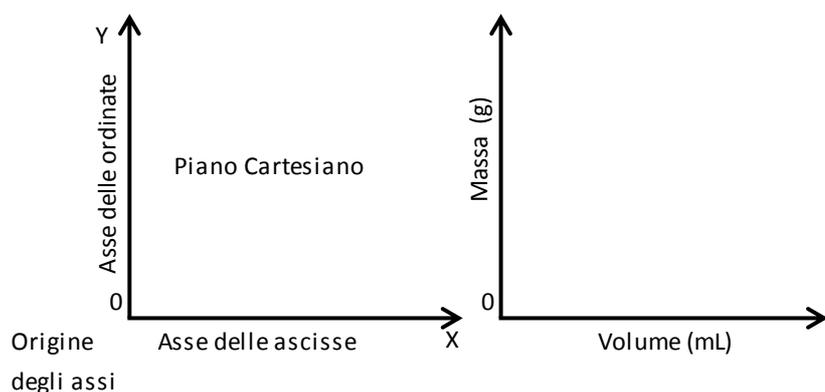


Grafico 1 generico

Assi definiti

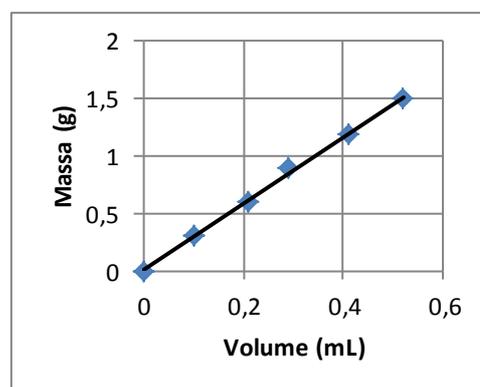


Grafico 2 con dati reali di tabella 1

Esempio

Con una serie di dati come quelli in tabella 1, il risultato è il grafico 2 qui sopra

V (mL)	m (g)
0	0
0,3	0,1
0,6	0,21
0,9	0,29
1,2	0,41
1,5	0,52

tabella 1

Le scale sui due assi

Prima di riportare i dati in un grafico, occorre stabilire la scala di rappresentazione per ciascuno dei due assi. La scala dell'asse X e dell'asse Y sono indipendenti una dall'altra, e possono essere scelte in modo arbitrario, ma occorre evitare di adottare scale sproporzionate (ossia troppo grandi da non riuscire a riportare tutti i punti, o troppo piccole da occupare solo una parte del foglio a disposizione). Per la scelta della scala degli assi si procede nel modo seguente:

- 1) si decide l'orientamento del foglio (orizzontale o verticale) in funzione dei valori massimi da rappresentare;
- 2) si individua il valore più grande che deve essere rappresentato su quell'asse;
- 3) si divide questo valore per il numero dei centimetri (che sono la divisione principale nel foglio di carta millimetrata) che si hanno a disposizione sul lato del foglio su cui si è posto l'asse (conviene lasciare sempre un centimetro di margine se si deve rappresentare l'errore - vedi dopo);
- 4) si approssima per eccesso (sempre) il risultato ottenuto (per potere rappresentare più facilmente i dati e gli errori è conveniente approssimare alle cifre 1, 2, 5; solo quando si ha una buona padronanza nella determinazione delle scale si possono fare altre scelte quali: 2.5, 4, ..., ma in generale le prime tre indicate sono le più convenienti, soprattutto se si devono rappresentare anche gli errori).

Una volta scelta la scala, è opportuno rappresentarla sul foglio con un segmento lungo 1 cm posto accanto a ciascuno degli assi (le posizioni migliori sono di solito in alto a sinistra e in basso a destra), con indicato il valore di tale segmento nella scala adottata e l'unità di misura (la medesima dell'asse a cui fa riferimento vedi es. in figura).

Per esempio, ipotizziamo di utilizzare un foglio di carta millimetrata di 30x20 cm, e di disporlo orizzontalmente (quindi avremo 30-1=29 cm a disposizione per l'asse orizzontale, e 20-1=19 cm per l'asse verticale).

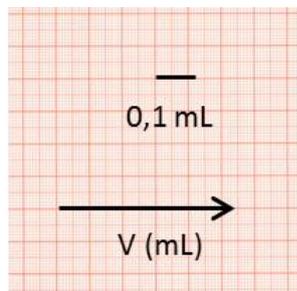
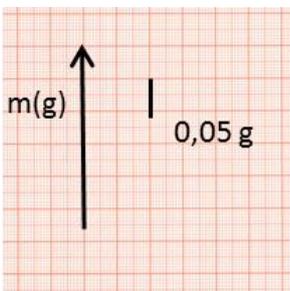
In generale il calcolo è: scala asse = valore massimo / n° dei centimetri a disposizione. Facendo riferimento ai dati dell'esempio, avremo:

- per l'asse X: scala asse X = 1,50 g / 29 = 0,0517 mL

che arrotondato per eccesso diventa 0,10 mL, quindi se 1 cm rappresenta 0,1 mL, con la seg. proporzione posso trovare la lunghezza "utile" dell'asse: 1cm : 0,1mL = Xcm : 1,5 mL Xcm = 15

- allo stesso modo, per l'asse Y: scala asse Y = 0,52 g / 19 = 0,02736 g

che arrotondato per eccesso diventa 0,05 g, quindi 1 cm rappresenta 0,05 g, con la seg. proporzione posso trovare la lunghezza "utile" dell'asse: 1cm : 0,05g = Xcm : 0,52g Xcm = 10,4



La rappresentazione degli errori

Nel caso in cui per i dati siano indicati anche gli errori, anche questi dovranno essere rappresentati sul grafico.

In base all'esempio, si ipotizzano i seguenti errori: per il volume 0,05 mL, per la massa 0,02 g.

Allora, per la prima coppia di dati in tabella, indicando anche l'errore avremo: $V_1=(0,30\pm 0,05)\text{mL}$, $m_1=(0,10\pm 0,02)\text{g}$, questo significa che: il valore del volume è compreso tra 0,25 e 0,35 mL, e che il valore della massa è compreso tra 0,08 e 0,12 g.

Nella rappresentazione grafica degli errori di una serie di dati si utilizza la medesima scala adottata per il rispettivo asse.

Alla rappresentazione dell'errore si può arrivare con un semplice ragionamento:

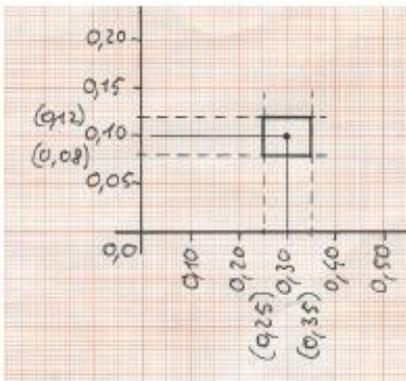
- ad esempio, per il volume, se la scala scelta è 0,10 mL per centimetro, allora l'errore di 0,05 mL sarà pari a $\frac{1}{2}$ cm (perché confrontando l'errore con la scala si vede che uno è la metà dell'altra);

o con una proporzione che traduce tale ragionamento, del tipo: scala : 10 mm = errore : x

- che nel nostro caso diventa: 0,10 mL : 10 mm = 0,05 mL : x che risolta porta allo stesso risultato.

Se si riporta su un grafico il primo punto sperimentale con i rispettivi errori il risultato finale è un rettangolo, con il punto che rappresenta il dato sperimentale esattamente al centro, e che ha ciascun lato pari al doppio dell'errore assoluto indicato per la grandezza posta sull'asse corrispondente.

Se l'errore di una delle due grandezze è trascurabile o troppo piccolo per essere rappresentato, il rettangolo si riduce ad un segmento.



Il disegno della curva

A questo punto è possibile tracciare una linea continua una retta o una curva a seconda dei casi, (mai una spezzata) che sia più vicina possibile alla maggior parte dei punti sul piano (non deve necessariamente toccare tutti i punti), e che tagli i rettangoli corrispondenti a ciascuna coppia di dati se si sono rappresentati gli errori.

TRA LE PROPRIETA' DELLA MATERIA **MISURABILI** PIU' UTILIZZATE CI SONO:
 MASSA, TEMPERATURA, VOLUME, CALORE (ENERGIA)

STRUMENTI DI MISURA.

La misura delle diverse grandezze fisiche in ogni laboratorio vengono fatte con opportuni strumenti. Tutti gli strumenti di misura presentano due caratteristiche fondamentali:

- **La portata:** rappresenta la quantità massima che lo strumento può misurare.
- **La sensibilità:** è la minima variazione che lo strumento può apprezzare.

LA MASSA

La massa è la quantità di materia che costituisce un corpo, è una grandezza estensiva (più grande è il corpo e maggiore sarà la massa) ed è indipendente dall'accelerazione di gravità a differenza del peso. Si misura con la bilancia e la sua unità di misura nel S.I. è il Kg.

La massa viene misurata con la bilancia a 2 piatti.

La bilancia a due piatti è formata da due piatti appesi a un'asta che oscilla su un fulcro. Per compiere una misura è necessario posizionare da una parte il campione di cui si vuole determinare la massa e sull'altro piatto delle masse campione finché non si trova la posizione di equilibrio indicata dall'indice. La bilancia deve essere posta su un piano esattamente orizzontale e spesso è contenuta in una teca di vetro con sportelli chiudibili per evitare correnti di aria che facciano oscillare i bracci. I campioni vanno prelevati dalla pesiera con una pinza per evitare di depositarvi sostanze che possano sporcare i provini modificandone la massa o addirittura corroderli.



Le bilance elettroniche funzionano riproducendo il meccanismo a 2 braccia, basta collocare il campione sul piatto e osservare il valore della massa sul display.

Esistono 2 tipologie di bilance digitali: tecniche e analitiche. Si differenziano per diversa portata e diversa sensibilità: quelle analitiche hanno maggiori sensibilità e generalmente hanno una struttura racchiusa da una sorta di teca in vetro o plexiglass per proteggere il piatto da eventuali spostamenti d'aria.



bilancia a 2 braccia



bilancia analitica

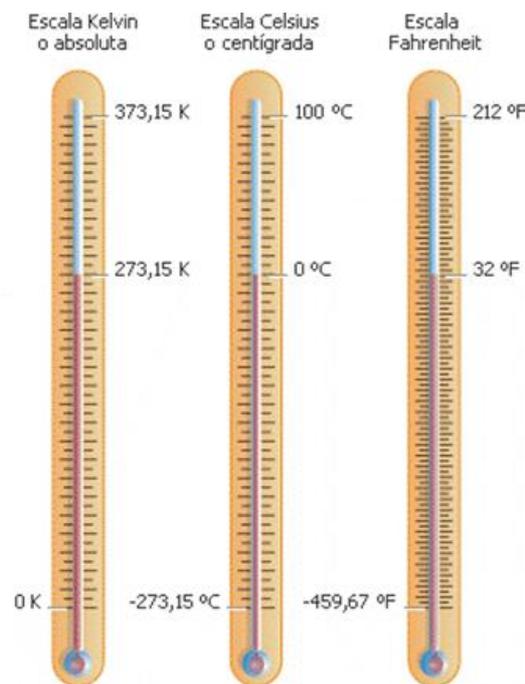


bilancia tecnica

LA TEMPERATURA

La temperatura è la misura dell'intensità di calore cioè indica quanto un corpo è caldo o freddo. E' una grandezza intensiva quindi indipendente dalle dimensioni del corpo.

La temperatura si misura con il termometro: un piccolo tubo in vetro (capillare) provvisto di serbatoio nella parte inferiore, il quale è riempito di un liquido (prima si usava il mercurio, oggi alcol colorato) in grado di dilatarsi e restringersi al variare della temperatura. La taratura di un termometro può essere eseguita immergendo il sistema in un liquido con dei punti fissi noti come ad esempio un bagno d'acqua e ghiaccio che poi sarà scaldato fino all'ebollizione. La contrazione e la dilatazione del liquido contenuto nel bulbo connesso al capillare, in seguito alle rispettive immersioni in bagno di ghiaccio e in H₂O all'ebollizione ci danno due riferimenti corrispondenti al punto in cui si è stabilizzato il liquido. I due riferimenti ottenuti ci danno una porzione di spazio che se diviso, nel caso dell'H₂O, in cento parti ci fa ottenere la scala centigrada o Celsius. Esistono varie tipologie di termometri e soprattutto varie scale termometriche. Nel S.I. si usa la scala Kelvin dove la fusione del ghiaccio corrisponde a 273,15 K e l'ebollizione a 373,15 K.

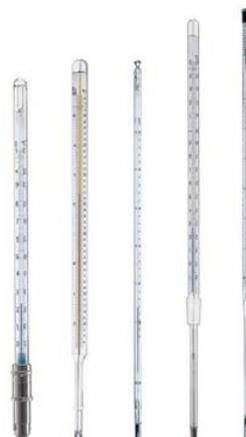


Le scale termometriche: Kelvin Centigrada Fahrenheit

In laboratorio sono disponibili termometri che differiscono per tipologia d'intervallo di misurazione e per tecnologia. Sono presenti termometri elettronici provvisti di una sonda che portata a contatto con il sistema fornisce la misura sul display.



Sonde termometriche



Termometri

IL CALORE

Il calore è definito come il contributo di energia consumata o generata, a seguito di una trasformazione chimica o fisica, trasferita tra due sistemi o tra due parti dello stesso sistema. Il calore è energia in transito. In presenza di un gradiente di temperatura, il calore fluisce dai punti a temperatura maggiore a quelli a temperatura minore, finché non viene raggiunto l'equilibrio termico. In quanto energia, il calore si misura nel sistema internazionale in Joule. Nella pratica viene tuttavia ancora spesso usata come unità di misura la caloria, che è definita come la quantità di calore necessaria a portare la temperatura di un grammo di acqua distillata, sottoposta alla pressione di 1 atm, da 14,5 °C a 15,5 °C. Il trasferimento (o scambio o propagazione) del calore tra sistemi può avvenire in tre modalità:

- Per **CONDUZIONE**: in uno stesso corpo o fra corpi a contatto si ha una trasmissione di calore. Nella conduzione viene trasferita energia attraverso la materia, ma senza movimento macroscopico di quest'ultima;
- Per **CONVENZIONE**: tale modalità di trasferimento di calore è dovuta al naturale prodursi di correnti avettive, calde verso l'alto e fredde verso il basso, dovute alla diversa temperatura e quindi di densità delle regioni di fluido coinvolte nel fenomeno, rispetto a quelle del fluido circostante;
- Per **IRRAGGIAMENTO**: tra due sistemi la trasmissione di calore può avvenire a distanza per emissione, propagazione e assorbimento di onde elettromagnetiche: anche in questo caso il corpo a temperatura inferiore si riscalda e quello a temperatura superiore si raffredda. Il meccanismo dell'irraggiamento non richiede il contatto fisico tra i corpi coinvolti nel processo.

Il Calorimetro

Il calorimetro è uno strumento utilizzato per misurare il flusso di calore durante una trasformazione, come calori specifici, calori latenti di fusione/ebollizione e calori di reazione. Un particolare tipo di calorimetro, detto calorimetro delle mescolanze (o ad acqua, o di Regnault) è costituito da un vaso di Dewar* in cui viene versata dell'acqua e, successivamente, la sostanza in esame; all'interno del calorimetro sono posti un termometro e un agitatore. Generalmente si usa per determinare il calore specifico delle sostanze che viene dedotto dalla variazione di temperatura dell'acqua. A causa della non nulla capacità termica del calorimetro (un piccola parte di calore viene disperso) è necessario introdurre un equivalente in acqua del calorimetro, che tenga conto del calore assorbito o ceduto da esso durante la misura.

Il calorimetro delle mescolanze è il tipo di calorimetro più impiegato per scopi didattici.



Quello azzurro è un “vaso Dewar”

* Il vaso Dewar è un contenitore che mantiene il suo contenuto isolato dall'ambiente esterno: è un vaso a doppia parete in vetro, le pareti sono ricoperte di un sottile rivestimento in argento e tra le due pareti viene fatto il vuoto per aumentare l'isolamento termico, (es. di vaso Dewar casalingo è il thermos per mantenere caldo il caffè).

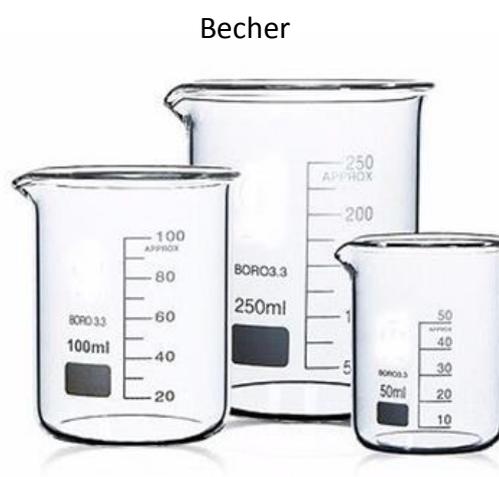
IL VOLUME

Gli strumenti per la misurazione del volume dei liquidi sono strumenti **tarati** oppure **graduati**:

- **vetreria graduata**: reca una scala graduata che permette di misurare valori intermedi tra lo zero e la portata massima;
- **vetreria tarata**: permette di misurare solo ed esclusivamente una sola quantità di liquido che corrisponde alla portata.

Nelle misurazione dei liquidi, la vetreria tarata è molto più precisa rispetto alla corrispondente vetreria graduata.

I MATRACCI (es. di vetreria tarata): sono recipienti a fondo piatto con una parte più larga sul fondo detta bolla che continua in un collo sul quale è incisa una tacca di riferimento. Quando si vuole una quantità di liquido pari alla capacità del matraccio, questo va riempito fino a questa tacca. La capacità viene indicata sulla bolla insieme alla temperatura a cui lo strumento è stato tarato. Il collo è smerigliato e può essere chiuso ermeticamente con apposito tappo. Esistono matracci di varie dimensioni. Il matraccio va riempito tenendolo su un piano orizzontale e mantenendo l'occhio all'altezza della linea di taratura per evitare errori di parallasse. Il livello del liquido formerà un menisco la cui parte inferiore deve toccare la riga (per soluzioni incolore e trasparenti).



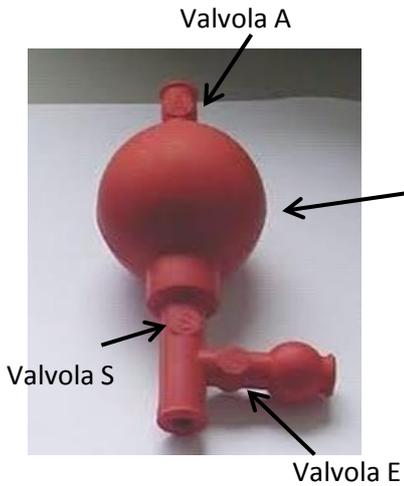
I BECHER (a volte scritto come Beaker o Beker) è un diffuso strumento utilizzato nei laboratori chimici generalmente come recipiente.

È generalmente di vetro o di vetro borosilicato che permette l'utilizzo a temperature elevate. Sono diffusi anche becher in materie plastiche come il polipropilene. È di forma cilindrica con un beccuccio, di varia capacità e generalmente si trova tarato o graduato (o senza indicazioni), anche se, a causa del diametro piuttosto grande, le graduazioni vengono utilizzate solo a scopo indicativo.

Serve soprattutto a raccogliere liquidi, scaldare, sciogliere sostanze e creare soluzioni.

Il nome becher deriva dal termine tedesco Becher che indica un contenitore cilindrico.

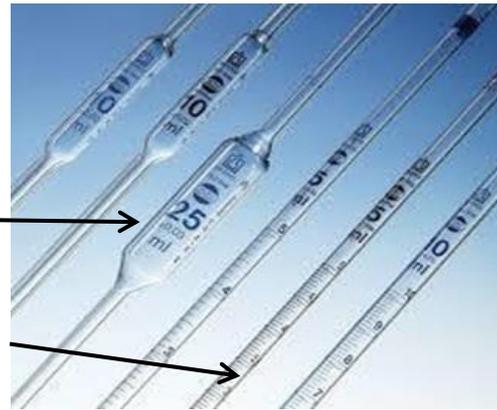
Le PIPETTE queste sono strumenti che permettono il prelievo e l'erogazione di volumi precisi di liquidi e possono essere tarate o graduate. Per aspirare i liquidi si usa una apposita palla di gomma, il propipetta, che, applicata alla pipetta, consente con una serie di valvole di prelevare e erogare in modo controllato.



Propipetta

Pipette Tarate

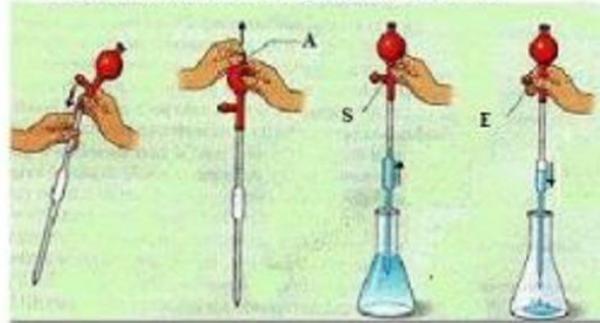
Pipette Graduate



Cilindri graduati



USO PROPIPETTA IN GOMMA



inserire il propipetta senza sforzare

tenere premuta la valvola A e schiacciare la bolla di gomma

inserire la pipetta nel liquido da aspirare e premere la valvola S

spostare la pipetta nell'altro contenitore e premere la valvola E per fare scendere il liquido

Valvola A →



Valvola S

Valvola E

I CILINDRI GRADUATI sono tubi in vetro, di diversa sensibilità e portata. In questi strumenti la gradazione parte dal fondo dell'oggetto e quindi lo zero sarà posto in basso. Anche con i cilindri la lettura del volume va fatta tenendoli su un piano orizzontale e con l'occhio all'altezza del livello del liquido per evitare errori di parallasse. Il menisco deve toccare con la parte inferiore la tacca incisa sulla scala di gradazione.

Le **PROVETTE** sono degli strumenti molto versatili che sono utilizzati in laboratorio, possono essere in vetro o in plastica, le due tipologie di provette più utilizzate sono:

- provette da saggio di varia misura (si identificano tramite diametro x lunghezza, tra le più usate 12x120 e 16x160)
- provette da centrifuga (a fondo conico e di maggior spessore)

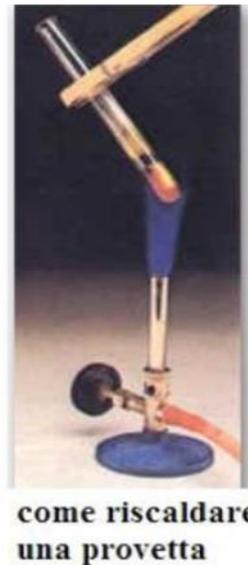
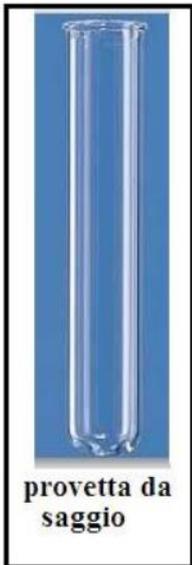
le prime possono essere riscaldate utilizzando in modo adeguato la pinza di legno (vedi figura), le seconde vengono esclusivamente utilizzate per centrifugare.

Il riscaldamento delle provette da saggio deve avvenire tenendo la provetta inclinata a circa 60° (con l'apertura indirizzata dove non c'è nessuno).

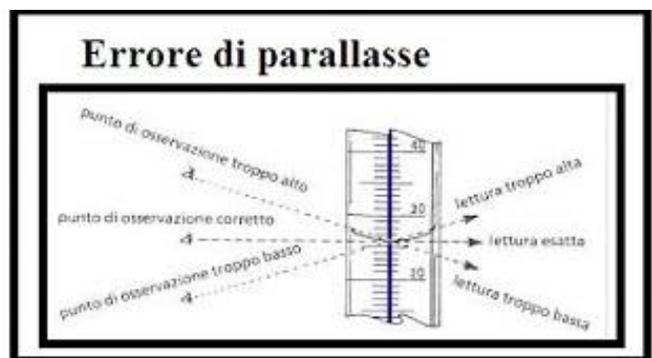
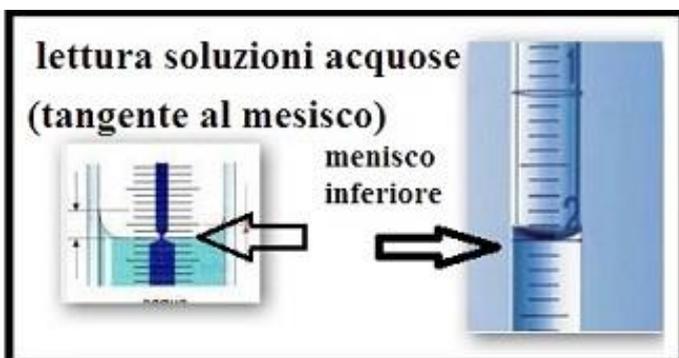
La pinza di legno (naturalmente) non deve essere messa a contatto con la fiamma del bunsen.

Il riscaldamento deve durare pochi attimi, appena si vede che il liquido inizia a scaldarsi la provetta va allontanata dal fuoco.

Lo scopo di questo riscaldamento è infatti solo quello di attivare una reazione, se essa non si avvia significa che manca qualcosa per quella specifica reazione, quindi si deve interrompere il riscaldamento per evitare la rottura della provetta.



Le **BURETTE** (esempio di vetreria graduata, molto sensibile): un tubo di vetro graduato chiuso nella parte inferiore da un rubinetto. Esistono varie tipologie e si differenziano per portata e sensibilità. La più comune ha portata di 50 mL e la sensibilità di 0,1mL. Per leggere il volume del liquido, osservando una buretta dal fronte, spesso si può usufruire di una banda di colore bianco con una striscia verticale di colore scuro detta riga di Schellbach: la linea azzurra che rimane sommersa dal liquido appare più grande, quella emersa non subisce variazione e questo effetto ottico fa sì che in prossimità del menisco si vengano a creare due punte che indicano esattamente il livello del liquido. La tacca dello zero si trova in alto quindi i volumi prelevati da una buretta, per svuotamento, corrispondono al livello raggiunto dal liquido dopo il prelievo.



Aspetti generali legati all'utilizzo degli strumenti di misura in vetro

Quando si fa una lettura di volume in uno strumento di vetro bisogna tenere presente che l'acqua (e altri liquidi) in un recipiente con pareti strette non formano un piano orizzontale, ma una concavità che nel caso dell'acqua è rivolta verso il basso (nel mercurio è rivolta verso l'alto).

Questa concavità viene chiamata **menisco**, per cui si dice che l'acqua fa un menisco inferiore, mentre il mercurio un menisco superiore.

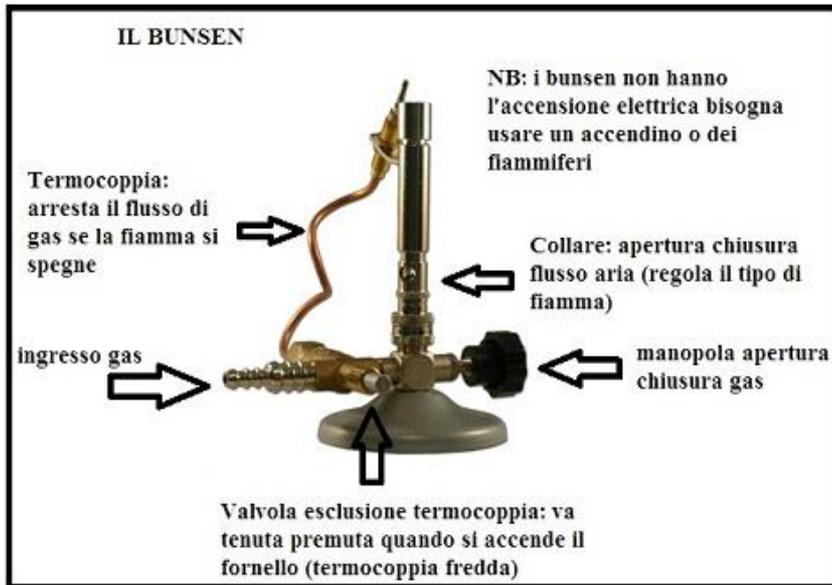
Per convenzione la lettura va sempre fatta tangente al menisco (vedi figura)

Fare sempre la lettura con l'occhio a lo stesso livello del liquido altrimenti si corre il rischio di fare il cosiddetto errore di parallasse.

MATERIALE PER IL RISCALDAMENTO

IL BUNSEN

Lo strumento principale per riscaldare in laboratorio è il becco bunsen (chiamato in genere semplicemente bunsen).



È un fornello che consente oltre alla regolazione del flusso del gas la regolazione dell'aria.

In pratica con il bunsen agendo sul "collare" potremo ottenere due tipi principali di fiamma:

La fiamma riducente, si ottiene chiudendo la valvola dell'aria (poca aria), è dovuta alla combustione incompleta del gas metano. Le sue caratteristiche sono:

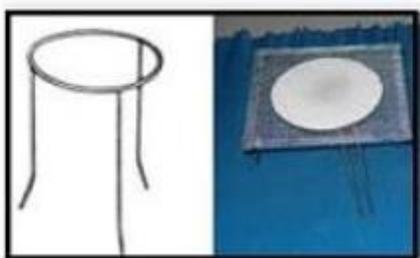
- Una temperatura omogenea di circa 600°C
- Un colore giallognolo
- Lascia residui carboniosi

La fiamma ossidante, si ottiene aprendo la valvola dell'aria (molta aria), è dovuta alla completa combustione del metano. In questa fiamma si possono distinguere due parti, un cono interno e un mantello esterno che presentano diverse temperature. Le sue caratteristiche sono:

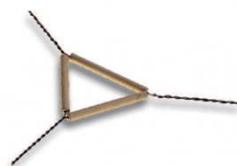
- Una temperatura non omogenea con una parte esterna che supera i 1100°C ed una interna praticamente fredda.
- È praticamente incolore
- Non lascia residui carboniosi

Durante le esperienze si utilizza sempre la fiamma ossidante, solo in fase di accensione (troppa aria a freddo rende difficile accendere il bunsen) e quando non si sta scaldando nulla ma il bunsen è acceso (in questo modo la fiamma è ben visibile) si usa la fiamma riducente.

Con il bunsen viene usato un treppiede e una reticella ceramicata (spargifiamma) o un triangolo refrattario come supporto. Il treppiede mantiene il calore quindi **NON AFFERRARLO MAI** dalla parte superiore onde evitare scottature.

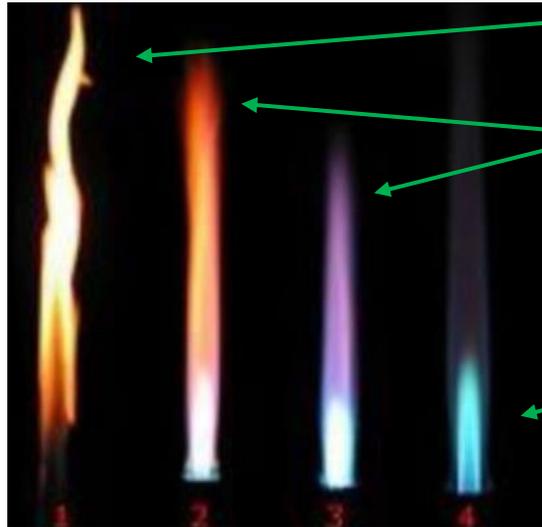
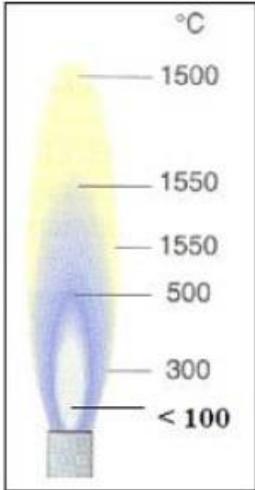


**Treppiede e
reticella ceramicata**



triangolo

Tipi di fiamme generate dal bunsen



Fiamma Riducente

Fiamme Intermedie

Fiamma Ossidante

Temperature raggiungibili dalla fiamma

Per scaldare le sostanze infiammabili si ricorre a piastre elettriche, mentre i solidi possono essere scaldati in stufe (fino a 200°C) o in muffole (temperature anche sopra i 1000°C).

LA PIASTRA RISCALDANTE CON AGITATORE MAGNETICO

E' costituita da un corpo che contiene un motore elettrico sopra il quale c'è un piatto metallico dotato di resistenza elettrica per il riscaldamento. Spesso oltre alla funzione riscaldante la piastra è munita anche di agitatore magnetico perché nel piatto è inserito anche un magnete che permette la rotazione di una "ancoretta" (magnetica) che messa sul fondo di una soluzione o di un miscuglio ne favorisce l'agitazione e/o il mescolamento.

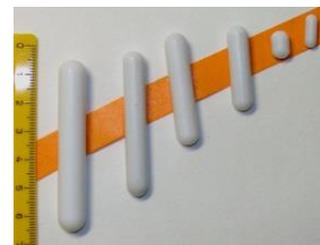
La temperatura e la velocità di rotazione sono regolate da 2 manopole distinte che permettono il riscaldamento e/o l'agitazione contemporaneamente o singolarmente

Regolazione dell'Agitazione

Regolazione della Temperatura



Piastra riscaldante con agitatore magnetico



serie di ancorette magnetiche



Piastra riscaldante a fondo concavo (isomantello) per palloni



Stufa Termostatica

LE ESPERIENZE

DETERMINAZIONE DELLA DENSITA' DEI LIQUIDI**IDENTIFICAZIONE DI UNA SOSTANZA LIQUIDA ATTRAVERSO LA DENSITÀ****MATERIALE OCCORRENTE**

Bilancia analitica
 Becher da 50 mL
 Buretta

REATTIVI E SOSTANZE

Acqua distillata;
 Detersivo liquido;
 Olio di oliva;
 Alcool etilico;

PROCEDIMENTO

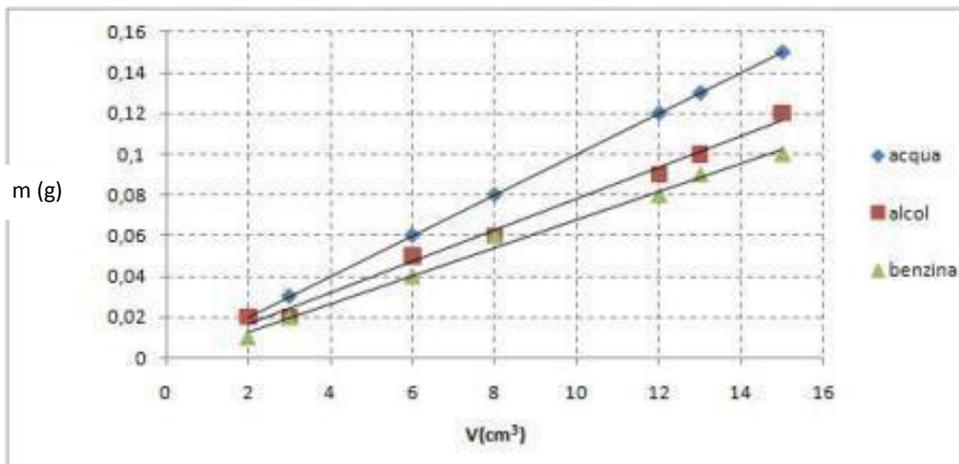
Mettere il becher vuoto sulla bilancia e tararla. Fissare la buretta, contenente il liquido scelto, a un sostegno sopra al becher. Aprire il rubinetto della buretta e far scendere una porzione nota di liquido nel becher, per esempio 5ml. Registrare esattamente il volume e la massa visualizzata sul display della bilancia. Aggiungere un'altra porzione di liquido, che aggiunta alla precedente, costituirà il secondo campione, registrare il volume dalla scala della buretta e la massa dal display della bilancia. Procedere in questa maniera fino a ottenere un numero totale di 5 campioni. Riportare nello schema seguente i dati raccolti:

CAMPIONE	MASSA (g)	VOLUME (ml)	ASPETTO	DENSITA' (g/ml)
1				
2				
3				
4				
5				

Dal calcolo della densità dei vari campioni e più precisamente eseguendo la media, sarà possibile identificare la sostanza confrontando la densità ottenuta con i dati della seguente tabella.

SOSTANZA	ASPETTO	DENSITA'
ACQUA	LIQUIDO INCOLORE	1 g/ml
ALCOL ETILICO	LIQUIDO INCOLORE	0,790 g/ml
OLIO OLIVA	LIQUIDO GIALLO	0,920 g/ml
DETERSIVO LIQUIDO	LIQUIDO COLORATO	g/ml

Riportando i dati raccolti in un sistema di assi cartesiani (m vs V), ponendo in ascissa il volume e in ordinata la massa (g) si ottiene una retta che passa per l'origine degli assi.



Esempio di grafico della densità di alcuni liquidi

DETERMINAZIONE DELLA DENSITÀ DI PROVINI METALLICI METODO DI MISURA DEL VOLUME DIRETTO E INDIRECTO

MATERIALE OCCORRENTE

Provini metallici cilindrici (ottone, rame, alluminio, acciaio)

Cilindri graduati 25 e 50 mL o buretta da 50 mL

Bilancia tecnica sensibilità 0,01 g, Calibro

PROCEDIMENTO

1. Determinare accuratamente la massa (m) dei singoli provini metallici mediante l'utilizzo della bilancia e annotare i dati in tabella.
2. Riempire i cilindri graduati (o la buretta), adeguati alla dimensione del campione metallico in esame, fino a un valore esatto con H₂O e annotarlo in tabella 1 come volume iniziale (Vi).
3. Inserire il provino metallico all'interno del cilindro (buretta), facendolo scivolare lungo le pareti facendo attenzione a non lasciarlo cadere sul fondo del cilindro (buretta) per evitarne la rottura e/o la fuoriuscita dell'acqua.
4. Annotare il nuovo valore di volume misurato come volume finale (Vf). La differenza Vf-Vi ci fornirà la misura diretta del volume dei campioni.
5. Determinare la densità.

In alternativa, se i provini sono regolari, si può misurare l'altezza (h) e il diametro ($r = d/2$) dei campioni in esame con il calibro e riportare i dati in tabella.

Calcolare la densità mediante misura indiretta del volume (formula matematica), completando la tabella 2.

Tabella 1

Massa (g)	V iniziale (cm ³)	V finale (cm ³)	V misurato (cm ³)	d (g/cm ³)

Tabella	h (cm)	d (cm)	r (cm)	V calcolato (cm ³)	d (g/cm ³)

DETERMINAZIONE DELLA DENSITÀ DI UN GAS

SCOPO

Determinare la densità di un gas l'anidride carbonica, ottenuta per reazione di bicarbonato di sodio con acido acetico al 10%.

MATERIALI

cilindro graduato da 500 mL e beuta da 250 mL
 tappo di gomma forato munito di tubo di vetro a «L» (come in figura)
 tubo di gomma flessibile
 bacinella con diametro superiore all'altezza del cilindro
 pezzetto di carta da filtro
 asta di sostegno; pinza di sostegno
 bilancia tecnica
 pinza di Mohr

REAGENTI

bicarbonato di sodio
 acido acetico al 10%
 acqua

PROCEDIMENTO

- 1) Annotare sul quaderno di laboratorio il valore della temperatura e quello della pressione dell'ambiente.
- 2) Riempire la bacinella di acqua e riempire completamente il cilindro di acqua, immergendolo nella bacinella. Metterlo in posizione verticale, facendo attenzione a non far entrare aria, fissarlo all'asta di sostegno, con la pinza come in figura.



- 3) Inserire nel cilindro il tubo di gomma collegato al tappo forato, nel quale è già stato introdotto il tubo di vetro a «L»: nel compiere questa operazione, spingi il tubo di gomma più in alto possibile. Chiudere il tubo di gomma con la pinza di Mohr, circa a metà.
- 4) Mettere sulla bilancia tecnica il pezzetto di carta da filtro fare la tara e pesare la quantità di bicarbonato di sodio assegnata al gruppo. Aggiungere sulla bilancia la beuta contenente 100 mL di acido acetico al 10%.
- 5) Annotare la massa complessiva della beuta (m_1) e del bicarbonato sul quaderno di laboratorio.
 Nota: far reagire quantità di bicarbonato tra 1,5 e 2,1 g, in maniera da ottenere quantità di anidride carbonica misurabili con il cilindro. Di seguito una tabella con le quantità suggerite per i gruppi di lavoro:

Gruppo	massa bicarbonato (g)
1	1,5
2	1,6
3	1,7
4	1,8
5	1,9
6	2

- 6) Aggiungere il bicarbonato all'acido acetico, versandolo direttamente dalla carta da filtro nella beuta.
- 7) Chiudere il recipiente il più velocemente possibile, con il tappo di gomma collegato al tubo, poi togliere la pinza di Mohr: il gas che si sviluppa provoca un abbassamento del livello dell'acqua contenuta nel cilindro.
- 8) Leggere sul cilindro graduato il volume (V) del gas, quando la reazione è finita.
- 9) Stappare la beuta e pesarla (m_2), determinando la massa del gas che si è sviluppato per differenza: $m_{\text{gas}} = m_1 - m_2$

Riportare in un grafico V/m i valori di volume e di massa trovati da ogni gruppo.

- 10) Verificare che si tratti di CO_2 attraverso l'introduzione di una candela accesa nella beuta, dopo aver eseguito la pesata.

USO DEL BUNSEN: PROVE DI RISCALDAMENTO DI METALLI PURI

SCOPO

Imparare ad utilizzare il bunsen, e riscaldando una serie di metalli fino alla loro temperatura di fusione, stimare le temperature che può raggiungere la fiamma del bunsen.

MATERIALI

Bunsen
accendino

REAGENTI

Metalli in forma di filo, lamina, granuli o polvere: Ferro (Fe); Alluminio (Al); Rame (Cu); Magnesio (Mg); Piombo (Pb); Zinco (Zn); Stagno (Sn); Nichel (Ni); eventuali altri metalli;

PROCEDIMENTO

ATTENZIONE - NORME DI SICUREZZA !!!

Usare il bunsen implica produrre **fiamme "libere"** quindi bisogna sempre prestare molta attenzione: stare distanti dalla fiamma, raccogliere i capelli, prestare attenzione a non toccare oggetti caldi, non avvicinare carta o altri materiali infiammabili.

1 Aiutandosi anche con le immagini di pag. 28- 29 individuare i componenti del bunsen: le valvole di sicurezza, di regolazione del combustibile (metano- CH_4), del comburente (O_2 dell'aria);

2 Con l'aiuto del docente accendere la fiamma e verificare la presenza delle diverse zone della fiamma agendo sulla quantità di aria: cono interno e mantello esterno;

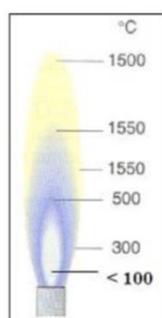
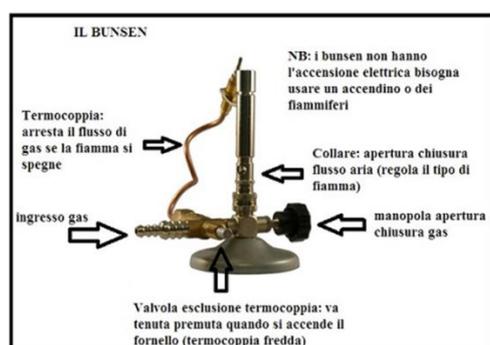
3. Preparare i metalli disponibili in funzione della forma filo, lamina, polvere
quelli in filo o lamina tenendoli con una pinzetta e si testano nelle diverse zone della fiamma
quelli in polvere si riscaldano indirettamente inserendone una piccola quantità in una provetta tenuta con la pinza in legno

4. Completare la tabella

Metallo	Filo	Lastrina	Polvere/Granuli	Fusione: si/no	Osservazioni
Ferro (Fe)					
Alluminio (Al)					
Rame (Cu)					
Magnesio (Mg)					
Piombo (Pb)					
Zinco (Zn)					
Stagno (Sn)					
Nichel (Ni)					

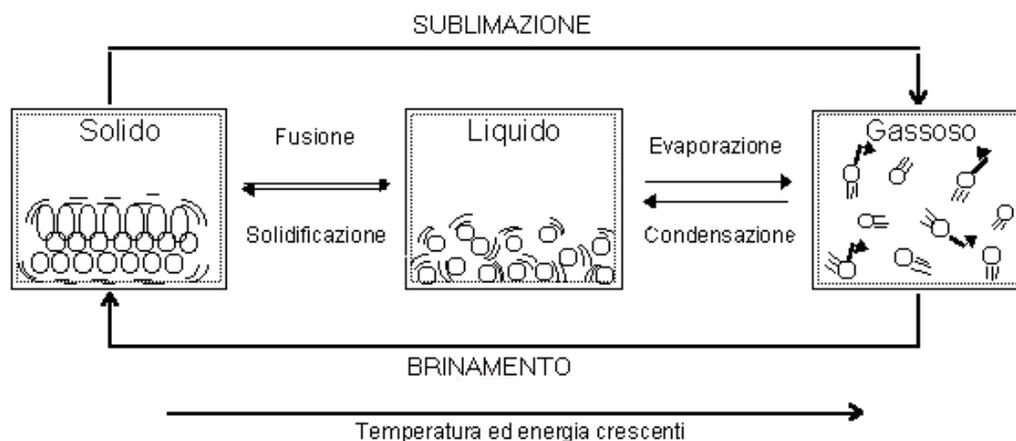
Ricordiamo che la FUSIONE è il passaggio di stato SOLIDO → LIQUIDO e la temperatura di fusione è la temperatura a cui avviene questo passaggio di stato.

Dalla letteratura sono state ricavate le seguenti temperature di fusione: Ferro 1536°C; Alluminio 660°C; Rame 1083°C; Magnesio 650°C; Piombo 327°C; Zinco 419°C; Stagno 232°C; Nichel 1455°C.



temperature della fiamma

I PASSAGGI DI STATO



LA SUBBLIMAZIONE DELLO IODIO

SCOPO

Verificare sperimentalmente il passaggio di stato diretto Solido/Vapore chiamato sublimazione che avviene per riscaldamento ed il successivo brinamento cioè il passaggio da Vapore a Solido che avviene per raffreddamento.

MATERIALE OCCORRENTE

Becker da 100 mL
 Vetro da orologio Piastra riscaldante
 Cristallizzatore con acqua Ghiaccio in piccoli pezzi

REATTIVI

Iodio bisublimato in cristalli

PROCEDIMENTO

Si mette lo iodio all'interno del becher da 100 ml, si chiude con il vetro da orologio, si mette il ghiaccio sul vetro da orologio. Si scaldano l'acqua dentro il cristallizzatore ponendolo sul fornello elettrico poi si immerge il becher con lo iodio. Si formano così vapori viola di iodio che quando arrivano a diretto contatto con il vetrino da orologio raffreddato dal ghiaccio solidificano, danno origine al brinamento.



CURVA DI RISCALDAMENTO DELL'ACQUA

MATERIALE OCCORRENTE

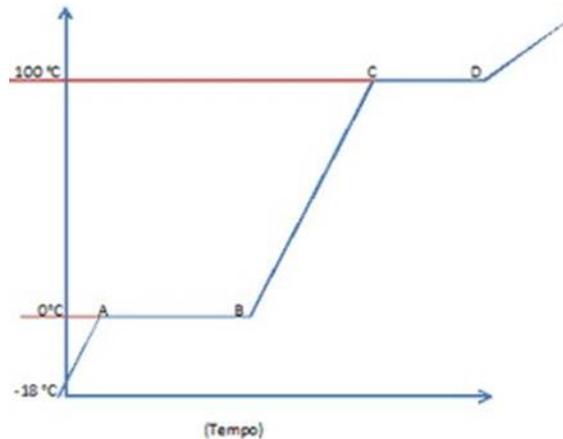
Becher da 500 mL
 Termometro $-10^{\circ}\text{C}/+120^{\circ}\text{C}$
 Piastra riscaldante
 Bacchetta di vetro
 Sferette in vetro
 Mortaio e pestello
 cronometro

REATTIVI E SOSTANZE

Acqua Ghiaccio

PROCEDIMENTO

Prendere un quantitativo di ghiaccio e ridurlo le dimensioni usando il mortaio e il pestello. Inserirlo nel becher fino a occupare più di metà e aggiungere un piccolo quantitativo di acqua. Inserire il termometro e monitorare la temperatura segnandola in tabella (molto vicina a 0°C). Iniziare lentamente a scaldare e nello stesso tempo far partire il cronometro. Registrare la temperatura ogni 30 secondi mantenendo continuamente in agitazione il bagno. Si termina la raccolta dati dopo 2 minuti dall'ebollizione. Portare in grafico i dati su un piano cartesiano riportando la temperatura in ordinate e il tempo sulle ascisse.



QUESTA E' LA CURVA TEORICA CHE SI OTTIENE SCALDANDO IL GHIACCIO , QUELLA SPERIMENTALE SARA' DIVERSA PER GLI ERRORI NELLA LETTURA DELLA TEMPERATURA E DEL TEMPO

CURVA DI RISCALDAMENTO DELL'ACIDO STEARICO

SCOPO

Determinare sperimentalmente il punto di fusione dell'acido stearico tramite la costruzione della curva di riscaldamento.

MATERIALE OCCORRENTE

treppiedi con reticella

piastra riscaldante

termometro: portata $-10^{\circ}\text{C}/+120^{\circ}\text{C}$; sensibilità $\pm 1^{\circ}\text{C}$

becher da 500 mL

provettone (con tappo forato)

cronometro

SOSTANZE UTILIZZATE

acido stearico con temperatura di fusione $68-70^{\circ}\text{C}$

in alternativa o per fare confronti si può usare:

acido miristico con temperatura di fusione $52-54^{\circ}\text{C}$

acido palmitico con temperatura di fusione $63-64^{\circ}\text{C}$

vanillina con temperatura di fusione $81-83^{\circ}\text{C}$

PROCEDIMENTO

Istruzioni operative per assemblare il materiale:

Inserire l'acido stearico nel provettone avendo cura di depositarlo sul fondo senza lasciare residui sulle pareti, la quantità di sostanza deve occupare circa $2/3$ cm di altezza del provettone.

Inserire il termometro nel provettone immergendo il bulbo nell'acido stearico evitando di toccare le pareti di vetro.

Riempire per circa metà del suo volume il becher con acqua e posizionarlo sul treppiedi.

Inserire il provettone nell'acqua evitando allo stesso di far toccare le pareti del becher.

Rilevare dopo alcuni minuti la temperatura iniziale e successivamente accendere la piastra.

Registrare su una tabella il valore della temperatura della sostanza ogni minuto senza fermare il cronometro; quando si raggiungono i 50°C segnare la temperatura ogni 30 secondi, fino ai 70°C , dopo questa temperatura ritornare a misurare ogni minuto.

Annotare oltre a tempo e temperatura lo stato fisico dell'acido (liquidi-solido): fare attenzione al momento in cui avviene la fusione, segnando il momento in cui inizia fino a quando la sostanza è completamente fusa

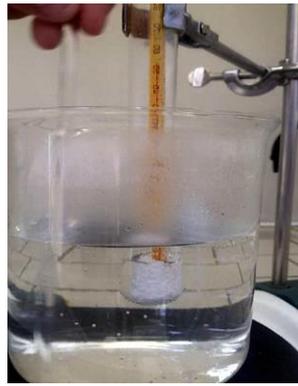
Riportare su di un grafico le due grandezze ed estrapolare la temperatura di fusione della sostanza in esame.

OSSERVAZIONI

L'esperienza potrebbe non riuscire bene perché il procedimento avviene in un sistema aperto in cui c'è scambio di energia (calore) e materia con l'ambiente; inoltre il calore fornito che si propaga dal basso verso l'alto, potrebbe non essere distribuito in modo uniforme e omogeneo al campione. Questi inconvenienti hanno meno influenza se si fa la curva di raffreddamento che si ottiene facendo le misure dopo avere fatto la fusione, infatti la sosta termica durante questo passaggio è più evidente



Allestimento del materiale e avvio della prova



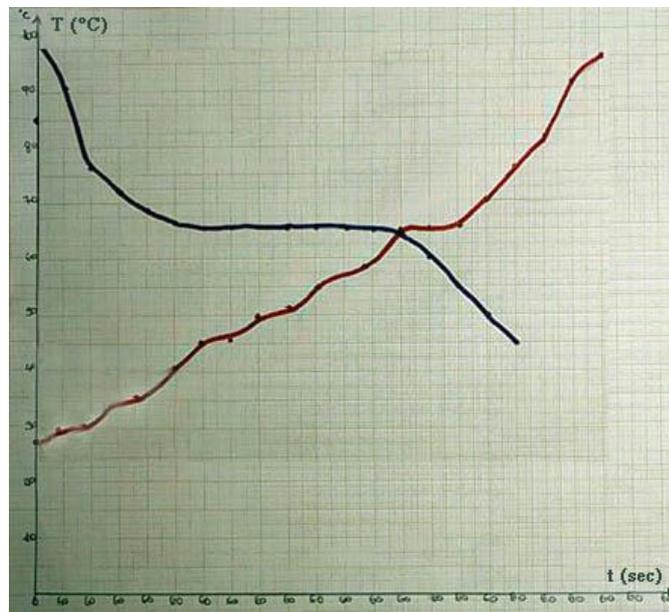
2: Fase iniziale della fusione poco liquido e tanto solido



3. Fase finale della fusione solo liquido

Tabella dati

Tempo (min)	Temperatura (°C)



Curva di riscaldamento (rossa) e raffreddamento (blu)

LA MATERIA SI PRESENTA SOTTO FORMA DI MISCUGLI
METODI DI SEPARAZIONE DEI MISCUGLI SOLIDI ETEROGENEI

SCOPO

Separare e purificare i componenti di un miscuglio eterogeneo solido/solido costituito da sabbia/ferro in polvere/cloruro di sodio.

In alternativa si può usare Solfato di Rame (CuSO_4) in modo da fare anche una successiva cristallizzazione ottenendo dei bei cristalli azzurri.

MATERIALE OCCORRENTE

Imbuto a gambo lungo

Filtro di carta

Anello reggimbuto

2 Becher da 250 mL

Cilindro graduato da 50 mL

2 Vetrini da orologio

Bacchetta di vetro

Piastra riscaldante

Bilancia tecnica (sensibilità $\pm 0.01\text{g}$)

Termometro

Calamita

REATTIVI E SOSTANZE

Miscuglio già preparato costituito da sabbia/ferro (Fe) in polvere/Cloruro di Sodio (NaCl). In alternativa al Cloruro di Sodio si può usare Solfato di Rame (CuSO_4).

PROCEDIMENTO

1. Pesare, alla bilancia tecnica, nel vetrino di orologio $15,00 \pm 1,00$ g di miscuglio, scrivere la massa.
2. Avvolgere la calamita con un foglio di plastica e farla passare con attenzione sopra il miscuglio nel vetrino, avendo cura di muovere il miscuglio stesso in modo da far emergere la polvere di ferro (in alternativa si può versare il miscuglio su un foglio muovendo sopra la calamita avvolta nella plastica, in modo da attrarre quanto più polvere di ferro possibile), quando non si vede più ferro nel miscuglio si posiziona la calamita sopra il secondo vetrino (precedentemente pesato, segnare la massa) si toglie la calamita dal foglio di plastica facendo cadere con attenzione tutto il ferro sul vetrino e si trova la massa del ferro (massa vetrino con ferro – massa vetrino vuoto = massa ferro)
Approfondimento: dopo aver fatto la pesata si versa il ferro su un foglio sotto al quale si fa muovere la calamita e si osservano le linee di forza del campo magnetico.
3. Trasferire il miscuglio rimasto dalla separazione del ferro in un becher e aggiungere 40-50 mL di acqua distillata.
4. Usando la piastra riscaldante regolata a 100°C riscaldare il becher agitando con la bacchettina di vetro fino a quando la polvere bianca (NaCl) è completamente sciolta, controllando con il termometro che la temperatura non superi 70°C (basta circa 5 min.)
5. Preparare il sistema di filtrazione, figura 3, costituito dall'anello reggimbuto fissato all'asta in cui è posto l'imbuto che contiene il filtro piegato (già pesato, segnare la massa) come illustrato nelle figure 1 e 2, sotto il quale è posto il bicchiere di raccolta, procedere alla filtrazione trasferendo le 2 fasi solida e liquida nel filtro. La sabbia rimasta nel bicchiere si fa scendere spruzzando con attenzione l'acqua con la spruzzetta munita di puntale. Lavare infine il solido con 3-4 mL di H_2O .
6. Rimuovere delicatamente il filtro dall'imbuto, porlo sul vetrino da orologio e aprirlo e metterlo in stufa a 180°C per 15-20 min.

7. Estrarre il vetrino dalla stufa con le pinzette apposite –**ATTENZIONE ALLE SCOTTATURE**- attendere 5 min. e pesare il filtro con la sabbia asciutta (filtro con sabbia – filtro vuoto = massa sabbia).
8. La soluzione contenuta nel bicchiere sotto il filtro viene riunita assieme a quella degli altri gruppi in un unico cristallizzatore dove, per lenta evaporazione del solvente (H_2O), si otterrà, in 2-3 settimane, NaCl solido puro.

ELABORAZIONE DATI

Le masse della polvere di ferro e della sabbia sommate assieme verranno sottratte alla massa del miscuglio per ricavare la massa del sale (NaCl); dalle masse così ricavate si possono calcolare le % dei 3 componenti il miscuglio che saranno riportate nella seguente tabella.

Massa Miscuglio (g)	Massa Ferro (g)	Massa Sabbia (g)	Massa NaCl (g)
Miscuglio 100%	% Ferro	% Sabbia	% NaCl

Come preparare il filtro: piegare il filtro a metà e poi un'altra volta a metà per ottenere un filtro a cono (fig.1) o a pieghe piegando sempre a metà.

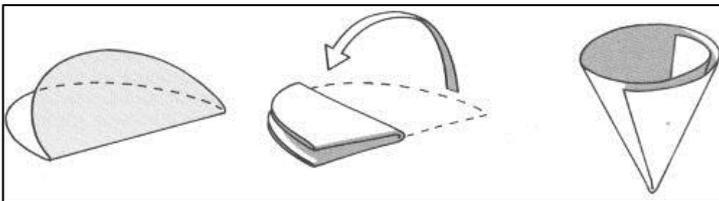


Figura 1 filtro a cono

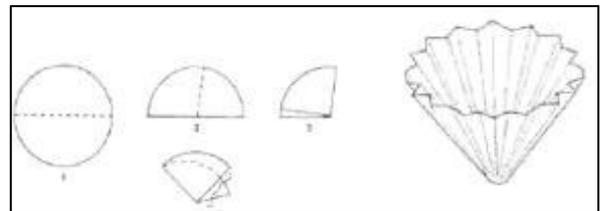


Figura 2 filtro a pieghe

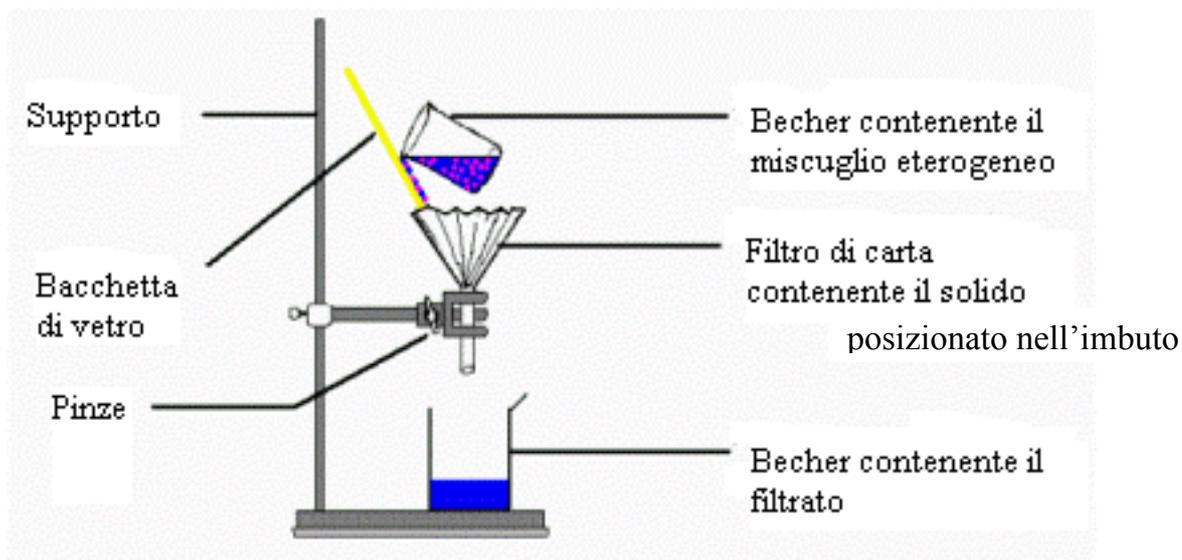


Figura 3 sistema completo per la filtrazione

CENTRIFUGAZIONE

MATERIALE OCCORRENTE

Centrifuga
Provette da centrifuga
Spatola
Spruzzetta
Pipetta

REATTIVI E SOSTANZE

Fecola di patate
Acqua

PROCEDIMENTO

Riempire 4 provette da centrifuga con H₂O fino allo stesso livello. Inserire nelle 4 provette una spatolata di fecola di patate (circa la stessa quantità 1- 2 g, fare prima una prova). Le particelle finemente suddivise della fecola non daranno vita istantaneamente al fenomeno di decantazione, per vedere i diversi tempi di separazione procediamo nel seguente modo:

2 provette, vengono posta dritte in un portaprovette misurando con un orologio o meglio un cronometro il tempo necessario per avere la decantazione completa della fecola, che si vede quando la soluzione diventa limpida; al termine del processo separare la parte liquida dal residuo solido stratificato sul fondo della provetta, aiutandosi con una pipetta.

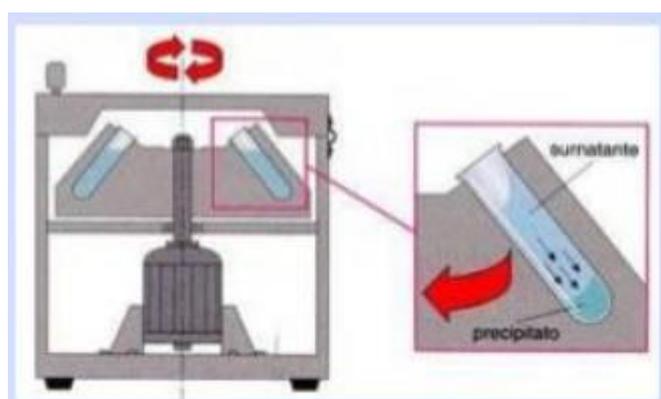
2 provette vengono inserire all'interno della centrifuga e disposte in maniera simmetrica, in modo che i pesi siano equamente distribuiti per non sbilanciare il perno della centrifuga e rischiare la rottura delle provette. Chiudere il coperchio e regolare sia la velocità che la durata del trattamento di centrifugazione. Non impostare velocità troppo elevate per non rischiare di rompere le provette. Terminato il processo di centrifugazione togliere le provette e separare la parte liquida dal residuo solido stratificato sul fondo della provetta, aiutandosi con una pipetta.

Quindi, grazie all'accelerazione delle particelle durante la centrifugazione la completa separazione può essere più facilmente e velocemente raggiunta rispetto alla decantazione.

Osservare le differenze del solido stratificato che si è formato nelle 2 tecniche.



Centrifuga



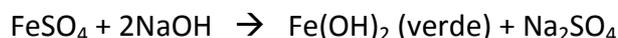
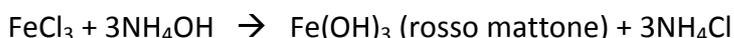
schema di funzionamento

REAZIONI CHIMICHE E METODI DI SEPARAZIONE DI MISCUGLI LIQUIDO/SOLIDO

SCOPO

Separare i componenti di un miscuglio eterogeneo con fasi solido-liquido, ottenuto dalle seguenti reazioni chimiche scegliendo la tecnica più adatta (tra decantazione, centrifugazione, filtrazione) in funzione del tipo di precipitato che si forma.

Reagente A + Reagente B → Prodotto C (solido) + Prodotto D (soluzione)



Possono essere studiate anche altre reazioni in funzioni delle soluzioni disponibili nel laboratorio o delle evidenze che si desidera illustrare.

MATERIALE OCCORRENTE

Imbuto a gambo lungo

Anello reggimbuto

Filtro di carta

Centrifuga

Provette

Provette da centrifuga

Becher da 100 mL

REATTIVI

Soluzioni dei reagenti A e B: tali soluzioni possono essere preparate al momento sciogliendo in 2 becher diversi 2 ÷ 3 g di ogni sale in 10 ÷ 15 mL di acqua

PROCEDIMENTO

1. Decantazione:

In una provetta inserire 2 mL di Reagente A + 2 mL di Reagente B mescolare agitando la provetta e lasciarla a riposo. Per gravità le particelle di BaSO₄ molto lentamente si depositeranno sul fondo della provetta, quando la parte liquida sarà completamente incolore sarà possibile eliminarla aspirandola con un pipetta. Con un cronometro misurare il tempo (min) necessario affinché il liquido sovrastante diventi completamente limpido.

2. Centrifugazione:

In una provetta da centrifuga (a punta conica) inserire 2 mL di Reagente A + 2 mL di Reagente B mescolare agitando la provetta ed inserirla in uno dei fori della centrifuga. Diametralmente opposta a questa provetta inserire un'altra provetta da centrifuga con all'interno un volume d'acqua simile alla prima provetta. Chiudere il coperchio della centrifuga e azionarla a circa 1500 rpm per circa 1 minuto. Spegnerla la centrifuga ed aprirla dopo alcuni minuti, estrarre le provette ed eliminare il surnatante versandolo in un recipiente di raccolta.

3. Filtrazione:

Nel becher da 100 mL, inserire 10 mL di Reagente A + 10 mL di Reagente B preparare un filtro di carta ed inserirlo in un imbuto posto nell'anello reggimbuto. Versare il contenuto del becher nell'imbuto e filtrare il tutto in un secondo becher. Essiccare il filtro in stufa a 105 °C e recuperare il solido.

PRESENTAZIONE RISULTATI

Scrivere la reazione/i studiate; descrivere le caratteristiche del precipitato solido (cristallino, fioccoso, gelatinoso, il colore, pesante, leggero, denso, ecc.) che si forma e le caratteristiche della soluzione sovrastante (limpida, opaca, colorata, trasparente, ecc.). Confrontare e segnare il tempo necessario alla decantazioni con quello impiegato per centrifugare. Spiegare infine quale è il metodo più adatto alla separazione.

PRECAUZIONI

Fare molta attenzione nel maneggiare i vari reagenti perché alcuni di questi anche se diluiti possono essere pericolosi. Usare quindi guanti protettivi.

Fare attenzione ad utilizzare SEMPRE spatole diverse e ben pulite (o pipette diverse) per i prelievi dei vari composti dalle confezioni, questo per evitare di inquinare le confezioni dei diversi sali quando si devono preparare le soluzioni.

PURIFICAZIONE DEL SOLFATO DI RAME MEDIANTE RICRISTALLIZZAZIONE

SCOPO

Purificare (separare tracce di impurezze) un campione di solfato di rame.

MATERIALE OCCORRENTE

Piastra riscaldante

Occorrente per la filtrazione (imbuto, porta imbuto, filtro a pieghe)

2 becher da 100 mL

Agitatore

Occorrente per filtrazione sotto vuoto: imbuto di buchner, beuta da vuoto, filtro piano

Spruzzetta con acqua distillata

Vetrino da orologio

SOSTANZA UTILIZZATA

Solfato di rame impuro

PROCEDIMENTO

Pesare 5 g di sostanza in un becher e aggiungere circa 50 ml di acqua distillata, agitando per solubilizzare il sale.

Scaldare la soluzione fino a ridurre il volume di liquido della metà

Filtrare a caldo aiutandosi con l'agitatore e lasciar raffreddare il filtrato a temperatura ambiente, accelerando eventualmente l'operazione raffreddando le pareti esterne del becher con acqua fredda

Dopo la formazione dei cristalli di solfato di rame, filtrare a pressione ridotta e far asciugare i cristalli sul filtro piano riposto su un vetrino da orologio.

DISTILLAZIONE SEMPLICE

La distillazione è un metodo di separazione di miscele omogenee:

Liquido/Liquido o Liquido /Solido disciolto.

Si basa sulle diverse VOLATILITA' dei componenti il miscuglio (ad es. formato da 2 componenti): quello con volatilità più alta ha il punto di ebollizione più basso, bolle quindi prima, ed evapora per primo allontanandosi dal miscuglio; l'altro invece ha volatilità più bassa quindi punto di ebollizione più alto, bollerà dopo ed evapora per secondo.

La distillazione semplice si utilizza quando la differenza tra le temperature di ebollizione è superiore a 20 °C.

Nota

Questa è un'esperienza dimostrativa condotta dal docente, il quale può farsi aiutare per il montaggio ed il carico dell'apparecchiatura, la classe invece dovrà:

fare le pesate

fare le misure di densità,

tenere sotto controllo l'andamento della temperatura,

misurare i volumi del distillato e del residuo.

MATERIALE OCCORRENTE

Mantello riscaldante elettrico; Tubi di plastica per raccordare; Pezzetti di vetro; Termometro; Cilindro graduato; Pallone di distillazione; Tubi refrigeranti in vetro; Matraccio da 100 mL; Provette, Bilancia tecnica e Analitica.

REATTIVI E SOSTANZE

Soluzione di Acqua e Sale (NaCl) e un colorante alimentare. Vino

Miscela Binaria: formata da 50 mL da Acqua Distillata e 50 mL da Alcool Etilico (anche Denaturato).

SEPARAZIONE DEI COMPONENTI DEL VINO

PROCEDIMENTO

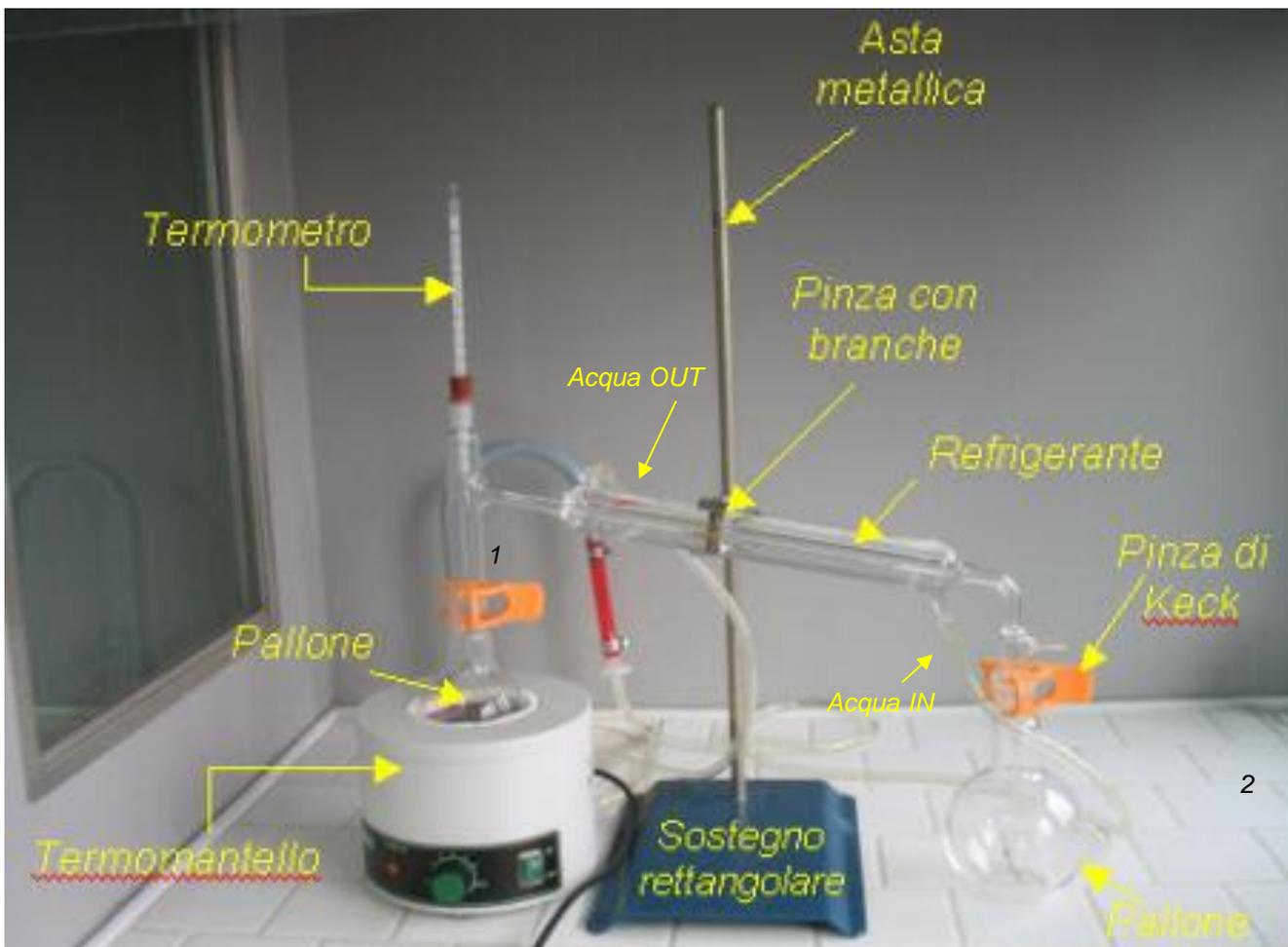
- 1) In un matraccio tarato da 50 mL precedentemente pesato su bilancia tecnica (tara), versare esattamente 50 mL di vino (osservare la tacca), pesare nuovamente (lordo) e ricavare la massa del vino (peso netto).
- 2) Pesare e numerare 3 provette coniche graduate evidenziare il volume di 3 mL
- 3) Versare il vino del matraccio nel pallone codato in cui erano stati messi in precedenza i pezzetti di vetro (per rendere regolare l'ebollizione), collegare il pallone al refrigerante (vedi figura), aprire l'acqua nel tubo refrigerante e accendere il mantello riscaldante.
- 4) Porre la provetta n°1 in un beker da 100mL con 3-4 cm di acqua e inserire la provetta nello scarico del refrigerante (al posto del pallone n 2 in figura).
- 5) Dopo che il vino comincia a bollire osservare il vapore (distillato) che si forma, condensa nel refrigerante e che viene raccolto nella provetta n° 1 scrivere la temperatura ed il colore, raccogliere 3 cm di condensato (segno sulla provetta). Togliere la provetta n° 1, mettere la provetta n° 2 e raccogliere altri 3 cm di distillato, segnare la temperatura raggiunta.
- 6) Togliere la provetta n° 2 e mettere la n° 3 dopo avere raccolto i 3 cm segnare la temperatura spegnere il riscaldamento. E lasciare raffreddare l'impianto.
- 7) Seguendo le indicazioni dell'insegnante, determinare la densità del distillato nelle provette n° 1 – 2 – 3: da ogni provetta si preleva 1 mL con una pipetta tarata si versa in un beker da 10 mL (precedentemente pesato su bilancia analitica "tara") e si pesa nuovamente "lordo" dalla differenza "lordo – tara" otteniamo la massa netta che divisa per il volume prelevato (1mL) mi dà la densità.
- 8) La misura di densità si può fare in modo meno preciso riempiendo esattamente un matraccio da 10 mL precedentemente pesato vuoto e ripesato dopo aver portato a volume; il rapporto tra la massa netta ed il volume di 10 mL permette di ricavare la densità

9) Con l'assistenza dell'insegnante sulle 3 provette provare a:

- annusare l'aroma del distillato
- versare un pò di distillato in un vetrino da orologio e accenderlo con un accendino

segnare le osservazioni nella tabella

	Densità (g/mL)	Temp. distillato (°C)	Aroma	Accensione si/no
Vino				
Provetta n° 1				
Provetta n° 2				
Provetta n° 3				



DETERMINAZIONE DEL GRADO ALCOLICO DOPO DISTILLAZIONE

SCOPO

Dopo avere separato l'alcol dal vino che lo contiene mediante distillazione si vuole determinare il grado alcolico, tramite misure di densità.

MATERIALE OCCORRENTE

distillatore
densimetro da 0,9000 a 1,0000 (vedi figura)
cilindro graduato da 100 ml

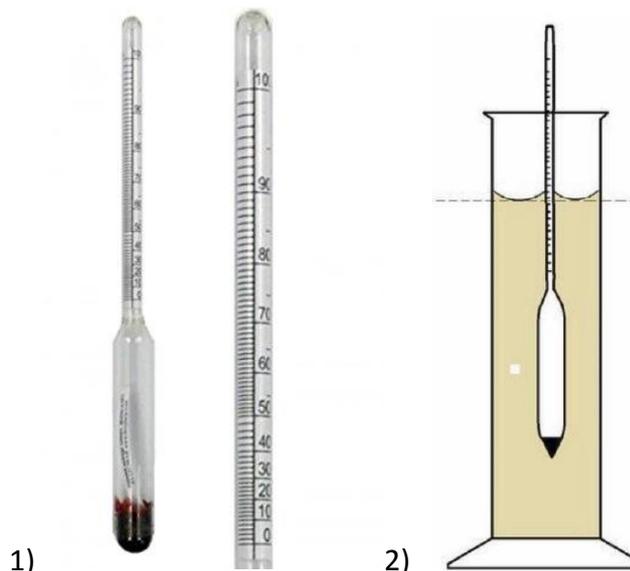
SOSTANZA UTILIZZATE

vino
acqua distillata

PROCEDIMENTO

1. Distillare e raccogliere circa 3/4 del volume di vino iniziale.
2. Travasare in un cilindro graduato da 100 ml e portare a volume di 100 mL con acqua distillata. Su questi ultimi determinare la densità con il densimetro.
3. Con la tabella di Reichard risalire alla gradazione alcolica (alcol % in volume) del vino in esame.

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



- 1) Densimetro con particolare della scala
- 2) Esempio di utilizzo del densimetro

Il Densimetro

Il **densimetro**, denominato anche **areometro** è uno strumento di misura della densità dei liquidi, basato sulla spinta di Archimede.

I densimetri sono dei galleggianti che vengono immersi nel liquido in esame: il peso specifico può essere determinato leggendo la porzione emergente dal liquido della scala che sovrasta il galleggiante. I densimetri si dividono in due categorie, in base al loro principio di funzionamento che può essere a peso o a volume costante, i più usati sono quelli a **peso costante**.

Il densimetro a peso costante ha una parte inferiore opportunamente appesantita nel fondo, su cui superiormente è innestata un'asta graduata sulla quale viene letto la densità. Questa è infatti indicata dal valore in corrispondenza del quale il menisco del liquido interseca l'asta del densimetro, una volta che questi si è stabilizzato

ESTRAZIONE CON SOLVENTI I^a

SCOPO

Questa tecnica di separazione sfrutta la diversa solubilità dei componenti di un miscuglio in solventi che abbiano però la proprietà di essere immiscibili tra di loro. Nel caso si vogliano ottenere i soluti allo stato puro è sufficiente evaporare i solventi fino a secchezza.

MATERIALE OCCORRENTE

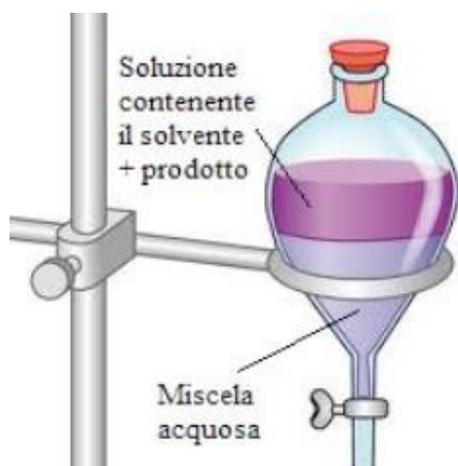
Imbuto separatore con tappo Sostegno con anello
3 Becher da 250 ml

REATTIVI E SOSTANZE

Iodio; Acqua
Solfato di rame
Esano

PROCEDIMENTO

La prova può essere svolta a livello dimostrativo o a piccoli gruppi. Vista l'elevata probabilità che l'aumento di pressione durante l'agitazione faccia saltare il tappo dell'imbutto separatore, è necessario spiegare bene la procedura di agitazione ai ragazzi nell'eventualità che si voglia far svolgere l'esperienza a loro. La soluzione da distribuire ai vari gruppi è preparata dal tecnico di laboratorio che inserisce 0,25 g di iodio all'interno di un becher da 250 mL contenente 200 mL di H₂O distillata e aggiunge 0,25 g di solfato di rame. Una piccola aliquota di questa soluzione (circa 5 mL) è distribuita all'interno di un becher da 250 mL a ogni gruppo. Ogni gruppo provvederà poi a diluirla fino a 70 mL e la trasferirà all'interno dell'imbutto separatore. Successivamente si aggiungono all'interno dell'imbutto separatore 25 mL di esano, prelevandoli con l'ausilio di un cilindro graduato. A questo punto si dovrà agitare l'imbutto separatore facendo attenzione a mantenere chiuso il rubinetto e il tappo premendo bene con le dita. Inoltre bisogna fare attenzione a rivolgere la cannula dell'imbutto in una zona libera da studenti. Ogni ciclo di agitazione dovrà terminare con lo sfiato dell'imbutto mediante l'apertura del rubinetto, ovviamente mantenendo la cannula verso l'alto sotto cappa e continuando a esercitare pressione con le dita sul tappo per evitare la fuoriuscita dei liquidi. Terminata l'agitazione si ripone l'imbutto nell'apposito sostegno, si toglie il tappo e si aspetta la separazione delle fasi liquide: il liquido inferiore sarà la soluzione acquosa del solfato di rame che ha assunto una colorazione azzurra, mentre il liquido superiore è costituito dalla soluzione nel solvente organico (che ha densità minore dell'acqua) dello iodio che risulterà di colore viola intenso. Terminata la separazione delle fasi si pone sotto il primo becher e vi si versa all'interno, aprendo lentamente il rubinetto, la fase acquosa. Successivamente si ripete l'operazione con la fase organica svuotando completamente l'imbutto separatore.



ESTRAZIONE CON SOLVENTI II^a E CROMATOGRAFIA

SCOPO

Estrarre i pigmenti delle foglie verdi, i vari pigmenti hanno diversa solubilità in opportuni solventi immiscibili tra loro.

MATERIALE

Mortaio e pestello
Imbuto, sostegno con anello reggimbuto, carta da filtro
Provette e portaprovette, becher da 100 mL

REATTIVI

Alcol Etilico
n Ottano
Acetone
Foglie verdi pulite ed asciutte (es. spinaci)

PROCEDIMENTO

Spezzettare alcune foglie verdi.
Introdurre i pezzetti nel mortaio.
Aggiungere alcuni mL di alcol etilico.
Schiacciare con il pestello fino a ottenere una certa quantità di liquido verde.
Preparare sull'imbuto il filtro di carta, inserire l'imbuto nell'apposito sostegno e mettere sotto una provetta.
Filtrare il liquido ottenuto per eliminare la torbidità.

ESTRAZIONE

Aggiungere 2-3 mL di n-ottano, agitare, e lasciare riposare per alcuni minuti.
Il n ottano estrae dalla soluzione alcolica un pigmento verde (la clorofilla) che rimane a galla sopra la soluzione alcolica, che assume ora un colore giallo (determinato dalla xantofilla, un altro pigmento presente nelle foglie verdi, ma "nascosto" dalla clorofilla). Con l'alcol abbiamo estratto dalle foglie un liquido che, una volta filtrato, appare omogeneo (è una soluzione di alcol e pigmenti). L'aggiunta del n ottano, ci consente di separare ulteriormente le componenti di questa soluzione estraendo la clorofilla. Il n ottano e l'alcol sono solventi immiscibili e stratificano (con i soluti in essi disciolti) uno sopra l'altro (il n ottano sopra l'alcol).

CROMATOGRAFIA

Tagliare la carta da filtro in rettangoli di dimensioni tali da stare dritti dentro al becher ; tracciare con la matita una riga parallela alla base dei rettangoli di carta a circa due centimetri di altezza. Mettere sulla linea delle piccole gocce dell'estratto e fare asciugare, liquido ottenuto al punto 6).

Mettere sul fondo del becher un po' di miscela solvente (ottano-acetone 8:2), tanto da bagnare il margine inferiore della carta, senza bagnare la riga dove si trova la macchia. Mettere il cartoncino nel becher, e lasciare che per capillarità il solvente salga lungo la carta. Quando il solvente ha raggiunto il bordo superiore della carta, estrarre la carta e lasciarla asciugare. La macchia originaria si separa durante la migrazione del solvente in macchie di diverso colore. Si potranno eventualmente riconoscere:

giallo arancio: carotenoidi;

verde giallastro: clorofilla b;

giallo limone: xantofille;

verde: clorofilla a;

grigiastro: pigmenti derivanti dalla decomposizione delle clorofille

CROMATOGRAFIA

SCOPO

Separare i componenti dell'inchiostro colorato tramite cromatografia. Il principio, su cui si basa la cromatografia su strato sottile, è quello di deporre la miscela in esame, sciolta in un opportuno solvente, su particolari strati (fase fissa), che hanno la capacità di trattenere (adsorbire) in modo diverso i vari componenti della miscela, che poi saranno trascinati da un opportuna miscela di solventi, l'eluente (fase mobile), con velocità diversa permettendone la separazione. Nella cromatografia su strato sottile, in particolare, l'adsorbimento si fa avvenire su un sottile strato di gel di silice depositato su un foglio di alluminio o su una lastrina di vetro. La cromatografia è un ottimo metodo per la separazione di miscugli di composti presenti in piccole quantità, con caratteristiche fisiche e chimiche abbastanza simili e, per questo, non separabili altre tecniche.

MATERIALE OCCORRENTE

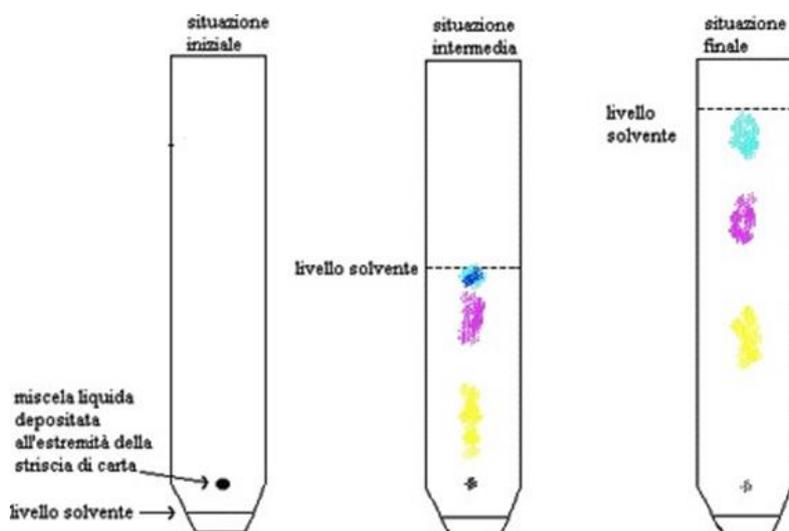
Lastra cromatografica in gel di silice (si può usare una striscia di carta da filtro o anche un gessetto)
 Camera d'eluizione per cromatografia (oppure un becher 250 ml e vetro da orologio)
 Cilindro graduato

REATTIVI E SOSTANZE

Alcol etilico in alternativa e/o per confronto: Acqua; Acetone; Acetato di etile; Alcol isopropilico
 Pennarelli di diverso colore (blu/rosso/nero/verde/giallo ecc.)

PROCEDIMENTO

Per realizzare la separazione dei componenti dell'inchiostro si traccia prima di tutto una linea molto sottile sulla lastrina con una matita a circa due centimetri dal bordo inferiore facendo attenzione a non intaccare la silice. Su di essa poi si traccia un puntino con il pennarello depositando così l'inchiostro da separare. Si inseriscono alcuni ml di alcol etilico all'interno della camera di eluizione e si pone al suo interno la lastrina con l'inchiostro deposto, facendo attenzione a inserire la lastrina in modo esattamente perpendicolare al livello dell'eluente per evitare che questo possa iniziare la risalita sulla silice in maniera distorta. Si tappa la camera di eluizione e si attende che il fronte dell'eluente raggiunga all'incirca un centimetro dal bordo superiore. A questo punto si toglie la lastrina cromatografica, si lascia asciugare e si osserva il risultato. Se la separazione è avvenuta in modo corretto, si osserva come la miscela di coloranti costituenti l'inchiostro si è separata. Si possono preparare più bicchieri con i diversi eluenti (solventi) per fare un confronto.



FENOMENI FISICI E CHIMICI

MATERIALE OCCORRENTE

Bilancia tecnica
Provetta da centrifuga
Becher
Bottiglietta

REATTIVI E SOSTANZE

Foglio di carta, Elastico
Ghiaccio
Ioduro di potassio
Nitrato piomboso
Argento nitrato
Cloruro di sodio
Magnesio in nastro
Idrolitina, (o bicarbonato di sodio),

PROCEDIMENTO

L'esperienza viene fatta dall'insegnante a scopo dimostrativo, gli alunni seguono l'operato dell'insegnante, prendono nota delle misure e poi insieme traggono le conclusioni e discutono risultati

Prova n°1

Un disco di carta da filtro, o carta normale, viene pesato intero sulla bilancia quindi spezzettato e ripesato: la massa rimane costante in quanto l'operazione effettuata è un fenomeno fisico. La sostanza cambia solo l'aspetto ma non la composizione.

Prova n°2

Un elastico viene pesato poi tirato e ripesato: la massa non cambia, è un fenomeno fisico in quanto cambia solo l'aspetto ma non la composizione dell'elastico.

Prova n°3

In un becher si mettono dei pezzetti di ghiaccio e si pesa; dopo mezz'ora il ghiaccio si è sciolto, si ripesa, la massa non cambia, è un fenomeno fisico in quanto cambia solo l'aspetto ma non la composizione del ghiaccio e dell'acqua.

Prova n°4

In un becher si prepara una soluzione 10% di ioduro di potassio KI (10g di KI in 90g di H₂O), in un altro becher si prepara una soluzione al 5% di nitrato piomboso Pb(NO₃)₂ (5g di Pb(NO₃)₂ in 95g di H₂O). Le due soluzioni sono limpide e trasparenti: si pesano ambedue i becker si annota la massa risultante. Quindi si mescolano le due soluzioni e si ottiene la formazione di un solido giallo che si deposita sul fondo, ripesando i becker, quello vuoto insieme a quello che contiene le soluzioni mescolate si osserva che la massa non cambia. È un fenomeno chimico: si è formata una nuova sostanza solida e di colore giallo intenso.

Prova n°5

Si preparano 2 soluzioni: una di nitrato di argento e una di cloruro di sodio, si ripete il procedimento dell'esperienza precedente: in seguito a mescolamento si nota la formazione di un solido bianco. La massa rimane invariata, è un fenomeno chimico che ha portato alla formazione di una nuova sostanza.

Prova n°6

In una bottiglietta di plastica dell'acqua minerale si mettono 10ml di acqua poi si introduce una provetta da centrifuga con alcuni grammi di idrolitina o polvere simile per la preparazione di acqua gassata, facendo attenzione a mantenere la provetta in posizione verticale, si tappa la bottiglietta e si pesa sulla bilancia. Poi si capovolge la bottiglietta in maniera da far entrare l'acqua a contatto con la polvere: si osserva un'intensa produzione di gas. Ripesando la bottiglietta si osserva che la massa è rimasta uguale. E' un fenomeno chimico: si è formata una nuova sostanza con sviluppo di gas.

Prova n°7

Un nastro di magnesio viene avvicinato a una fiamma: si osserva una luce intensa e la formazione di una polvere bianca molto diversa dal prodotto iniziale (metallo grigio lucente e malleabile) anche in questo caso il fenomeno è chimico perché si è formata una nuova sostanza. Questa esperienza si fa senza pesare il reagente perché il magnesio si combina con l'ossigeno dell'aria e a causa del calore elevato parte dell'ossido vaporizza in aria, quindi la massa finale non rimarrebbe costante in quanto si avrebbe una parziale perdita del prodotto finale. E' comunque un'esperienza che attrae l'attenzione degli alunni e dovrebbe aiutarli a capire la differenza tra un fenomeno fisico e chimico

I CRITERI PER STABILIRE SE UN FENOMENO E' CHIMICO SONO:

LA FORMAZIONE O LA SCOMPARSA DI UN SOLIDO

IL CAMBIAMENTO DI COLORE LA FORMAZIONE DI UN GAS

LA FORMAZIONE DI FIAMME O DI LUCE

LA PRODUZIONE DI ODORI (attenzione a che tipi di prodotti si sviluppano)

IL RISCALDAMENTO O IL RAFFREDDAMENTO DEL RECIPIENTE IN CUI AVVIENE LA REAZIONE



Formazione di solidi (colorati)



formazione di gas

MISUGLI E COMPOSTI: TRASFORMAZIONE FISICA E TRASFORMAZIONE CHIMICA

MATERIALE OCCORRENTE

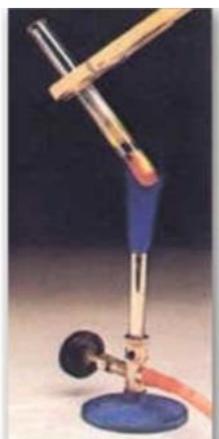
Calamita, Spatola, Mortaio, Pinza di legno, Provetta, Bunsen
Cotone idrofilo Capsula di Petri, Mortaio

REATTIVI E SOSTANZE

Zolfo in polvere, Limatura di ferro

PROCEDIMENTO

Inserire all'interno di un mortaio 2 g di limatura di ferro e 1,16 g di zolfo e mescolare intimamente i due componenti fino a ottenere una polvere uniforme di colore grigio chiaro. Inserirla all'interno di una capsula di Petri, chiudere la capsula agitare moderatamente in modo da far mischiare le due sostanze. Successivamente avvicinare la calamita e osservare come la limatura di ferro sia attratta mentre lo zolfo no. Trasferire la miscela in una provetta resistente al calore avendo cura di non sporcare le pareti della provetta e tappate con un batuffolo di cotone. Arroventare gradualmente, sotto cappa, il fondo della provetta mantenendola inclinata e in continuo movimento sulla fiamma. Dopo aver arroventato la provetta, lasciarla raffreddare e romperla con l'aiuto di un martelletto all'interno di un mortaio. Eliminare con cura e attenzione i cocci di vetro. Pestare con l'aiuto del pestello la massa scura ottenuta (solfuro di ferro), trasferirla nuovamente nella capsula di Petri e ripetere la prova con la calamita. Si noterà come si siano perse le proprietà magnetiche del ferro metallico che ha reagito con lo zolfo per dar vita a un composto con caratteristiche completamente diverse dagli elementi costituenti. Nella prima parte dell'esperimento la mescolanza delle due polveri consiste in una semplice trasformazione fisica che da luogo a un miscuglio omogeneo dal quale è possibile riottenere inalterati i componenti sotto forma di sostanza pure. Infatti le loro proprietà fisiche e chimiche prima e dopo il mescolamento rimangono inalterate. La seconda parte invece consiste in una trasformazione chimica nella quale i due elementi reagiscono, grazie all'energia fornita dal calore, per dar vita a una nuova sostanza, il solfuro di ferro, le cui proprietà chimiche e fisiche sono nettamente differenti agli elementi di partenza.



come riscaldare
una provetta



CLASSIFICAZIONE DELLE REAZIONI CHIMICHE

SCOPO

Osservare e classificare le reazioni chimiche, riconoscere le evidenze sperimentali di una reazione

MATERIALI

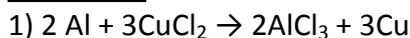
Becher da 100 mL
Provette con portaprovette, pinza portaprovette
Bunsen, treppiede, reticella
Agitatore
Capsula di porcellana, pinza metallica

REATTIVI E SOSTANZE

Lamina di alluminio, cloruro rameico
Nitrato di piombo (soluzione), ioduro di potassio (soluzione).
Carbonato di sodio in polvere, acido cloridrico diluito
Lamina di magnesio e blu timolo.

PROCEDIMENTO

Reazione 1



Procedimento

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

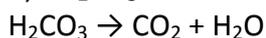
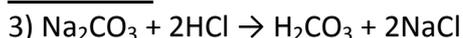
Reazione 2



Procedimento

Versare circa 4 mL di soluzione di nitrato di piombo nella prima provetta e 4 mL di ioduro di potassio nella seconda provetta. Versare il contenuto della prima provetta nella seconda. Osservare la reazione e riportare sulla relazione quanto osservato.

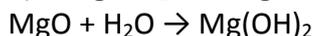
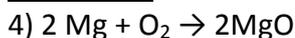
Reazione 3



Procedimento

Inserire nella prima provetta una punta di spatola di carbonato di sodio e aggiungere 2÷3 mL di acido cloridrico. Osservare la reazione e riportare sulla relazione quanto osservato.

Reazione 4



Procedimento

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

ASPETTI ENERGETICI DELLE REAZIONI CHIMICHE I^A**SCOPO**

Verificare la produzione o l'assorbimento di calore (energia) durante una reazione chimica.

MATERIALE OCCORRENTE

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

SOSTANZE UTILIZZATE

Idrossido di bario idrato $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$
Cloruro di ammonio NH_4Cl
Zinco in polvere
Acido cloridrico 1:1

PROVA A**PROCEDIMENTO**

- 1) Pesare in un becher da 100 mL 4 g di idrossido di bario idrato $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ e rilevare la temperatura con il termometro.
- 2) Pesare in un altro becher 4 g di cloruro di ammonio NH_4Cl e rilevare la temperatura con il termometro.
- 3) Versare il contenuto di un becher nell'altro e aggiungere qualche goccia di acqua distillata per far avvenire la reazione.
- 4) Mescolare con il termometro e controllare la temperatura.

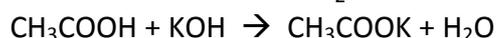
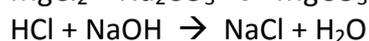
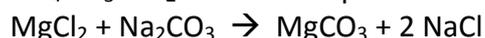
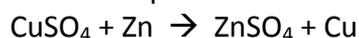
PROVA B**PROCEDIMENTO**

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

ASPETTI ENERGETICI DELLE REAZIONI CHIMICHE II^**SCOPO**

Verificare l'aspetto energetico di una reazione chimica, cioè rilevare se durante una reazione chimica si ha sviluppo o assorbimento di calore.

Verranno quindi studiate le seguenti reazioni chimiche

**MATERIALE OCCORRENTE**

Becher da 50 e da 100 mL

Termometro digitale

Spruzzetta, spatola

Buretta da 50 mL e cilindro graduato da 50 mL

Bilancia tecnica

REATTIVI E SOSTANZE

NH_4NO_3 in polvere, Zn in polvere

Soluzioni di:

$\text{CuSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 0,25M; MgCl_2 2M e 1M; Na_2CO_3 2M e 1M; HCl 2M, 1M e 0,5M;

NaOH 2M, 1M e 0,5M; CH_3COOH 1M, KOH 1M

PROCEDIMENTO

Durante l'esperienza verranno effettuate 8 diverse prove, dal momento che alcune reazioni si fanno avvenire più volte utilizzando i reagenti a diversa concentrazione

N° prova	Reazione	T finale	T iniziale	ΔT	calore
I	CuSO_4 0,25 M + Zn polvere				
II	NH_4NO_3 polvere + H_2O				
III	MgCl_2 2 M + Na_2CO_3 2 M				
IV	MgCl_2 2 M + Na_2CO_3 1 M				
V	HCl 2 M + NaOH 2 M				
VI	HCl 1 M + NaOH 1 M				
VII	HCl 0,5 M + NaOH 0,5 M				
VIII	CH_3COOH 1 M + KOH 1 M				

Nota: per il calore indicare S = sviluppato ($\Delta T > 0$); A = Assorbito ($\Delta T < 0$)

Per ogni reazione si misura la variazione di temperatura (ΔT) provocata dalla reazione chimica:

$$\Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{iniziale}}$$

Dove T iniziale è la temperatura (nel becher) all'inizio della reazione e T finale è la temperatura alla fine della reazione.

Nota: per una corretta lettura della temperatura, la sonda del termometro non dovrebbe toccare il fondo o le pareti dei becher.

In base al ΔT bisogna indicare se il sistema ha acquistato o ceduto calore, riportando questa osservazione nella tabella sotto la "voce" CALORE.

Riportare inoltre sotto la tabella oltre osservazioni relative alle evidenze delle reazioni (ad es. eventuale formazione di gas, cambio di colore, formazione o sparizione di solidi, ecc.).

I Prova

Calcolare, in base alla stechiometria della reazione, la quantità di Zn che reagisce con 30 mL di (Solfato rameico) CuSO_4 0,25 M. (Verificare i risultati con l'insegnante.

Prelevare 30 mL di soluzione di CuSO_4 con il cilindro

Pesare nel becher da 50 mL la quantità calcolata di Zn in polvere

Misurare la temperatura del CuSO_4 (T iniziale)

Versare la soluzione dal cilindro nel becher contenente lo Zinco e agitare continuamente in modo da tenere il solido in sospensione, seguire la variazione della temperatura fino a individuare il valore massimo (T finale)

II Prova

Prelevare 30 mL di H_2O

Pesare 2,40 gr di (nitrato di Ammonio) NH_4NO_3 nel becher da 50 mL

Misurare la temperatura dell' H_2O (T iniziale)

Versare l'acqua nel becher contenente NH_4NO_3 solido e agitare continuamente con il termometro in modo da sciogliere il solido velocemente, misurare la temperatura quando tutto il solido è sciolto (T finale)

Per tutte le altre prove (da III a VIII)

La procedura sarà sempre uguale perché le reazioni avvengono tra reagenti in soluzione.

Per ogni prova prelevare con la buretta 30 mL di ciascun reagente facendo attenzione alle concentrazioni molari. Solo il (Carbonato di Sodio) CaCO_3 2M va prelevato con il cilindro graduato.

In ogni prova si misura la T iniziale della soluzione di uno dei reagenti (si può pensare che anche l'altro reagente sia alla stessa temperatura), dopo avere unito i due reagenti si agita con il termometro (delicatamente per non rovinarlo) e si annota il valore della T finale della reazione.

ASPETTI ENERGETICI DELLE REAZIONI CHIMICHE III^A: DETERMINAZIONE DEL CALORE DI REAZIONE

SCOPO

Durante una reazione chimica può essere assorbita o ceduta una certa quantità di calore per cui le reazioni chimiche possono essere suddivise in :

reazioni ESOTERMICHE: sono quelle reazioni che cedono calore dall'ambiente

reazioni ENDOTERMICHE: sono quelle reazioni che assorbono calore dall'ambiente

Se il calore viene ceduto (prodotto) avrà segno positivo (+ Q) reazione esotermica; se il calore viene assorbito avrà segno negativo (- Q) reazione endotermica.

Il calore di reazione sarà dato dalla seguente relazione:

$$Q_r = m_r \cdot C_s \cdot (T_f - T_i)$$

dove:

Q_r = calore della reazione (Joule)

m_r = massa del sistema (gr)

C_s = calore specifico dell'acqua (4,18 J/g °C)

T_f e T_i = Temperatura finale e Temperatura iniziale (°C)

MATERIALE OCCORRENTE

Vaso Dewar

Termometro digitale (portata 0 ÷ 100°C sens. 0,1°C)

Cilindro graduato da 100 mL; vetrino da orologio

Bilancia tecnica

REAGENTI

Idrossido di sodio solido (NaOH)

Idrossido di sodio Soluz. 1M (NaOH)

Acido Cloridrico sol 1M (HCl)

Acqua distillata

PROCEDIMENTO

Parte 1: calore di dissoluzione di NaOH in acqua

Prelevare 100 mL di acqua distillata con il cilindro e versarli nel vaso dewar, inserire il termometro e misurare la temperatura, scrivere il dato solo quando è stabile, questo dato sarà T_i

Pesare esattamente 4,00 gr (m_r) di Idrossido di sodio solido nel vetrino di orologio e versarlo nel vaso dewar con l'acqua tappare ed agitare con il termometro;

Rilevare la temperatura ogni 15 sec, aspettare che inizi a scendere registrare il valore massimo che raggiunge questo dato sarà T_f ;

Calcolare con la formula riportata sopra il calore sviluppato dalla dissoluzione:

$$Q_r = m_r \cdot C_s \cdot (T_f - T_i)$$

Parte 2: calore di neutralizzazione tra Idrossido di sodio e Acido Cloridrico

Pesare il cilindro vuoto (m_1), misurare con il cilindro 50 mL di Idrossido di sodio 1M e pesarlo (m_2), versarli nel dewar ($m_3 = m_2 - m_1$)

Misurare la temperatura, scrivere il dato solo quando è stabile, questo dato sarà T_i ;

Pesare il cilindro vuoto (m_1), misurare con il cilindro 50 mL di Acido cloridrico 1M e pesarlo (m_2), versarli nel dewar ($m_4 = m_2 - m_1$), tappare e agitare con il termometro;

La massa totale del sistema da riportare nella formula sarà $m_r = m_3 + m_4$;

Rilevare la temperatura ogni 15 sec, aspettare che inizi a scendere registrare il valore massimo che raggiunge questo dato sarà T_f ;

Calcolare con la formula riportata sopra il calore sviluppato dalla dissoluzione.

$$Q_r = m_r \cdot C_s \cdot (T_f - T_i)$$

Parte 3: calore di dissoluzione e calore di neutralizzazione in una sola reazione

Pesare il cilindro vuoto ($m1$), misurare con il cilindro 100 mL di Acido cloridrico 1M e pesarlo ($m2$) versarli nel dewar ($m3 = m2 - m1$), inserire il termometro, misurare la temperatura solo quando è stabilizzata, questo dato è Ti ;

Pesare esattamente 4,00 gr ($m4$) di Idrossido di sodio solido nel vetrino di orologio e versarlo nel dewar tappare e agitare con il termometro;

La massa totale del sistema da riportare nella formula sarà $m_r = m3 + m4$;

Rilevare la temperatura ogni 15 sec, aspettare che inizi a scendere registrare il valore massimo che raggiunge questo dato sarà Tf ;

Calcolare con la formula riportata il calore sviluppato dalla dissoluzione.

$$Q_r = m_r \cdot C_s \cdot (Tf - Ti)$$

Completare la tabella sottostante

Tipo di Reazione	Reazioni	Q (J)
A-Reazione di dissoluzione	$\text{NaOH}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{NaOH}_{(ac)} + \mathbf{Q}$	
B-Reazione di neutralizzazione	$\text{NaOH}_{(ac)} + \text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{NaCl}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O} + \mathbf{Q}$	
Somma delle reazioni A + B	$\text{NaOH}_{(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{NaCl}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O} + \mathbf{Q}$	

REAZIONE DI DECOMPOSIZIONE DEI COMPOSTI NEGLI ELEMENTI COSTITUENTI

DECOMPOSIZIONE DELL'H₂O CON IL VOLTAMETRO DI HOFMANN

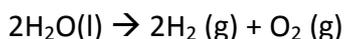
SCOPO

Verificare la trasformazione chimica di un composto negli elementi che lo compongono, reazione causata dal passaggio di energia elettrica

Si studia in particolare la decomposizione dell'acqua che libera gli elementi che la compongono sotto forma di gas.

Tale reazione avviene in una apparecchiatura che si chiama Voltmetro di Hofmann.

La reazione che avviene è la seguente:



MATERIALE OCCORRENTE

Voltmetro di Hofmann con elettrodi

Generatore di corrente continua

Sostegno

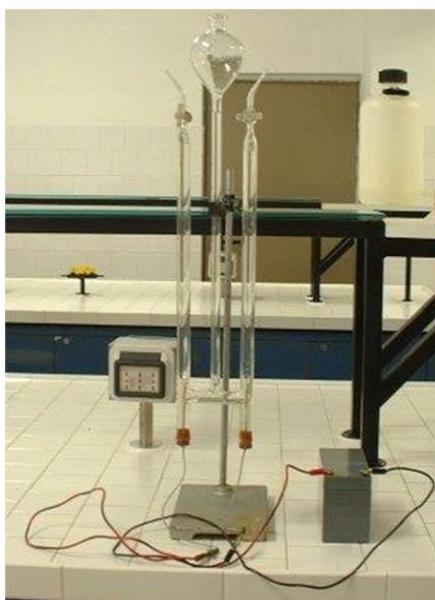
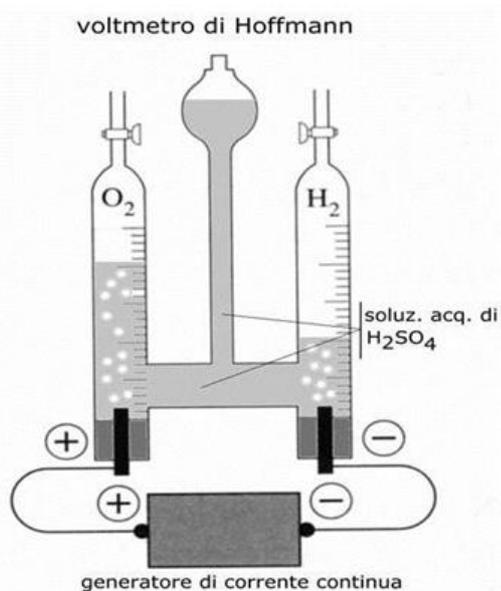
Cavi elettrici, Provetta, Accendino

REATTIVI E SOSTANZE

Acqua, soluzione acido solforico al 5 %

PROCEDIMENTO

Si monta il voltmetro nel suo sostegno facendo attenzione che gli elettrodi montati sugli appositi tappi in gomma siano saldamente e correttamente inseriti nei due tubi laterali, i due elettrodi di platino sono collegati ad un circuito alimentato a corrente continua di 12 V e 0,1 A. Lasciando i rubinetti aperti, e facendo attenzione, si riempie l'apparecchio versando la soluzione dal foro superiore. Non appena la soluzione raggiunge il livello dei rubinetti questi si chiudono accuratamente. Si azzerano i livelli in entrambi i tubi graduati e successivamente si collegano i due cavi agli elettrodi e al generatore di corrente continua.



Al polo positivo anodo (+) si sviluppa Ossigeno, O₂, mentre al polo negativo catodo (-) si sviluppa Idrogeno, H₂, registrare i volumi dei gas.

La reazione di decomposizione può avvenire solo se l'acqua viene resa acida ad es. con acido solforico H₂SO₄.

Al termine di ciascuna fase si spegne l'alimentatore e si osserva che nei due tubi laterali si sono formati dei gas, in un rapporto volumetrico idrogeno, H₂/ossigeno, O₂ = 2:1. (attenzione: talvolta questi rapporti non si verificano precisamente).

La presenza di gas nei tubi di raccolta può essere rilevata con:

Un fiammifero appena spento ma sempre incandescente è posto sul tubo che contiene ossigeno O_2 , se il rubinetto viene aperto, il fiammifero si ravviva riaccendendosi.

Capovolgendo una provetta sul rubinetto del tubo contenente l'idrogeno H_2 , raccogliendo mediante l'apertura del rubinetto un piccolo quantitativo di gas e chiedendo prontamente la provetta con le dita, è poi possibile evidenziare la presenza dell'idrogeno facendone "esplodere" un piccolo quantitativo. Infatti ponendo vicino alla bocca della provetta un accendino e facendo fuoriuscire il piccolo quantitativo di idrogeno raccolto si può dar vita a un piccolo scoppio che viene chiamato "l'urlo dell'idrogeno".

Ai vari gruppi verranno assegnate condizioni di lavoro diverse (diversi valori di intensità di corrente, I , ampere) per ogni gruppo, mentre i tempi di rilevamento saranno gli stessi.

I risultati riportati sulla lavagna saranno raccolti da tutti:

ddp (volt)	I (Ampere)	Tempo (min)	Vol O_2 mL	Vol H_2 mL	Vol O_2 mL/Vol H_2 mL
Gruppo1	0,2	3			
Gruppo2	0,4	6			
Gruppo3	0,6	9			
Gruppo4	0,8	12			
		15			
		18			

Breve spiegazione teorica del processo di elettrolisi

Anche se non è necessario per questa esperienza conoscere la teoria che si ha dietro all'elettrolisi dell' H_2O è comunque necessario fare un breve richiamo teorico.

L'elettrolisi dell'acqua avviene quando nel solvente è presente un elettrolita (una sostanza che può formare ioni). Nel nostro caso l'elettrolita è l'acido solforico. Prima dell'elettrolisi, nella soluzione sono presenti molecole di H_2O e ioni H_3O^+ derivanti dalla dissociazione dell'acido.

Azionando il generatore di energia elettrica si innesca la reazione che comporta una migrazione di ioni e molecole:

verso il catodo (negativo nell'elettrolisi) migrano gli ioni a carica positiva e le molecole di H_2O

verso l'anodo (positivo nell'elettrolisi) migrano ioni a carica negativa (SO_4^{2-}) e molecole di H_2O

In base ai potenziali standard di riduzione avvengono le seguenti reazioni:

Al catodo si ha la riduzione di H_3O^+ che forma H_2

All'anodo si ha l'ossidazione delle molecole di H_2O con formazione di O_2 .

Dalla separazione delle miscele si arriva alle SOSTANZE PURE:

Le sostanze pure possono essere ELEMENTI o COMPOSTI

GLI ELEMENTI sono formati da un solo tipo di atomi (nel nostro caso H_2 Idrogeno e O_2 ossigeno)

I COMPOSTI (nel nostro caso l' H_2O) sono sostanze pure scomponibili con mezzi chimici in sostanze più semplici cioè elementi, che hanno rapporto in massa tra gli elementi definito e costante (legge di Proust).

REAZIONE DI DECOMPOSIZIONE DEI COMPOSTI IN ALTRI COMPOSTI

DECOMPOSIZIONE DEL CARBONATO DI CALCIO PER PRODURRE ANIDRIDE CARBONICA

SCOPO

Verificare una trasformazione chimica, in particolare una reazione chimica di decomposizione, con la produzione di un gas. Si studia la reazione di decomposizione del Carbonato di Calcio (CaCO_3) provocata dall'Acido Cloridrico (HCl) con produzione di Anidride Carbonica (CO_2) valutando anche le caratteristiche del gas ottenuto.



MATERIALI

Beuta codata da 100 mL

Cilindro graduato da 100 mL

Tubo di gomma e tubo di vetro a squadra

Becher da 400 mL

Agitatore magnetico con ancoretta

Siringa da 10 mL

REAGENTI

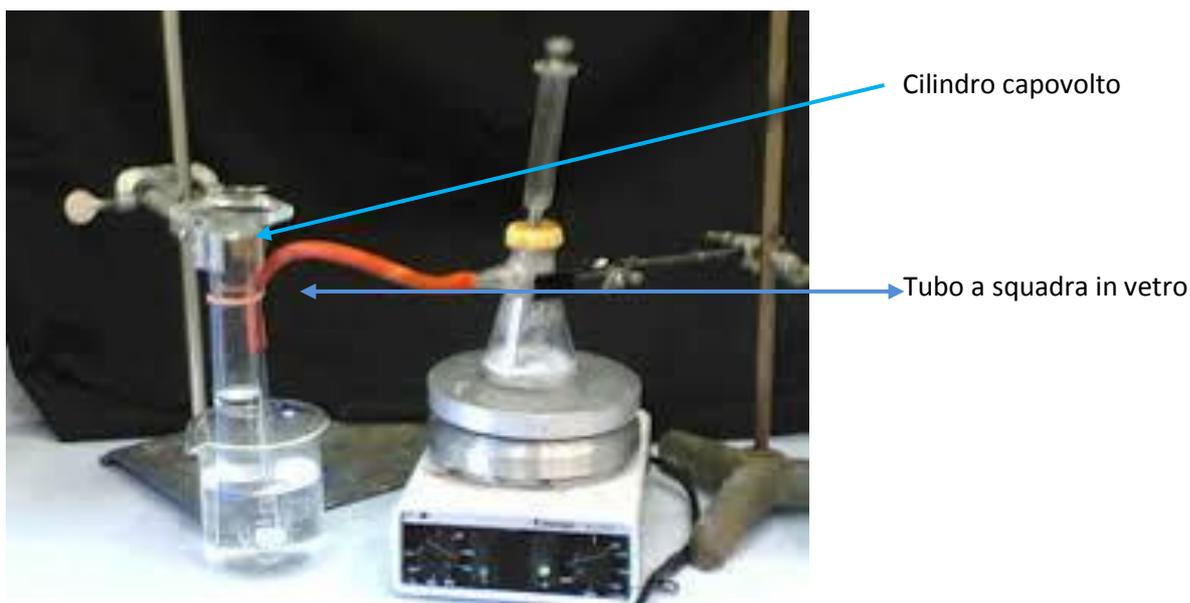
CaCO_3 , o pezzetti marmo, o guscio d'uovo

HCl 1:2

Acqua

PROCEDIMENTO

Montare l'apparecchiatura come in figura



Versare nel becher 100 mL di acqua, capovolgere il cilindro pieno d'acqua nel becher, inserire il lato corto del tubo a squadra nel cilindro e fissare il cilindro all'asta con una pinza.

Pesare tra 0,3 e 0,5 g di Carbonato di Calcio e introdurli nella beuta in cui è già presente una ancoretta magnetica, aggiungere 10 mL di acqua, fissare la beuta come da figura, collegarla mediante il tubo di gomma e il tubo a squadra al cilindro e regolare l'agitazione.

Prendere nota del volume iniziale (V_1) dell'acqua nel cilindro mediante la scala graduata e della temperatura ambiente. Osservare e riportare se il miscuglio nella beuta è omogeneo o eterogeneo.

Prelevare con la siringa 5 mL di acido cloridrico, inserire la siringa nel tappo e far cadere goccia a goccia la soluzione acida nella beuta, si noterà effervescenza dovuta a formazione di gas che gorgoglia nel cilindro determinando l'abbassamento del livello dell'acqua.

Quando tutta la soluzione acida è stata aggiunta, attendere almeno 5 minuti e annotare il volume finale (V2), osservare e riportare se il miscuglio nella beuta è omogeneo o eterogeneo.

Togliere il tubo a squadra, tappare il cilindro con una mano, toglierlo dal becher e capovolgerlo senza agitarlo. Nel cilindro sarà contenuta l'anidride carbonica (CO₂) prodotta dalla reazione che è più pesante dell'aria.

Introdurre nel cilindro, con una pinzetta, un fiammifero acceso osservare e riportare cosa succede

massa CaCO ₃ g	Volume iniz. V1 mL	Volume fin. V2 mL	VCO ₂ = V2 – V1 mL	$d_{CO_2} = \frac{m \text{ CaCO}_3 \times 0,44}{V_{CO_2}}$ g/mL

Volendo determinare la densità della CO₂, si deve calcolare la massa della CO₂ che si formata dalla reazione a partire dalla massa di Carbonato di Calcio pesato inizialmente, allo scopo si deve moltiplicare la massa (g) del carbonato pesato inizialmente per il fattore 0,44 e dividere il risultato per il volume (mL) di gas che si è formato.

LE LEGGI DELLA CHIMICA**CONSERVAZIONE DELLA MASSA NELLE REAZIONI CHIMICHE****OBIETTIVO**

Verificare sperimentalmente la validità della legge di conservazione della massa (LAVOISIER).
Si eseguiranno reazioni chimiche in ambiente chiuso combinando due reagenti (precedentemente pesati) e misurando infine la massa dei prodotti della trasformazione chimica.

NOTA: ogni banco dovrà realizzare una diversa reazione.

MATERIALE OCCORRENTE

Beuta da 300 ml con tappo di gomma

Provetta conica

cilindro graduato in plastica

Bilancia tecnica

REAZIONE n° 1 (Sistema chiuso)**SOSTANZE REAGENTI**

R1 = BaCl_2 (cloruro di bario)

R2 = Na_2CO_3 (carbonato di sodio)

PROCEDIMENTO

Pesare beuta, tappo e provetta e registrare la massa totale (m_1) nella tabella.

Versare nella provetta 5,0 ml del reagente R1 prelevandoli con il cilindro graduato.

Sciacquare il cilindro con acqua distillata e versare nella beuta 5,0 ml del reagente R2.

Far scivolare la provetta nella beuta evitando il contatto tra i due reagenti e chiudere la beuta con il tappo. Pesare il tutto e registrare la massa (m_2) in tabella.

Capovolgere la beuta e verificare la formazione del prodotto della reazione. A reazione avvenuta pesare di nuovo la beuta e registrare la massa finale (m_3) in tabella.

Lavare con acqua potabile il materiale utilizzato (usando lo scovolino per asportare i residui sia dalla beuta che dalla provetta), sciacquare con acqua distillata e riordinare il posto di lavoro.

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

REAZIONE n° 2 (Sistema chiuso)**SOSTANZE REAGENTI**

R1 = KI (ioduro di potassio)

R2 = $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (Nitrato di piombo)

PROCEDIMENTO

Il procedimento è uguale a quello della reazione 1.

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

REAZIONE n° 3 (Sistema chiuso-aperto)**SOSTANZE REAGENTI**

R1 = acqua distillata

R2 = Frizzina (1g)

PROCEDIMENTO

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

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

REAZIONE n° 4 A e B (Sistema aperto)**SOSTANZE REAGENTI**

R1 = HCl diluito 1:5

R2 = pezzettini di marmo

PROCEDIMENTO A

Posizionare sulla bilancia e azzerare: un becher da 50 mL contenente 10 mL di HCl 1:5 e un cartoncino su cui si mettono dei pezzetti marmo, scrivere la massa totale m_1 .

Trasferire i pezzetti di marmo su un vetrino, mettere il cartoncino sotto il becher e poi introdurre gli stessi pezzetti di marmo nel becher con una pinzetta (non fare schizzi).

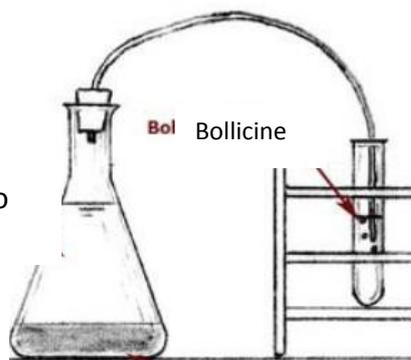
Trascrivere il valore della massa che varia ogni 10 secondi per 5 minuti (attenzione alla variazione positiva o negativa della massa) su una tabella massa / tempo.

Riportare i valori della tabella su un grafico tempo (asse x) e massa (asse y).

PROCEDIMENTO B

In una beuta da 100 mL munita di tappo forato in gomma munito di un tubicino, introdurre dei pezzetti di marmo e aggiungere 10 mL di HCl 1:5. Tappare subito la beuta, inserire il tubicino in una provetta contenente 3-4 mL di soluzione di acqua di barite ($Ba(OH)_2$) e alcune gocce di indicatore universale. Nella provetta osservare il gas che gorgoglia e il cambio di colore.

Pezzettini di marmo
in HCl



**REAZIONE DI DECOMPOSIZIONE DI UN SALE PER MEZZO DELL'ENERGIA TERMICA E SUCCESSIVA
ANALISI DEL PRODOTTO DI REAZIONE**

SCOPO

Verificare sperimentalmente la validità della legge di conservazione della massa (LAVOISIER) e la reversibilità della reazione di decomposizione del CuSO_4 tramite il riscaldamento.

MATERIALE OCCORRENTE

Provette 16x160 e provette da centrifuga 12x120

Tubo di vetro sagomato

Becher da 150 mL

SOSTANZE REAGENTI

Rame solfato in polvere CuSO_4

PROCEDIMENTO

Pesare una provetta 16x160 pulita e asciutta su bilancia tecnica, (tara 1)

Pesare $4,00 \pm 0,50$ g di CuSO_4 (m 1) ed introdurli nella provetta. Inserire il tubo di vetro e bloccare la provetta alla griglia sul banco o su un'asta con una pinza (stringere delicatamente).

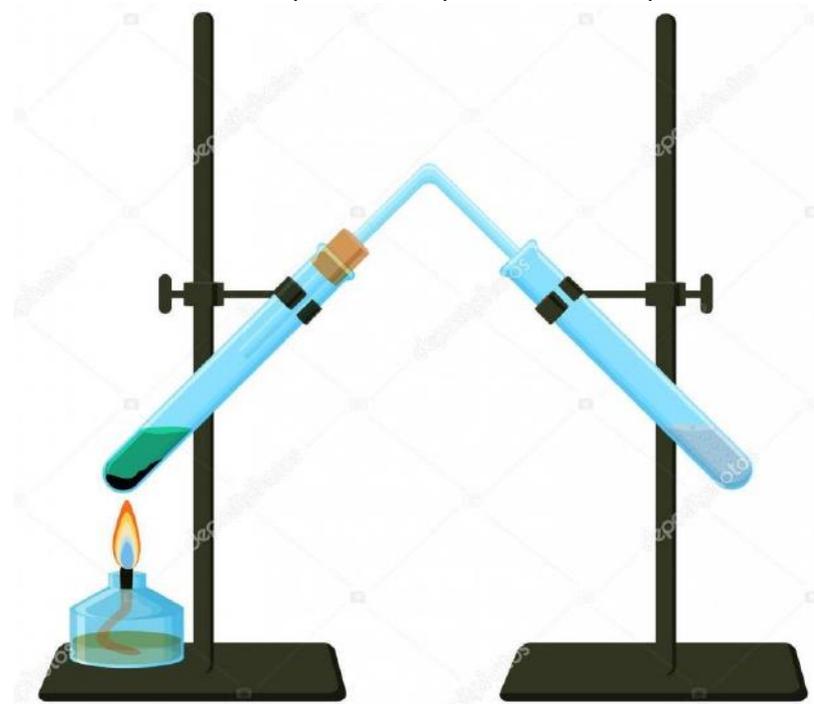
Pesare una provetta graduata da centrifuga (tara 2) e introdurla nel becher da 150 mL pieno a metà di acqua, in modo che l'estremità del tubo di vetro sia inserito per circa 3 cm nella provetta.

Usando il bunsen scaldare lentamente e delicatamente la provetta contenete il CuSO_4 : si noterà del vapore che sale nel tubo di vetro e che condensa, nella provetta contenuta nel becher con l'acqua, sotto forma di liquido incolore

Continuare il riscaldamento fino a che non esce più liquido dal tubo e la massa di CuSO_4 non è diventata biancastra.

Interrompere il riscaldamento facendo attenzione che l'estremità del tubo di vetro sia sempre fuori del liquido che si è formato (PER EVITARE LA RISALITA DEL LIQUIDO CALDO NELLA PROVETTA DEL SOLFATO CON RELATIVA ROTTURA DELLA STESSA)

Lasciare raffreddare e pesare le 2 provette con la polvere biancastra (m 2) ed liquido (m 3)



Schema dell'apparecchiatura

Completare la tabella e spiegare se è stata verificata la legge di conservazione della massa

Provetta 16x160 tara 1 g	Provetta da centrifuga tara 2 g	massa iniz. (m 1) g CuSO ₄	massa fin. (m 2) g CuSO ₄	massa iniz. – massa fin. CuSO ₄ g	massa liquido (m 3) g	% liquido

ANALISI DEL LIQUIDO

Supponendo che il liquido sia una sostanza pura, questa può essere caratterizzata da 2 grandezze: la temperatura di ebollizione e la densità.

Misura della densità

Azzerare alla bilancia analitica la massa di una provetta a fondo piatto pulita ed asciutta

Prelevare con micropipetta tarata 0,200 mL di liquido e porli nella provetta.

Misurare la massa e calcolare la densità (come rapporto tra la massa ed il volume di 0,200mL), ripetere la procedura effettuando almeno 3 prove e ricavare il valore medio della densità.

Misura della temperatura di ebollizione

Porre circa 1 mL di liquido in una provetta 16x160 tenuta verticale e bloccata da una pinza attaccata all'griglia del banco.

Inserire un termometro, fissato ad una pinza, facendo in modo che il bulbo sia circa 1 cm sopra il livello del liquido.

Riscaldare lentamente e delicatamente il fondo della provetta controllando la temperatura quando viene raggiunta l'ebollizione del liquido, temperatura che dovrebbe rimanere costante.

Prova con la carta al Cloruro di Cobalto

Si bagna una bacchetta di vetro nel liquido e si "tocca" la carta al cloruro di cobalto se è presente acqua la carta vira da BLU a ROSA

Riportare i dati trovati nella seguente tabella

Densità gr/cm ³	Temperatura Ebollizione °C	Carta al cobalto

In base ai dati identificare il liquido ottenuto dalla reazione

VERIFICA DELLA REVERSIBILITA'

Con l'aiuto dell'insegnante verificare se la reazione chimica di decomposizione studiata è reversibile, misurando anche l'eventuale variazione di temperatura.

PROCEDIMENTO

Bloccare la provetta che conteneva il CuSO₄ con una pinza sulla griglia e inserire un termometro facendo in modo che il bulbo sia ricoperto dalla sostanza biancastra residua.

Dopo avere identificato il liquido ottenuto dalla reazione, prelevare una volume simile e versarlo nella provetta: osservare e trascrivere quanto ottenuto, compresa la variazione di temperatura

PREPARAZIONE DEL CLORURO DI ZINCO

SCOPO

Preparare un composto costituito da cloro e zinco, tramite una reazione chimica, per calcolare il rapporto di combinazione tra gli elementi cloro e zinco e verificare le leggi **di Proust**, delle proporzioni definite.

MATERIALE OCCORRENTE

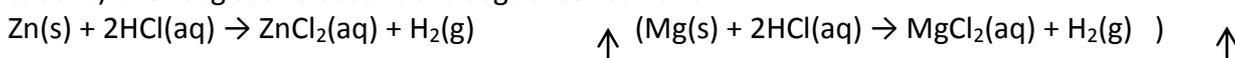
Becher da 100 ml
Bilancia tecnica
Bagno di sabbia ed essiccatore
Cilindro graduato

SOSTANZE REAGENTI

Zinco in polvere (in alternativa si può usare magnesio in nastro tagliato a pezzettini)

Acido cloridrico 1:1

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



PROCEDIMENTO

pesare un becher da 100 mL asciutto e siglato ed annotarne la massa in tabella

pesare nel becher i grammi di zinco assegnati;

prelevare con il cilindro i mL di acido cloridrico assegnati e versarli nel becher contenente lo zinco, mescolare e annotare le osservazioni;

terminata la reazione tra lo zinco e l'acido cloridrico, porre il becher sul bagno di sabbia per allontanare tutta l'acqua e l'acido in eccesso;

quando il precipitato formatosi è secco, togliere il becher dal bagno di sabbia, lasciarlo raffreddare nell'essiccatore e pesare annotando la massa totale;

eseguire i calcoli necessari alla determinazione del rapporto tra le masse dei due elementi presenti nel composto, completando la tabella.

m becher (g)	m zinco (g)	m becher + ZnCl ₂ (g)	m ZnCl ₂ (g)	m Cloro (g)= m ZnCl ₂ - m Zn	m zinco /m cloro

Gruppo	m zinco (g)	HCl (mL)
1	0,25	8,0
2	0,40	10,0
3	0,65	10,0
4	0,80	20,0
5	0,95	20,0
6	1,10	25,0
7	1,21	25,0

REAZIONE CHIMICA DI SCAMBIO TRA UN METALLO E UN NON METALLO

SCOPO

Determinare il rapporto di combinazione, la formula chimica e la composizione % del composto prodotto dalla reazione

MATERIALI

Bilancia tecnica e analitica
Centrifuga
Vortex
Cilindri da 10 mL e da 100 mL
Provette da centrifuga
Becher
Spatoline, pinza di legno

REAGENTI

Zinco in polvere
Iodio
Alcol etilico
Acetone
Acqua

PROCEDIMENTO

Pulire ed asciugare una provetta e determinare la massa su bilancia analitica;
Pesare nella provetta 0.500 ± 0.02 g di polvere di zinco;
In un'altra provetta pulita e pesata in bilancia tecnica pesare 1.10 ± 0.10 g di iodio;
Trasferire (con attenzione) lo iodio nella provetta dello zinco e far vibrare in vortex il miscuglio solido così ottenuto;

Aggiungere, con prudenza e lentamente, in circa 5 minuti, 2 mL di alcol etilico, (1 goccia ogni 15 secondi), nella provetta tenuta inclinata con una pinza di legno, facendo andare verso il fondo l'eventuale iodo depositato sulle pareti

ATTENZIONE, in questa fase: la reazione è fortemente esotermica il calore prodotto può far bollire la soluzione. Se questo avviene si formano vapori di iodio che escono dalla provetta invalidando l'esperienza.

Per evitare o limitare questa eventualità preparare un becher con acqua fredda per immergere la provetta in caso di necessità.

A fine reazione vibrare in vortex fino alla scomparsa del colore bruno dello iodio.

Centrifugare a 1000 giri per 2 minuti e separare il liquido sovrastante che andrà recuperato in un becher sotto cappa.

Lavare il solido nella provetta con 2 mL di alcol etilico, centrifugare a 1000 giri per 2 min. recuperare il liquido sovrastante nel bicchiere sotto cappa.

Lavare con 2 mL di acqua distillata, vibrare, (eventualmente smuovere il solido con una bacchetta che andrà lavata prima di tirarla fuori dalla provetta per evitare di perdere zinco), quindi centrifugare di nuovo a 1000 giri per 1 min. e recuperare il liquido come in precedenza.

Lavare il solido con acetone, vibrare e centrifugare, 1000 giri per 1 min., recuperare il liquido come prima, porre la provetta con il solido in stufa termostata a $150\text{ }^{\circ}\text{C}$ per 15 min.

Raffreddare e pesare in bilancia analitica.

Completare la tabella singola relativa al gruppo e quella che raccoglie i dati di tutti i gruppi trovando il valore medio del rapporto di combinazione

A	B	C	D	E	F	G
massa iniz. Zn g	massa iniz. I ₂ g	massa fin. Zn g	Zn combinato m. in. Zn – m. fi. Zn g	Zn combinato n° moli	Iodio N° moli	Rapporto di combinazione
Zn	I ₂	Zn residuo	Zn = A - C	D / 65.39	B / 129.90	E / F

Tabella di raccolta dei dati di tutti i gruppi

	A	B	C	D	E	F	G
	massa iniz. Zn g	massa iniz. I ₂ g	massa fin. Zn g	Zn combinato m. in. Zn – m. fi. Zn g	Zn combinato n° moli	Iodio N° moli	Rapporto di combinazione
	Zn	I ₂	Zn residuo	Zn = A - C	D / 65.39	B / 129.90	E / F
Gr.2							
Gr.3							
Gr.4							
Gr.5							
Gr.n							

Scrivere l'equazione chimica bilanciata e calcolare la composizione % dello ioduro di Zn:



Massa composto ottenuto (m = B + D):g

Zn % nel composto =%

I₂ % nel composto =%

REAZIONI CHIMICHE: SINTESI DEL RAME (II) OSSIDO E VERIFICA DELLA REVERSIBILITÀ

SCOPO

Determinare la % di Cu nel CuO

MATERIALI

Provetta 16 x 160
 Pinza di legno per provette
 Portaprovette
 Pipette Pasteur
 Bunsen

REATTIVI E SOSTANZE

Filo di Rame
 Acido Nitrico (HNO₃) concentrato

PROCEDIMENTO

1. Pesare una provetta 16 x 160 vuota, annotare tale peso
2. Pesare esattamente (alla bilancia tecnica) 1,00 ± 0,10 g di rame in filo nella provetta pesata al punto 1, annotare la massa in tabella
3. Andare sotto cappa aspirante ed aggiungere con un pipetta HNO₃ concentrato, goccia a goccia, alla provetta contenente il filo di rame posta nel portaprovette, si dovrebbero usare circa 5 mL di acido nitrico

ATTENZIONE - INDICAZIONI DI SICUREZZA !

- a. dalla reazione si sviluppano ossidi di azoto (di colore rosso) tossici per inalazione
 - b. usare i guanti
 - c. aggiungere l'acido lentamente per evitare la formazione di schizzi o gocce
 - d. abbassare più possibile lo schermo protettivo della cappa (sotto il livello del volto)
4. Osservare quello che succede nella provetta, mentre avviene la reazione; la reazione si considera conclusa quando:
 - non si sviluppano più vapori rossi
 - non si nota più effervescenza
 - non si vede più rame solido sul fondo della provetta

La reazione chimica che avviene è la seguente:



5. Inserire la provetta in una pinza di legno e, operando sempre sotto cappa, riscaldare la stessa provetta con il busen (vedi figura) facendo attenzione che l'ebollizione non faccia uscire la soluzione dalla provetta. Si vede che concentrando la soluzione (diminuisce il volume) il suo colore si intensifica fino a che si formerà un solido cristallino verde azzurro (rame II° nitrato), a seguito della reazione:



6. Sempre rimanendo sotto cappa, riscaldare la provetta con il rame II° nitrato fino alla sua decomposizione in rame II° ossido. Continuare il riscaldamento fino a quando tutto il composto verde-azzurro è diventato di colore nero (trasformazione completa in rame II° ossido) e dalla provetta non escono più vapori rossi (ossidi di azoto). La seguente reazione che avviene è:



7. Lasciare raffreddare la provetta e pesarla per determinare la massa di Cu II° Ossido formato, annotare la massa in tabella eseguendo i calcoli indicati

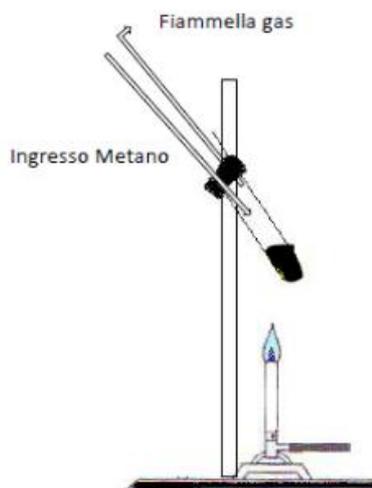
gruppo	massa Cu g	massa CuO g	massa O g	n moli O mol 10 ⁻³	n moli Cu mol 10 ⁻³	n moli CuO mol 10 ⁻³	n moli Cu/ n moli O	% Cu in CuO

VERIFICA DELLA REVERSIBILITA'

Questa fase dell'esperienza è dimostrativa e sarà effettuata dal docente di laboratorio.

Facendo reagire il rame II° ossido (CuO) con il metano si ottiene il Cu solido.

Questa reazione, di decomposizione, favorita dal calore, infatti bisogna riscaldare a circa 800 °C, è una reazione di ossido-riduzione, in cui il rame si riduce (acquista elettroni), a spese del metano che si ossida (perde elettroni).



La classe dovrà completare la tabella seguente

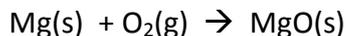
massa CuO g	n moli CuO mol 10 ⁻³	massa Cu ridotto g	n moli Cu mol 10 ⁻³	massa O g	n moli O mol 10 ⁻³

Confrontare infine il valore della massa del Cu ridotto con il valore della massa del filo di Cu pesato inizialmente.

FORMULA DI UN COMPOSTO

SCOPO

Scopo dell'esperienza è ricavare la formula dell'ossido di magnesio, composto ottenuto mediante la reazione chimica di combustione, che avviene bruciando sulla fiamma di un Bunsen, un nastro di magnesio di massa nota, posto in un crogiolo di porcellana. La reazione che si utilizza è:



MATERIALI

Crogiolo di porcellana con coperchio

Bunsen

Bilancia con sensibilità di 0,01 g o superiore

Triangolo di porcellana

Treppiede

REATTIVI

Nastro di magnesio

PROCEDIMENTO

1. Pesare il crogiolo di porcellana pulito con il suo coperchio e sia m_1 g la sua massa.
2. Introdurre nel crogiolo del nastro di magnesio tagliato a pezzettini tale che la sua massa sia intorno a 0,45 e 0,5 g (per i diversi gruppi). Sia m_2 g la massa del crogiolo con il coperchio più il magnesio. Se il magnesio in superficie si presenta ossidato, pulire bene con una carta vetrata e poi, determinarne la massa.
3. Porre il crogiolo su un triangolo di porcellana appoggiato su un treppiede e scaldare con un Bunsen prima a fiamma bassa e poi vivace. Lasciare una piccola fessura fra il crogiolo e il suo coperchio per ridurre le perdite di ossido di magnesio e, nello stesso tempo, per permettere all'aria di entrare (vedi figura sotto)
4. Quando il magnesio è completamente trasformato in ossido (circa 10 min.), allontanare la fiamma del Bunsen e lasciare raffreddare.
5. Pesare il crogiolo con il coperchio più l'ossido di magnesio. Sia m_3 g la massa.



ESEMPIO DI CALCOLO*Prima del riscaldamento*

Massa del crogiolo + coperchio = 27,50 g (m1)

Massa del crogiolo + coperchio + magnesio = 27,99 g (m2)

Massa del magnesio = 0,49 g (m2 – m1)

Dopo il riscaldamento

Massa del crogiolo + coperchio + ossido di magnesio = 28,31 g (m3)

Massa dell'ossigeno combinato = 0,32 g (m3 – m2)

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

moli di magnesio = $\frac{0,49 \text{ g}}{24,32 \text{ g/mol}} = 0,02 \text{ mol}$ moli di ossigeno = $\frac{0,32 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 0,02 \text{ mol}$

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

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

I risultati di tutti i gruppi possono essere raccolti nella seguente tabella:

Gruppo	Mg (g)	O (g)	Mg (moli)	O (moli)	Mg/O (g/g)	Mg/O (moli/moli)	Mg/O (atomi/atomi)
1							
2							
3							
n							

ESPERIENZA CON VITI E DADI

SCOPO

Questa esperienza consente di dimostrare le leggi di **Lavoisier, Proust e Dalton** usando delle viti e dei dadi come se fossero atomi da maneggiare e pesare, inoltre consente di capire come funziona il metodo sperimentale perché i vari gruppi otterranno gli stessi risultati e potranno capire che cosa si intende per legge (relazione matematica tra i dati raccolti).

L'ESPERIENZA DEVE ESSERE EFFETTUATA DA PIU' DI TRE GRUPPI PER POTER CONFRONTARE I RISULTATI

MATERIALE OCCORRENTE

Bilancia

Vetrino da orologio

Viti e dadi (DARE A OGNI GRUPPO UN NUMERO DIVERSO E CASUALE)

PROCEDIMENTO

- 1) Contare le viti e pesarle sulla bilancia usando il vetrino da orologio per evitare che cadano dal piatto, contare i dadi e pesarli. Determinare la massa media di una vite e di un dado: osservare le viti e i dadi .

Si osserverà che le viti sono uguali tra loro e hanno la stessa massa anche i dadi sono uguali e hanno la stessa massa: Dalton nel suo modello afferma appunto che la materia è fatta da atomi indivisibili e che gli atomi di un elemento sono uguali e hanno la stessa massa.

- 2) Avvitare una vite con un dado, immaginando che siano due elementi, unirli insieme rappresenta una reazione con la formazione di un composto



REAGENTI = PRODOTTI

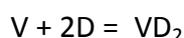
Se un gruppo ha 10 viti e 25 dadi otterrà solo 10 VD quindi si può introdurre il concetto di **reagente limitante**: se in una reazione non si pesano esattamente le quantità di reagenti che partecipano alla reazione, il reagente presente in quantità minore definisce la quantità di prodotto ottenuto.

- 3) Pesare i VD ottenuti e annotare la massa poi svitare e pesare V+D: la massa risulterà uguale LA LEGGE DI LAVOISIER AFFERMA CHE, IN UNA REAZIONE CHIMICA, LA MASSA DEI REAGENTI E' UGUALE ALLA MASSA DEI PRODOTTI.
- 4) Tutti i gruppi otterranno lo stesso risultato indipendentemente dal numero di viti usate.
- 5) Fare il rapporto tra la massa delle viti usate e la massa dei dadi: tutti i gruppi otterranno lo stesso risultato

La legge di PROUST AFFERMA CHE IN UN COMPOSTO IL RAPPORTO TRA LA MASSA DEGLI ELEMENTI E' SEMPRE DEFINITA e COSTANTE (RAPPORTO DI COMBINAZIONE)

Tutti i gruppi otterranno lo stesso risultato.

- 6) Avvitare ora una vite con due dadi



- 7) Pesare i composti ottenuti, svitare le viti dai dadi e ripesare, come nel passaggio precedente tutti i gruppi otterranno che, anche in questo caso, la massa dei reagenti è uguale alla massa dei prodotti.
- 8) Fare il rapporto tra la massa delle viti usate e la massa dei dadi: tutti i gruppi otterranno lo stesso risultato e si riconferma la legge di Proust per il composto VD_2

9) Infine fare il rapporto tra la massa dei dadi usati nella prima e nella seconda prova (avvitate allo stesso numero di viti) si troverà per tutti i gruppi lo stesso numero piccolo e intero come stabilisce LA LEGGE DELLE PROPORZIONI MULTIPLE DI DALTON.

Se un elemento si combina con un altro elemento per formare due composti diversi, il rapporto tra la masse del secondo elemento che si combina con la stessa massa del primo nei due composti è un numero piccolo e intero.

MASSA RELATIVA, MASSA MOLARE E MOLE

SCOPO

Capire tramite la pesata di un numero definito di piccoli oggetti, i concetti di massa relativa e mole scegliendo una opportuna **unità di misura di riferimento (UMR)**.

In questo modo lo studente rivede il percorso seguito nella determinazione dei pesi atomici, il concetto di mole e di numero di Avogadro.

MATERIALE OCCORRENTE

Chiodi, viti, dadi, riso, pasta (ditalini, farfalline ecc...), semi diversi (fagioli, mais, ceci, ecc.).

Oggetti di piccole dimensioni in modo che aumentando il n° di oggetti usati diminuisca il peso di eventuali fonti di errore (dovute a dimensioni, difetti, rotture, ecc.):

PROCEDIMENTO

Ogni gruppo utilizza un tipo di oggetto, ogni gruppo completa la riga relativa al proprio oggetto, e tutti i gruppi completano e copiano la tabella:

1. Contare almeno 100 oggetti e pesarli ponendoli in un becher, Annotare la massa ($m_{\text{totale}} = \text{lordo} - \text{tara}$) colonna 2;
Nota: questa operazione può essere fatta dall' ITP, in modo che gli studenti non conoscano in anticipo il numero totale di oggetti, ma li devono calcolare in base al numero di moli, colonna 6;
2. Attribuire all'oggetto più leggero l'unità di misura di riferimento colonna 3;
3. Calcolare la massa relativa di ogni singolo oggetto calcolando il rapporto tra la massa di un oggetto e la massa dell'oggetto più piccolo scelto come unità di misura (esprimere il risultato con 2 cifre dopo la virgola), colonna 3;
4. Riportare la massa molare di ogni oggetto (cioè la massa di una mole) che sarà uguale alla massa relativa con l'unità di misura g/mol, colonna 4;
5. Contare un numero di oggetti corrispondenti al peso in grammi della Massa Molare e riportare tale dato in colonna confrontando i valori ottenuti, colonna 5;
6. Calcolare il numero di moli corrispondenti alla massa totale degli oggetti, come **rapporto** tra massa totale (colonna 2) e Massa Molare (colonna 4), colonna 6
7. Calcolare il N° di oggetti inizialmente contenuti nel bicchiere, come **prodotto** tra le moli degli oggetti (colonna 6) e il n° di oggetti contenuto in 1 mole (colonna 5), colonna 7;

Completare la tabella

1	2	3	4	5	6	7
Oggetto	massa totale(g)	Massa relativa (g) = massa totale/massa più piccola	Massa Molare (g/mol)	N° oggetti contenuti in 1 mol	n° di moli degli oggetti	N° di oggetti contenuti inizialmente

CALCOLO DEL NUMERO DI MOLECOLE DI H₂O DEL SOLFATO DI RAME IDRATO (CuSO₄•nH₂O)

SCOPO

Molti composti incorporano nella loro molecola un certo numero di molecole di acqua (chiamata acqua di cristallizzazione) e per questo sono definiti composti idrati. Scopo dell'esperienza è quello di determinare, mediante perdita di peso:

- il numero di moli di acqua legate al solfato di rame
- la percentuale (%) di acqua di idratazione

PRINCIPI TEORICI

I composti idrati sono composti che cristallizzano legandosi con un numero definito di molecole di acqua, con un rapporto definito e costante. L'acqua di idratazione viene rilasciata sotto forma di vapore acqueo se il composto viene sottoposto ad un energico riscaldamento.

La reazione reversibile di idratazione/disidratazione è la seguente:



Dove n è il numero di molecole di acqua (di idratazione) legate ad una unità chimica di CuSO₄.

E' da notare che durante la reazione di disidratazione viene assorbito calore infatti riscaldiamo, mentre durante l'idratazione viene ceduto calore e quindi notiamo un aumento di temperatura

MATERIALE OCCORRENTE

Bilancia tecnica, sensibilità 0,01g

Capsula di porcellana

Bunsen

Treppiede con triangolo refrattario

Pinza metallica, bacchetta di vetro e cucchiaio

REATTIVI

CuSO₄•nH₂O

PROCEDIMENTO

1. Riscaldare la capsula di porcellana con la fiamma ossidante del bunsen per eliminare eventuali impurità ed allontanare l'umidità.
 2. Raffreddare la capsula in essiccatore o all'aria
 3. Pesare la capsula vuota ed annotare la massa, m1,
 4. Aggiungere da 1 a 2 g di Solfato di Rame idrato ed annotare la massa m2 (assegnare ad ogni gruppo una massa diversa), spargendolo su tutta la superficie della capsula in uno strato sottile,
 5. Riscaldare la capsula sul bunsen con fiamma ossidante per circa 10 minuti, mescolare con la bacchetta di vetro solo quando il colore iniziale blu è scomparso, il colore del sale anidro deve essere biancastro. Se il sale tende a scurirsi allontanare la capsula dalla fiamma e riprendere il riscaldamento dopo qualche minuto,
 6. Raffreddare la capsula in essiccatore o all'aria,
 7. Pesare la capsula ed annotare la massa m3, del sale anidro,
- Completare la tabella

Pesata	massa (g)
m1 massa capsula (g)	
m2 massa capsula con sale idrato (g)	
m3 massa capsula con sale anidro (g)	
m4 massa CuSO ₄ idrato (g) (m2 – m1)	0,94

m5 massa CuSO ₄ anidro (g) (m3 – m2)	0,60
m6 massa H ₂ O (g) (m5 – m4)	0,34

CALCOLI

Sapendo che le Masse Molari sono:

di CuSO₄ anidro = 159,6 g/mol

di H₂O = 18 g/mol

Le moli saranno:

CuSO₄ anidro (mol) = m5 (g) / 159,6 (g/mol)

H₂O idratazione (mol) = m6 (g) / 18 (g/mol)

n = numero moli di acqua di idratazione = moli H₂O idratazione / moli CuSO₄ anidro (arrotondare al numero intero più vicino)

dove **n** trovato va sostituito in: CuSO₄•nH₂O

La percentuale in massa di acqua di idratazione sarà data dalla seguente proporzione.

m6 (massa_{H2O}) : m5 (massa CuSO₄idrato) = % H₂O_{idratazione} : 100

da cui % H₂O_{idratazione} = (m6 (massa_{H2O}) / m5 (massa CuSO₄idrato)) x 100

DISIDRATAZIONE DEL SOLFATO DI RAME IDRATO CON ACIDO SOLFORICO

L'acido solforico (H₂SO₄) è un forte disidratante. Per dimostrarlo basta metterlo a contatto con un cristallo di solfato di rame idrato (CuSO₄•nH₂O).

Quando si introduce il cristallo del solfato di rame idrato, di colore blu, all'interno di una provetta contenente acido solforico concentrato, questo è in grado di "estrarre" le molecole di acqua di cristallizzazione presenti nel reticolo cristallino del sale e in breve tempo si forma il solfato di rame "anidro", cioè privo di acqua di cristallizzazione, di colore bianco.



(1)



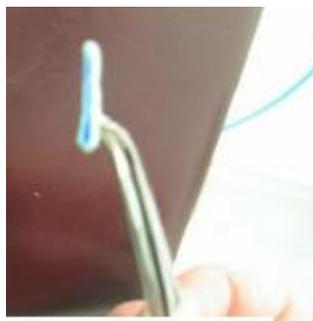
(2)



(4)

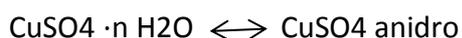


(5)



(6)

Nella foto (6) si nota che la parte disidratata del cristallo nella superficie esterna appare bianca ma, se si spezza il cristallo, si nota all'interno il solfato pentaidrato blu



blu

bianco

È interessante notare che, se si toglie il cristallo dalla provetta dopo una decina di minuti, solo le particelle esterne sono diventate anidre e quindi di colore bianco, mentre quelle interne, che non hanno ancora subito l'azione disidratante dell'acido, sono rimaste di colore blu.

DETERMINAZIONE SPERIMENTALE DEL NUMERO DI AVOGADRO

INTRODUZIONE

Per potere determinare sperimentalmente il numero di Avogadro, bisogna partire dall'ipotesi che con alcune sostanze (ad es. liquide) è possibile ottenere strati unimolecolari.

Due liquidi non miscibili aventi densità diversa (es. acqua e olio), nello stesso recipiente si dispongono su strati separati con il meno denso (olio) nello strato superiore.

Lo spessore degli strati dipende dalle quantità di liquido usate, si deve fare in modo che il liquido che galleggia formi solo una macchia (che copre solo in parte il liquido inferiore) in queste condizioni è valida l'ipotesi che la macchia sia formata da uno strato unimolecolare.

Se si conosce il volume V di olio usato e si riesce a stimare l'area S della superficie della macchia, è possibile ottenere l'altezza h della macchia stessa che dovrebbe ragionevolmente coincidere con lo spessore di una molecola

$$h \text{ molecola} = V / S$$

se supponiamo che la molecola abbia forma di cubo, si può stimare il volume v della molecola

$$v \text{ molecola} = h^3$$

se conosciamo la densità e la massa molare dell'acido oleico si può stimare il volume di una mole.

Se infine si esegue il rapporto tra il volume di una mole e quello di una molecola si dovrebbe ottenere un numero che corrisponde, o per lo meno si avvicina, al numero di Avogadro.

MATERIALE OCCORRENTE

contenitore di medie dimensioni (piatto di plastica/vaschetta),
righello graduato sensibilità 1mm
pipetta graduata a 0,1 mL,
calcolatrice

REATTIVI E SOSTANZE

Acido oleico in soluzione di esano,
Licopodio (borotalco),

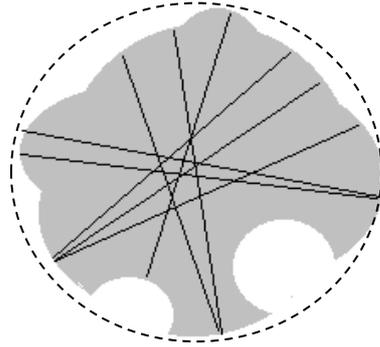
PROCEDIMENTO

1. Si riempie il contenitore con un certo volume d'acqua sul quale si stratifica il licopodio facendo attenzione che lo strato sia il più sottile possibile.
2. Si prepara una soluzione di acido oleico in esano nel seguente modo:
 - a) si preleva 1 mL di acido oleico e lo si versa in un matraccio tarato da 100 mL. Si porta a volume con esano (soluzione A: conc. Ac. Oleico 1×10^{-2})
 - b) si preleva 1 mL dalla soluz. A e lo si trasferisce in un secondo matraccio tarato da 100 mL, portando a volume con esano (soluzione B: conc. Ac. Oleico in un ml 1×10^{-4})
3. Si depone una quantità pari a 0,1 mL di soluzione B (conc. Ac. Oleico 1×10^{-5}) sull'acqua con il licopodio. L'esano essendo un solvente molto volatile tenderà velocemente a evaporare lasciando un deposito di acido oleico stratificato sull'acqua e delimitato dal licopodio. Il deposito dovrebbe essere il più possibile rotondo ma spesso accade che i suoi contorni non siano affatto regolari. Di conseguenza, dal momento che il primo dato che lo studente deve acquisire è la superficie della macchia depositata, considerando che la medesima dopo il deposito ha una forma rotondeggiante, per

comodità e per semplificazione la si dovrebbe considerare un cerchio il cui diametro dovrebbe risultare da una misura media ottenuta da una serie di misurazioni effettuate.

La figura sottostante esemplifica ciò che si è scritto al riguardo:

Tanto più numerosi saranno i diametri misurati tanto maggiore sarà l'accuratezza e la corrispondenza dei dati successivi.



CALCOLI

Ottenuto il dato relativo al diametro medio della macchia di acido oleico si calcola il raggio r e successivamente la superficie S :

$$\text{Superficie (cm}^2\text{)} = r^2(\text{cm}) \times 3,14$$

Sapendo che il volume V di acido oleico depositato è $1 \times 10^{-5} \text{ cm}^3$, si calcola l'altezza h della macchia la quale, presupponendo che l'acido oleico formi uno strato mono molecolare, può essere considerata l'altezza di una singola molecola.

$$\text{Altezza molecola } h(\text{cm}) = 1 \times 10^{-5} / \text{Superficie } S (\text{cm}^2)$$

Ottenuto h , si calcola il volume di una molecola considerando la stessa come un cubo

$$\text{Volume molecola (cm}^3\text{)} = h^3$$

Si calcola il volume di una mole di acido oleico dato dal rapporto tra il peso molare ($282,45 \text{ g/mol}$) e la sua densità ($0,873 \text{ g/cm}^3$)

$$\text{Volume di una mole di acido oleico (cm}^3\text{)} = 282,45 \text{ g/mol} / 0,873 \text{ g/cm}^3$$

Si calcola infine il rapporto tra il Volume di una mole di acido oleico e il Volume di una molecola per ottenere il numero di Avogadro, o per lo meno, considerando gli errori di esecuzione dell'esperimento che originano prevalentemente dalla misura del diametro della macchia, di un numero che pressappoco vi si avvicina.

ESEMPIO DI CALCOLO

Ipotizzando un diametro medio della macchia di acido oleico di 4 cm

$$\text{Superficie} = 4^2 \times 3,14 = 50,24 \text{ cm}^2$$

$$h \text{ della molecola} = 1 \times 10^{-5} / 50,24 = 2,00 \times 10^{-7} \text{ cm}$$

$$\text{Volume della molecola} = (2,00 \times 10^{-7})^3 = 8,00 \times 10^{-21} \text{ cm}^3$$

$$\text{Volume di 1 mole di ac. Oleico} = \text{PM/Densità} = 282,45 / 0,873 = 323,53 \text{ cm}^3$$

$$\text{N}^\circ \text{ di Avogadro} = \text{Volume 1mole/Volume 1 molecola} = 323,53 / 8,00 \times 10^{-21} = 4,04 \times 10^{22}$$

$$\text{N}^\circ \text{ di Avogadro teorico} = 6,022 \times 10^{23}$$

LE LEGGI DEI GAS

VERIFICA SPERIMENTALE DELLA LEGGE ISOTERMA DEI GAS (LEGGE DI BOYLE)

SCOPO

Verifica la legge di Boyle, secondo la quale la pressione e il volume di un gas, a temperatura costante, sono inversamente proporzionali.

INTRODUZIONE

Esercitando pressioni sempre più grandi sullo stantuffo di una siringa piena d'aria e chiusa ermeticamente alla base, si produce una riduzione del volume di aria in essa contenuto.

Per esercitare la pressione, si appoggiano via via dei pesi di valore noto sullo stantuffo della siringa. Si può determinare la pressione esercitata dai pesi calcolando il rapporto fra la loro forza-peso F_p e la superficie interna S del pistone della siringa, cioè $p = \frac{F_p}{S}$. Per ricavare la pressione totale che agisce

sulla siringa, alla pressione P così calcolata va aggiunta la pressione atmosferica P_{atm} .

Si può determinare il volume del gas all'interno della siringa, noto il suo diametro interno d , misurando l'altezza h della posizione dello stantuffo e calcolando il volume di un cilindro con la formula:

$$V = \pi \left(\frac{d}{2}\right)^2 h$$

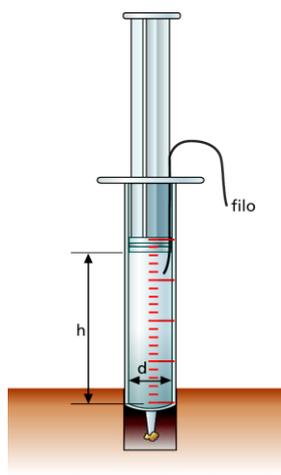
La relazione tra la pressione e il volume del gas espressa dalle legge di Boyle è valida se la temperatura del gas è costante. A questo scopo, nel corso dell'esperimento occorre evitare il riscaldamento dell'aria provocato per esempio da brusche compressioni dello stantuffo.

MATERIALE OCCORRENTE

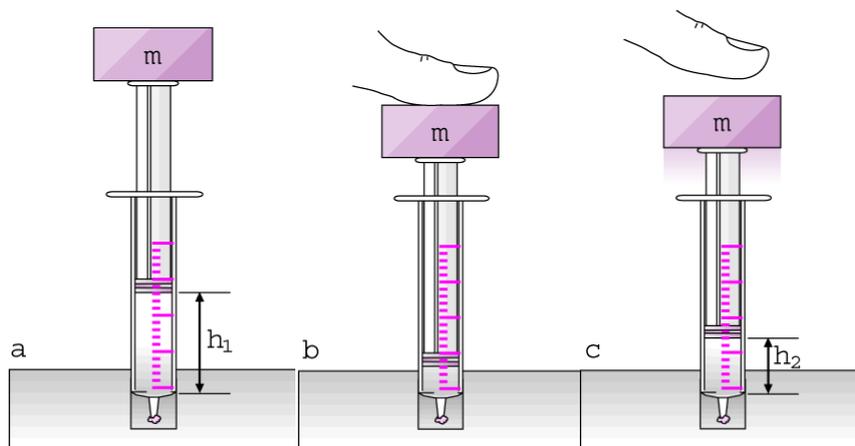
Siringa chiusa a un'estremità, supporto con pinza per mantenere la siringa verticale
 filo sottile, righello
 bilancia tecnica, calibro
 vari pesi
 barometro

PROCEDIMENTO

- Misurare con un calibro il diametro interno della siringa, chiuderla ermeticamente alla base. Fissare la siringa tramite la pinza su un'asta in modo che sia verticale.
- Inserire nella siringa il pistone e un sottile filo di cotone che permetta all'aria di fuoriuscire. Quando lo stantuffo ha raggiunto la posizione iniziale – quella a cui corrisponde il maggior volume d'aria – estrarre lentamente il filo per mantenere il pistone a tenuta.
- Misurare con il barometro il valore della pressione atmosferica P_{atm}
- Prendere un cilindretto, misurare la massa m con la bilancia e appoggiarlo sullo stantuffo. Questo si abbassa e si ferma in una posizione di equilibrio h_1 , spingerlo con la mano verso il basso e lasciarlo libero di assumere una nuova posizione di equilibrio h_2 , leggermente diversa dalla precedente (ciò è dovuto all'attrito all'interno della siringa). Definiamo la posizione h come la media tra le posizioni h_1 e h_2 : $h = (h_1 + h_2)/2$.
- Ripetere le operazioni con più cilindri di massa diversa (fare almeno 10 misure), avendo cura di procedere lentamente quando vengono appoggiati sul pistone, per evitare di riscaldare l'aria contenuta nella siringa con compressioni brusche.



Posizione iniziale



Posizione dopo aver messo il peso sullo stantuffo

RACCOLTA DATI

Riportare i dati nella tabella:

- Colonna 1: contiene il valore del diametro interno d della siringa, misurato con il calibro.
- Colonna 2: contiene il valore della pressione atmosferica P_{atm} letta sul barometro.
- Colonna 3: contiene il valore della massa complessiva appoggiata sullo stantuffo della siringa.
- Colonna 4: contiene il valore dell'altezza $h = (h_1 + h_2)/2$ raggiunta di volta in volta dallo stantuffo all'aumentare della massa appoggiata.

L'incertezza sulle misure riportate nelle colonne 1, 2, 3, 4 è data dalla sensibilità degli strumenti utilizzati.

La prima riga di dati della tabella corrisponde alla siringa priva di pesi sullo stantuffo.

	1	2	3	4	5	6	7	8
	d (cm)	P_{atm} (N/cm ²)	M (kg)	h (cm)	V (cm ³)	P (N/cm ²)	P_{tot} (N/cm ²)	$k = P_{tot} \cdot V$ (N·cm)
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								
n							kmedio =	

ELABORAZIONE DEI DATI

Completa la tabella precedente con l'elaborazione dei dati raccolti.

- Colonna 5: per ogni riga calcola il volume V di aria contenuta nella siringa come $V = \pi (d/2)^2 h$.
- Colonna 6: per ogni riga calcola la pressione P esercitata sul gas come rapporto tra la forza-peso dei cilindretti e la superficie del pistone, cioè $P = mg / [\pi (d/2)^2]$ (considerando $g = 9,81 \text{ m/s}^2$).
- Colonna 7: calcola la pressione totale p_{tot} che agisce sul gas nella siringa come somma della pressione atmosferica e della pressione esercitata dai pesi appoggiati: $P_{tot} = P_{atm} + P$.
- Colonna 8: Calcola il prodotto $k = V \cdot P_{tot}$ tra il volume V dell'aria contenuta nella siringa e la pressione totale p_{tot} agente sullo stantuffo.

Costruire il grafico $V \text{ (cm}^3\text{)}$ in ascissa e $P_{tot} \text{ (N/cm}^2\text{)}$ in ordinata, come esempio in figura.

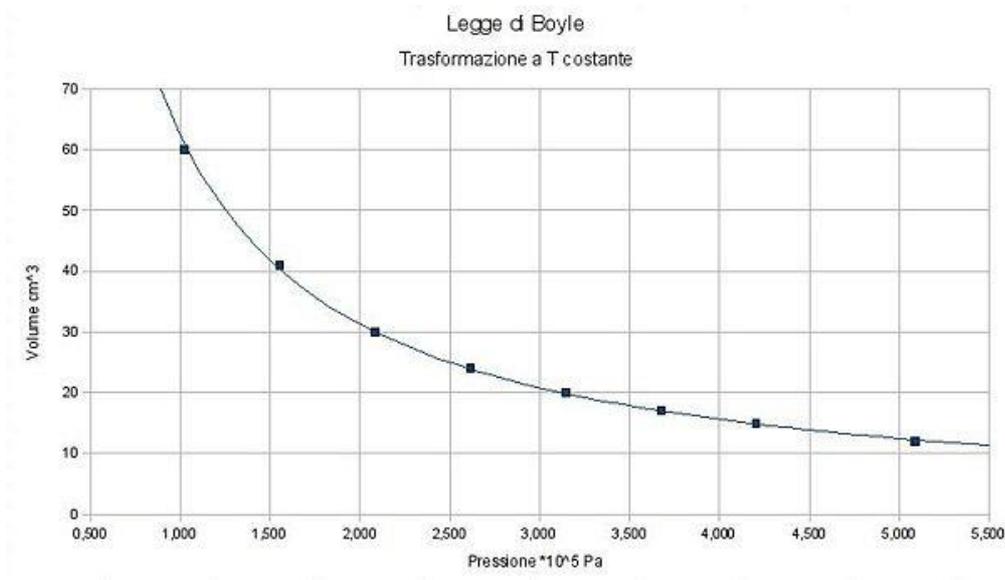
CONCLUSIONI

Analizzare l'andamento dei prodotti $k = P_{tot} \times V$ ottenuti nell'ultima colonna: le 2 grandezze P_{tot} e V sono direttamente o inversamente proporzionali

Nell'elaborazione non si è tenuto conto del peso dello stantuffo della siringa. Pensi che sia stata un'approssimazione accettabile? Perché?

Tra le grandezze misurate (d , P_{atm} , m , h) quali incidono maggiormente nell'incertezza del risultato finale? Perché?

Cosa succederebbe se l'esperimento fosse eseguito con una quantità diversa di gas?



VERIFICA SPERIMENTALE DELLA LEGGE ISOCORA DEI GAS (II^A LEGGE DI CHARLES)

SCOPO

Scopo di questa esperienza è quello di verificare come varia la pressione di un gas (aria) sottoposto a variazioni di temperatura mantenendo costante il suo volume.

La pressione è la forza esercitata su una superficie. La sua u.m. nel S.I. è il pascal (Pa), = 1 newton su metro quadrato (1 N/m^2). Molto usata è anche l'atmosfera (atm), che è intesa come la forza peso che una colonna d'aria alta come l'atmosfera esercita su una superficie di 1 cm^2 (1033 g) è anche uguale al peso di una colonna di mercurio alta 760 mm

INTRODUZIONE

L'esperienza consiste nel riscaldare una certa massa di gas posto in un recipiente di volume noto e fisso collegato ad un manometro, misurando la pressione. In pratica si fanno misure simultanee di pressione (dislivello in mm di H_2O tra i bracci del manometro) e di temperatura del gas.

Nota:

il manometro è riempito di H_2O , la pressione si misura quindi in mm di H_2O ($10330 \text{ mmH}_2\text{O} = 1 \text{ atm}$)

MATERIALE OCCORRENTE

Manometro ad "U" riempito di H_2O ; Recipiente per il gas con tubo di raccordo al manometro
Becker, ancoretta magnetica, Termometro

PROCEDIMENTO

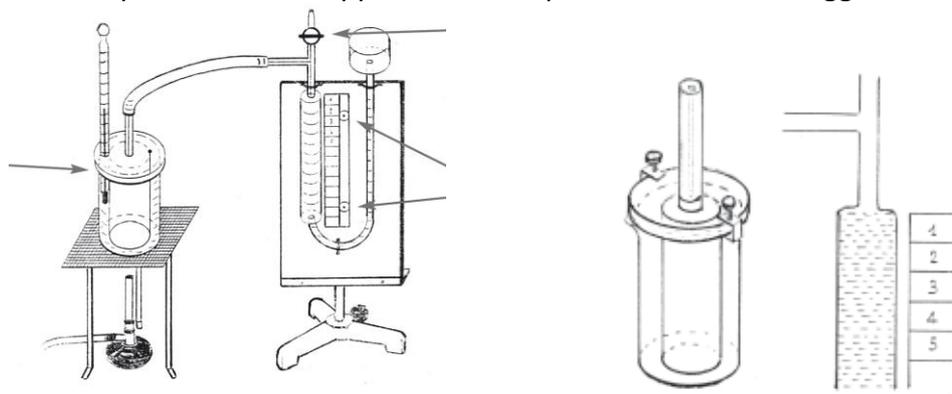
Montare l'apparecchiatura immergendo il recipiente contenente il gas in un bicchiere pieno di H_2O posto sulla piastra riscaldante (vedi figura).

Leggere sul barometro il valore della pressione atmosferica come valore iniziale di pressione del gas, che corrisponde al livello "0" del tubo ad "U" del manometro e sul termometro la temperatura iniziale (la temperatura dell' H_2O viene considerata pari alla temperatura del gas nel recipiente), riportando questi dati in tabella 1 come valori iniziali.

Accendere la piastra (o il bunsen) ed iniziare il riscaldamento, mantenere una agitazione lenta e costante per omogeneizzare la temperatura, quando sarà aumentata di 3°C , rispetto alla temperatura iniziale (spostare la fonte di calore **ATTENZIONE**): segnare la temperatura del termometro ed il valore del dislivello di pressione dal manometro. Riportare i dati in tabella.

Ripetere le operazioni descritte (aumentando la temperatura del bagno di 3°C per volta) per almeno 10 volte annotando sempre i dati di temperatura e pressione in tabella)

Schema e particolare dell'apparecchiatura per la verifica della legge isocora dei gas



RACCOLTA DATI**TABELLA 1:** misure effettuate

Misura	Temperatura °C	Dislivello ΔP cm H ₂ O	Dislivello ΔP mm H ₂ O
1			
1			

$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$ -il dislivello in cm è quello misurato dal manometro-atm = mm H₂O/10330

TABELLA 2

	1	2	3	4
Misura	Temperatura °C	Pressione atmosferica mm H ₂ O	Dislivello ΔP mm H ₂ O	Pressione Totale P _{tot} = P _{atm} + ΔP mmH ₂ O
1				
10				

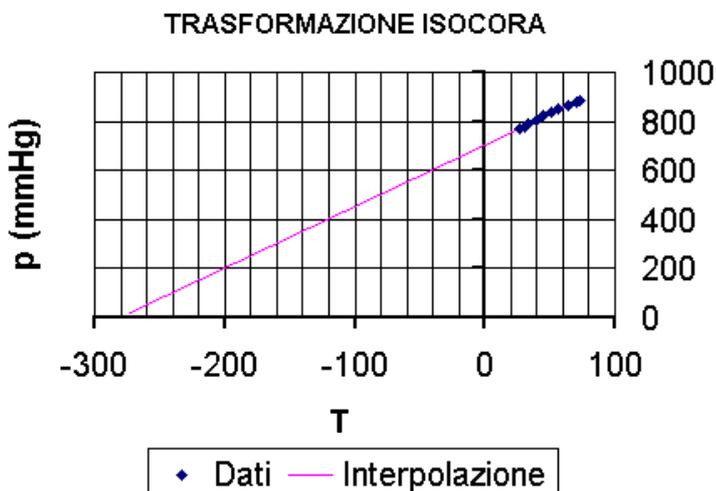
ELABORAZIONE DATI

Su un foglio di carta millimetrata tracciare 2 assi cartesiani, di dimensioni adeguate, ponendo le temperature in °C (colonna 1 di Tabella 2) nell'asse delle ascisse e le pressioni in atm (colonna 4 in Tabella 2) nell'asse delle ordinate.

Il risultato sarà una retta del tipo $y=a+bx$, che interseca l'asse delle ordinate nel punto P_0 l'equazione che lega la pressione e la temperatura del gas sarà la seguente: $P_T = P_0 + P_0\beta T$

che diventa $P_T = P_0 (1 + \beta T)$ dove P_0 = pressione a 273,15 K, P_T = pressione a T (K), $\beta = 1/273$

Prolungando la retta ottenuta collegando i punti sperimentali prima con il punto P_0 e poi con il punto dell'asse della temperatura si dovrebbe trovare il valore di 0 K = -273.16 °C cioè lo zero assoluto, punto limite ove la pressione teoricamente si annulla.



$$P_T = P_0 (1 + \beta T)$$

$$\beta = \frac{P_T - P_0}{P_0 \cdot T}$$

Esempio del grafico P vs T

VERIFICA SPERIMENTALE DELLA LEGGE ISOBARA DEI GAS (1^A LEGGE DI CHARLES)

SCOPO

Obiettivo di questa esperienza è quello di verificare come varia il volume di un gas (aria) sottoposto a variazioni di temperatura mantenendo costante la pressione.

INTRODUZIONE

L'esperienza consiste nell'effettuare misure di volume e di temperatura usando un particolare strumento costituito da 3 tubi di uguale altezza e diametro, su quello centrale che è graduato è saldato un palloncino di vetro munito di rubinetto (al cui interno è contenuto un volume di gas noto e misurato)

MATERIALI

Apparecchio per la legge di Gay-Lussac riempito di Glicerina
 Becker da 800 mL
 Termometro - Piastra riscaldante elettrica
 Becher di volume > di 500 mL

PROCEDIMENTO

Lasciando aperto il rubinetto centrale, utilizzando uno dei tubi laterali ed un imbutino, si versa nell'apparecchio della glicerina, o altro liquido denso, fino a livello dello zero della scala in mL segnata sul tubo centrale.

Riempire di acqua il bicchiere contenente l'apparecchiatura (aggiungere qualche cubetto di ghiaccio), fino a coprire tutto il palloncino, porlo sopra una piastra riscaldante (o un bunsen), aspettare qualche minuto (almeno 5) per bilanciare le temperature

Si chiude il rubinetto, si immerge il termometro, con il bulbo all'altezza del palloncino, si legge la temperatura e sulla scala graduata sotto il palloncino si legge il valore di volume a cui arriva la glicerina. Si riportano questi due valori in tabella 1 Il volume iniziale del gas che corrisponde al volume del palloncino e incremento del volume che sarà = 0

Si inizia il riscaldamento dell'acqua e, di conseguenza, anche dell'aria contenuta nel palloncino, agitando con il termometro in modo da avere omogeneità in tutti i punti. Ad intervalli regolari di temperatura, ad esempio ogni 5 °C, si rilevano gli incrementi di volume sul tubo centrale (si legge il valore a cui "arriva" la glicerina), riportando questi valori di T e V in tabella. Per ogni valore di temperatura l'incremento di volume deve essere sommato al volume del palloncino.

Al fine di limitare possibili errori sperimentali conviene effettuare almeno 8/10 letture.

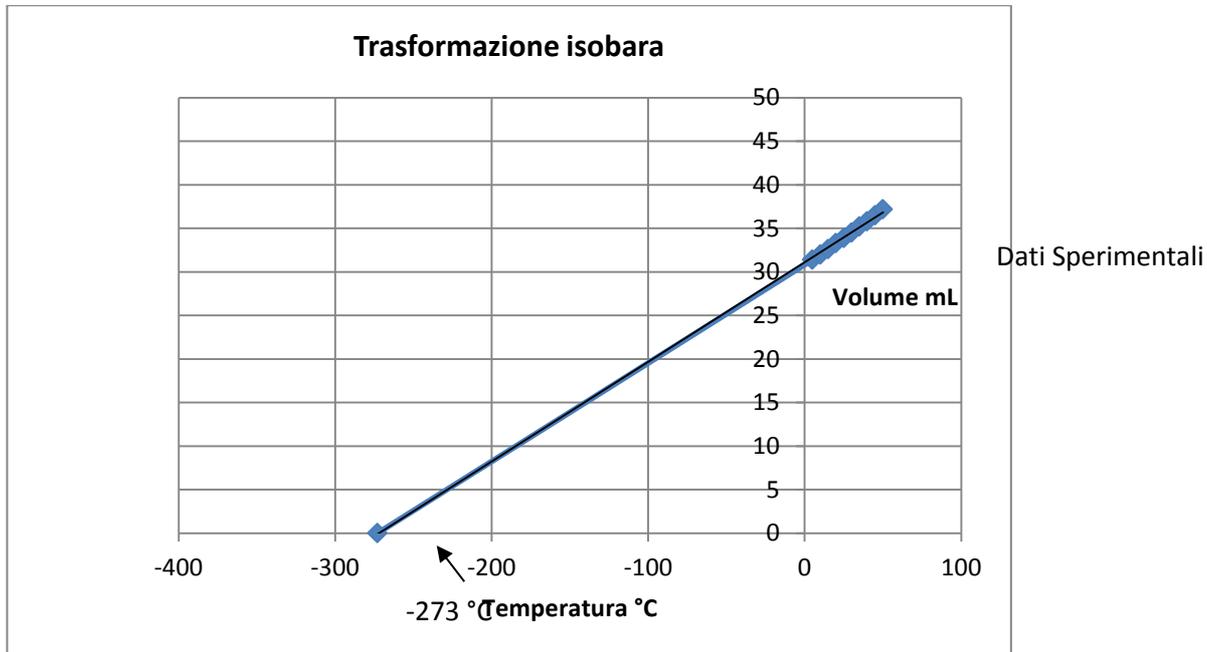
Al termine della rilevazione dei dati, dopo aver spento l'elemento riscaldante, si procederà costruire il grafico con i dati raccolti in tabella 1 (come esempio vengono riportati alcuni valori)

ELABORAZIONE DEI DATI

Completare la tabella con i dati raccolti

Lecture	Temperature °C	Volume palloncino Vp mL	Incremento volume ΔV mL	Volume gas Vp + ΔV mL
1	5	25	0	25
2	10	25	0,5	30
3	15	25	1,0	31
5				
8				
n				

Costruire il grafico riportando, su carta millimetrata, i valori del volume del gas sulle ordinate (asse y) e i corrispondenti valori di temperatura sulle ascisse (asse x)



Prolungando la retta, ottenuta interpolando i vari punti, questa interseca l'asse y (il volume) in un dato punto che rappresenta il volume V_0 alla temperatura di $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, tale retta sarà rappresentata da un'equazione del tipo $y = a + bx$ che con i dati a nostra disposizione diventa:

$$V_T = V_0 + V_0\alpha T \quad (1) \quad \text{da cui} \quad V_T = V_0 (1 + \alpha T) \quad (2)$$

da questa si può calcolare α che sarà $\alpha = (V_T - V_0)/V_0T$

i valori di V_T , V_0 e T si possono ricavare dal grafico e sostituire nell'equazione per calcolare α che sarà $\alpha = 1/273$

Il punto in cui la retta interseca l'asse della temperatura sarà a $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ valore in cui il volume del gas (di ogni gas) è nullo, diventa = 0

STUDIO DI UNA REAZIONE CHIMICA

SCOPO

Dalla reazione tra un metallo ed un acido $\text{Mg}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(l)} \rightarrow \text{MgCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$ si vuole:
determinare le moli di gas idrogeno (H_2) che si formano dalla reazione
determinare il volume molare del gas
applicare le leggi dei gas

MATERIALI

Eudiometro, termometro
Becher da 40 mL
Cilindro da 500 mL
Asta e pinza reggi buretta

REAGENTI

Nastro di Magnesio
HCl 6M, Acqua

PROCEDIMENTO

Pesare alla bilancia analitica tra 0,0300 e 0,0500 g di nastro di Mg (ca 5 cm) preventivamente lucidato con carta vetrata.

Bloccare il nastro di Mg nella spiralina di rame inserita nel tappo forato con il tubicino di vetro passante.

Versare nell'eudiometro 10 mL di HCl 6 M tenendo l'apparecchio inclinato, e riempirlo lentamente e completamente con H_2O distillata di una spruzzetta, in questo modo l'acqua si stratifica sopra la soluzione di HCl più densa (senza mescolarsi).

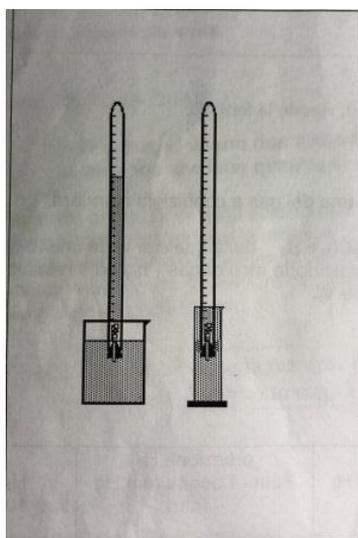
Chiudere con il tappo forato che contiene il nastro di Magnesio nella spiralina, evitare la formazione di bolle dentro l'eudiometro.

Tappare con un dito il foro del tappo, capovolgere l'eudiometro e porlo nel becher pieno d'acqua e, dopo averlo bloccato ad un sostegno, togliere il dito

L'acido essendo più denso dell'acqua scenderà verso il basso e reagirà con il magnesio producendo H_2 .
Aspettare fino al termine della reazione (cessa lo sviluppo di gas).

Trasferire l'eudiometro, tenendo tappato il foro, in un cilindro pieno d'acqua ed uguagliare la pressione interna con quella esterna alzandolo ed abbassandolo in modo da far coincidere i livelli.

Aspettare 1 minuto in modo da stabilizzare la temperatura del gas, se necessario riaggiustare i livelli.
Leggere la temperatura dell'acqua (considerata uguale a quella del gas) e la temperatura del gas.



ELABORAZIONE DEI DATI

Calcolare le moli di Magnesio

Determinare la pressione parziale dell' H_2 : dato che H_2 è stato raccolto in acqua, nell'eudiometro è contenuta una miscela H_2 /vapore d'acqua: La pressione ambiente esterna è compensata dalla pressione totale esercitata dai 2 gas assieme, quindi la pressione del solo H_2 a T ($^{\circ}C$) sarà:

$$P_{H_2} = P_{esterna} - P_{acqua}$$

Il Volume V_0 di H_2 in condizioni standard ($T_0 = 0^{\circ}C$ e $P_0 = 1 \text{ atm}$) si trova con la formula: $PV/T = P_0V_0/T_0$

Dalla reazione chimica $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

si può vedere che le moli di H_2 sono uguali alle moli di Mg . Conoscendo le moli di gas ed il relativo volume in condizioni standard V_0 , si può calcolare il volume molare V_m

se $n = V_0 / V_m$ possiamo ricavare $V_m = V_0 / n$

Riportare i dati trovati nella seguente tabella, fare almeno 3 prove per trovare un dato medio:

massa Mg g	Volume H_2 mL	Temp. $^{\circ}C$	Moli Mg = moli H_2 mol 10^{-3}	$P_{H_2} = P_{est} - P_{H_2O}$	$V_0 H_2$ L 10^{-3}	$V_m H_2$ L/mole
					Vm medio =	

L'eudiometro è un apparecchio di laboratorio che misura le variazioni di volume di un gas soggetto a combustione.

Figura 1

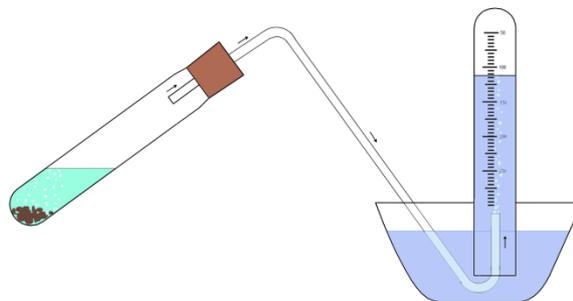
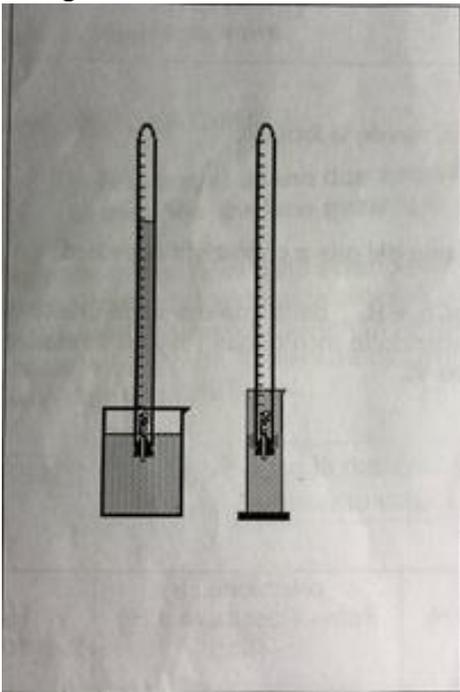


figura 2

Esempio di schema di funzionamento di un eudiometro: nella figura si vede che si può fare la reazione in una provetta distinta e collegata tramite un tubo in vetro all'eudiometro già immerso e riempito di acqua.

LE RADIAZIONI ELETTROMAGNETICHE**FONTI LUMINOSE NATURALI ED ARTIFICIALI E SAGGI ALLA FIAMMA****SCOPO**

Osservare il fenomeno dell'emissione di energia luminosa sotto forma di luce visibile

FONTI LUMINOSE NATURALI ED ARTIFICIALI**MATERIALE OCCORRENTE**

Spettroscopio manuale; Spettroscopio a reticolo (**Da usare con attenzione perché fragili e costosi**)

PROCEDIMENTO

Con lo spettroscopio manuale, osservare:

Una fonte di luce naturale (la luce solare: attenzione agli occhi)

Una fonte di luce artificiale: a) lampada al neon; b) lampada incandescenza; c) lampada a led

Una bacchetta di vetro scaldata fino quasi a fusione

Con lo spettroscopio a reticolo, tarato a 589 nanometri, osservare:

la luce emessa da una lampada a vapori di sodio

Riportare nella seguente tabella quanto osservato

Sorgente luminosa	Spettro osservato (BANDE o RIGHE e di che colori)
Luce solare	
Lampada al neon	
Lampada ad incandescenza	
Lampada a led	
Bacchetta di vetro "fusa"	
Lampada a vapori di sodio	

SAGGI ALLA FIAMMA**MATERIALE OCCORRENTE**

Filo di platino o nichel cromo Becco Bunsen

Vetrini da orologio Provette

REATTIVI E SOSTANZE

Acido cloridrico 6 M (per la pulizia del filo)

Cloruro di litio;

Cloruro di bario;

Cloruro di sodio;

Cloruro di stronzio;

Cloruro di potassio;

Cloruro di rame (o solfato di rame

Cloruro di calcio;

(II));

PROCEDIMENTO

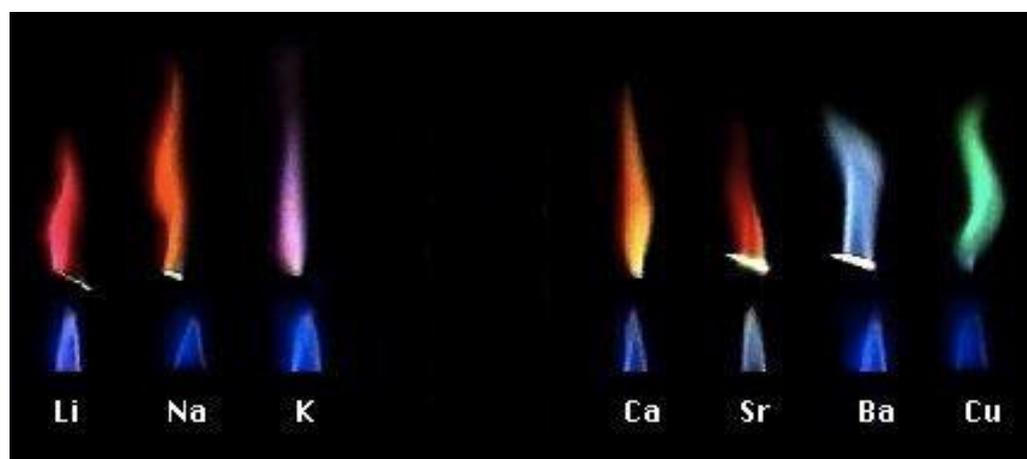
I saggi vengono eseguiti umettando con acido cloridrico concentrato l'estremità del filo di platino. Questo viene poi intinto nella sostanza da analizzare in modo da farne aderire una piccolissima quantità al filo. E' importante che il filo di platino sia ben pulito; ciò può essere fatto immergendolo ripetutamente in HCl e portandolo alla fiamma finché questa non dia più alcuna colorazione se non quella della sola fiamma. Per il saggio vero e proprio il filo con la sostanza viene esposto alla parte più calda della fiamma ossidante. Si osservano le varie colorazioni in seguito agli elementi analizzati. Nella tabella sotto riportata si elencano i vari colori osservati e le caratteristiche della fiamma.

Elemento	Colore fiamma	Intensità	Persistenza
Litio - Li	Rosso carmino		
Sodio - Na	Giallo		
Potassio - K	Violetto		
Rame - Cu	Verde		
Calcio - Ca	Rosso arancio sprazzi		
Stronzio - Sr	Scarlatto		
Bario - Ba	Verde giallastro		

Intensità: alta (A); media (M); bassa (B)

Persistenza: Continua (C); Sprazzi (S)

Esempi del colore delle fiamme



Con questa esperienza si possono riconoscere alcuni elementi dalla colorazione tipica emessa alla fiamma, con questa esperienza Bohr dimostrò che gli elettroni sono disposti intorno al nucleo su livelli energetici ben definiti: l'energia è quantizzata.

LA TAVOLA PERIODICA I^a**SCOPO**

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

MATERIALE OCCORRENTE

4 Becher da 100 ml
 Provette
 Spatolina

SOSTANZE UTILIZZATE:

sodio (Na), potassio (K), calcio (Ca), magnesio (Mg), ferro (Fe), zinco (Zn) o rame (Cu)
 acqua distillata,
 fenolftaleina.

PROCEDIMENTO

Si analizza separatamente il comportamento prima dei metalli alcalini (Na, K) poi dei metalli alcalino terrosi (Mg, Ca) ed infine dei metalli di transizione (Fe, Zn o Cu).

1) Versare circa 50 ml di acqua distillata nei quattro becher e introdurre nel primo un pezzetto di sodio, nel secondo un pezzetto di potassio, nel terzo pezzetto di magnesio e nel quarto pezzetto di calcio. Aggiungere in ogni becher qualche goccia di fenolftaleina;

2) Osservare la reazione che avviene ponendo attenzione al tempo impiegato, allo sviluppo di gas e di calore mettendo in evidenza la differenza di reattività tra i diversi metalli;

Completare la tabella

	Na	K	Mg	Ca	Fe	Zn o Cu
Reattività (A/M/B)*						
Tempo di reazione (sec.)						
Sviluppo gas (si/no)						
Sviluppo calore (si/no)						
Temperatura rilevata (°C)						

*Alta/Media/Bassa

3) Riportare le osservazioni effettuate e commentare la tabella

LA TAVOLA PERIODICA II^a**SCOPO**

Confrontare il comportamento chimico di alcuni elementi in rapporto al gruppo di appartenenza nella tavola periodica.

MATERIALE OCCORRENTE

10 provette nel porta provette

SOSTANZE UTILIZZATE

Soluzioni al 10% dei cloruri di potassio (KCl), litio (LiCl), calcio (CaCl₂), stronzio (SrCl₂), bario (BaCl₂).

Soluzione di carbonato di sodio Na₂CO₃ al 20%

Acido solforico H₂SO₄ diluito

PROCEDIMENTO

- 1) Versare circa 4ml di soluzione di ciascun cloruro in due provette
- 2) Aggiungere alla prima serie di soluzioni di cloruri qualche mL di soluzione di Na₂CO₃
- 3) Aggiungere alla seconda serie di soluzioni di cloruri qualche goccia di H₂SO₄
- 4) Osservare la formazioni di eventuali precipitati, completare la seguente tabella riportare le osservazione nella relazione

	KCl	LiCl	CaCl ₂	MgCl ₂	SrCl ₂	BaCl ₂
Na ₂ CO ₃						
H ₂ SO ₄						

INFORMAZIONI SULLE PROPRIETÀ DELLE SOSTANZE

SOLUBILITÀ DI UNA SOSTANZA AL VARIARE DELLA TEMPERATURA

SCOPO

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 OCCORRENTE

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

Provetta, Vetrino da orologio

Propipetta, **Spatola**

REAGENTI

Cloruro di ammonio (NH_4Cl)

Nitrato di potassio (KNO_3)

Nitrato di sodio (NaNO_3)

Acqua distillata

PROCEDIMENTO

1. Pesare su un vetrino da orologio una quantità di cloruro di ammonio intorno a 3,50 g.
2. Determinare la massa di una provetta e sia m_1 il suo valore.
3. Con l'aiuto di una striscia di carta piegata a canale, introdurre 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 versare 5 mL di acqua distillata nella provetta e, agitando con il termometro, portare il sale in soluzione, tenere la provetta immersa in acqua bollente.
5. Raffreddare la provetta, agitando in continuazione, prendere nota della temperatura a cui compare il primo cristallo del sale.
6. Aggiungere ancora 1 mL di acqua distillata nella provetta (in totale 6 g di acqua), portare nuovamente il composto in soluzione immergendo la provetta in acqua bollente e, successivamente, raffreddando sempre all'aria, prendere nota della temperatura a cui si forma il primo cristallo del sale.
7. Ripetere 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 si può usare un becher contenente acqua e, all'occorrenza, acqua con ghiaccio.
8. Ripetere l'esperimento con nitrato di potassio, nitrato di sodio.

CALCOLI

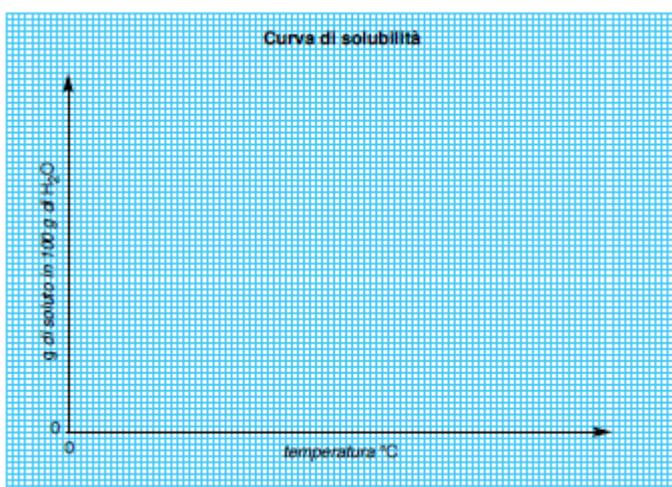
Poiché la solubilità viene espressa in grammi di soluto per 100 g di solvente, se la sostanza pesata è 3,20 g e si trova disciolta in 5 mL di acqua, che corrispondono a 5 g perché la densità dell'acqua è 1 g/cm³, alla temperatura a cui si forma il primo cristallo, che è di 80 °C, la solubilità del sale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

3,2 g di sale : 5 g di acqua = x : 100 g di acqua da cui x = 64 g di sale in 100 g di acqua a 80 °C

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

massa Soluta (g) m ₂ – m ₁	massa Solvente (g)	temperatura di formazione °C del primo cristallo	Solubilità in g di Soluto per 100 g di Solvente

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



POLARITÀ, MISCIBILITÀ DEI LIQUIDI E SOLUBILITÀ DEI SOLIDI NEI LIQUIDI

SCOPO

Verificare sperimentalmente la polarità (cioè la presenza di “cariche elettriche”) delle molecole: la polarità dipende da 2 fattori: la presenza di legami polari tra gli atomi e la forma della molecola. Con due distinte esperienze si determinerà prima la polarità di alcuni liquidi e solidi e successivamente si verificherà la solubilità dei solidi in vari liquidi.

POLARITÀ

La determinazione sperimentale della polarità si effettua usando delle bacchette elettrizzate per strofinio che vengono avvicinate alla sostanza da esaminare: se la sostanza è polare viene attratta. La bacchetta di vetro strofinata con un panno di seta si carica positivamente, la bacchetta di plastica strofinata con panno di lana si carica negativamente.

MATERIALE OCCORRENTE

Burette
Sostegno per burette
Bacchetta di plastica
Bacchetta di vetro
Panno di lana
Panno di seta
Becher

SOSTANZE

LIQUIDI:

Acqua distillata
Alcol etilico
Glicole etilenico
Esano

SOLIDI:

Cloruro di Sodio
Solfato di rame
Zucchero
Iodio
Naftalina

Nota: eventuali altri liquidi o solidi disponibili in laboratorio

PROCEDIMENTO

Fissare le burette a dei sostegni, disporre sotto ognuna un becher e aprire il rubinetto della buretta in modo da fluire un filo continuo. Avvicinare la bacchetta elettrizzata per strofinio e:
se la sostanza è polare il liquido viene attratto e deviato (H_2O , acetone, alcol etilico)
se la sostanza non è polare non si verifica nessuna variazione del flusso (esano)
Per le sostanze solide si procede ponendole in dei vetrini da orologio e avvicinando la bacchetta elettrizzata. Se la sostanza presenta polarità, alcuni granellini si attaccheranno alla bacchetta, altrimenti non si verificherà.

ESANO



ACQUA



SOLUBILITA' E MISCIBILITA'

Si osserva e si riporta nella tabella il comportamento dei vari liquidi e solidi quando vengono mescolati

MATERIALE OCCORRENTE

16 becher da 100 mL
16 bacchette di vetro
Spatole per prelievo solidi

SOSTANZE

LIQUIDI:

Acqua distillata
Alcol etilico
Glicole etilenico
Esano

SOLIDI:

Cloruro di Sodio
Solfato di rame
Zucchero
Iodio

Naftalina

Nota: eventuali altri liquidi o solidi disponibili in laboratorio

PROCEDIMENTO

Preparare 4 provette con 5 mL di acqua, 4 provette con 5 mL di alcol etilico, 4 provette con 5 mL di Glicole Etilenico, 4 provette con 5 mL di esano.

Introdurre una punta di spatola di ognuno dei solidi elencati in ogni provetta contenenti acqua e procedere allo stesso modo per le altre tre serie di provette osservare se il miscuglio ottenuto è omogeneo o eterogeneo cioè se il solido si è sciolto o no nel liquido.

Osservando i risultati si conclude che le solidi polari si sciolgono nelle liquidi polari per esempio lo zucchero e il sale in acqua , le sostanze apolari si sciolgono bene nelle sostanze apolari per esempio la naftalina in esano.

Analogamente i liquidi polari si mescolano solo con i liquidi polari e i liquidi apolari si mescolano con liquidi apolari.

PROVE DI SOLUBILITA'

LIQUIDO SOLIDO	POLARITA' SOLIDI	ACQUA	ALCOL ETILICO	GLICOLE ETILENICO	ESANO
POLARITA' LIQUIDI					
CLORURO DI SODIO					
ZUCCHERO					
IODIO					
NAFTALINA					
SOLFATO DI RAME					

Riportare: P x Polare, A x Apolare; S x Solubile, NS x Non Solubile

PROVE DI MISCIBILITA'

	ACQUA	ALCOL ETILICO	GLICOLE ETILENICO	ESANO
ACQUA				
ALCOL ETILICO				
GLICOLE ETILENICO				
ESANO				

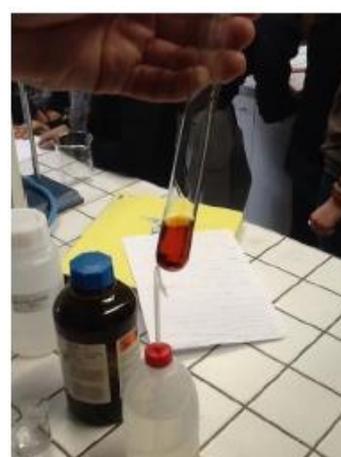
Riportare: M x Miscibile; NM x Non Miscibile



IODIO in Acqua



IODIO in Esano



IODIO in Alcol Etílico

CONDUCIBILITA' DI SOSTANZE E SOLUZIONI**SCOPO**

Verificare il passaggio della corrente elettrica in sostanze solide, liquide e in soluzioni acquose e non acquose

MATERIALE OCCORRENTE

Apparato a corrente continua e rilevatore a led collegato a trasformatore c.c.
Vetrini da orologio

REATTIVI E SOSTANZE**SOLIDI:**

Saccarosio; Solfato di Rame; Acido Miristico; Cloruro di Sodio, Iodio

LIQUIDI:

Acqua distillata; Acqua di rubinetto; Alcol Etilico; Esano; Glicole Etilenico

SOLUZIONI ACQUOSE:

Saccarosio, Solfato di Rame; Acido Acetico; Acido Cloridrico; Cloruro di Sodio

SOLUZIONI NON ACQUOSE:

Acido Miristico in Alcol Etilico; Acido Miristico in Etere di petrolio, Iodio in Etere di Petrolio
Nota le soluzioni possono essere ottenute sciogliendo un punta di spatola di solido in acqua o nel solvente non acquoso.

PROCEDIMENTO

Collegare lo strumento rilevatore all'alimentatore già impostato a 9 volt.

Attenzione alla corretta polarità ! se invertita lo strumento viene danneggiato irrimediabilmente.

Si pone la sostanza pura (solida o liquida) da analizzare su un vetrino da orologio, (basta una punta di spatola per i solidi e 1-2 mL per i liquidi), e si inseriscono i terminali elettrici. Il passaggio di corrente elettrica è mostrato con l'accensione del led VERDE.

Mettere 1-2 mL di soluzione sul vetrino e inserire i terminali elettrici. Il passaggio di corrente elettrica è mostrato con l'accensione del led VERDE.

Dopo le prove smaltire le sostanze nell'apposito contenitore, lavare con acqua distillata i vetrini e terminali elettrici.

Completare la tabella segnando una "X" nella casella relativa al materiale che conduce

SOLIDI	Saccarosio	Solfato di Rame	Acido Miristico	Cloruro di Sodio	Iodio
LIQUIDI	Acqua distillata	Acqua di rubinetto	Alcol Etilico	Esano	Glicole Etilenico
SOLUZIONI ACQUOSE	Saccarosio	Solfato di Rame	Acido Acetico	Acido Cloridrico	Cloruro di Sodio
SOLUZIONI NON ACQUOSE	Acido Miristico in Alcol Etilico	Acido Miristico in Etere di petrolio	Iodio in Etere di Petrolio		

ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO, INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO**SCOPO**

Determinare i punti di fusione e di ebollizione di soluzioni acquose a concentrazione nota. Conoscere le proprietà colligative delle soluzioni e la molalità.

MATERIALE OCCORRENTE

6 becher da 100 mL

1 becher da 400 mL

Piastra riscaldante

Termometro

REAGENTI

Soluzioni di NaCl 1 m; 0,5 m; 0,25 m*

Soluzioni di Maltosio o Saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 1 m; 0,5 m; 0,25 m (**m** = concentrazione **molale**)

Acqua distillata

PROCEDIMENTO

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

Soluzioni	Temp. fusione (°C)	Temp. ebollizione (°C)
Acqua distillata		
NaCl 1,0 m		
NaCl 0,5 m		
NaCl 0,25 m		
$C_{12}H_{22}O_{11}$ 1,0 m		
$C_{12}H_{22}O_{11}$ 0,5 m		
$C_{12}H_{22}O_{11}$ 0,25 m		

*** Approfondimento**

“m” esprime la **molalità** della soluzione cioè:

il numero di moli di soluto contenute in 1 kg di solvente puro

la molalità è data dal rapporto tra il n° di moli di soluto e la massa in Kg di solvente:

$$m = \frac{n^{\circ} \text{ moli soluto (mol)}}{\text{massa solvente (Kg)}}$$

ad es.

la soluzione di NaCl 1 m (molale) contiene 1 mole di NaCl (pari a 58 g) in 1 Kg di acqua

LE MISCELE OMOGENEE O SOLUZIONI SONO FORMATE DA UN SOLVENTE E UN SOLUTO**PREPARAZIONE DI UNA SOLUZIONE A TITOLO NOTO I^a (MASSA/VOLUME)****SCOPO**

Nelle prossime due esperienze si devono preparare soluzioni a concentrazione nota, esprimendo la stessa in modi differenti ad es. in g/L e in mol/L

MATERIALE OCCORRENTE

Matracci da 50 ml e 500 ml Pipetta

Becher

Bilancia Tecnica sensibilità 0,01g

Spatola

Spruzzetta, Imbuto

REATTIVI E SOSTANZE:

Miscela coloranti/NaCl Acqua distillata

PROCEDIMENTO

Pesare accuratamente 0,10g di miscela colorante/NaCl all'interno di un becher. Aggiungere circa 10 mL di H₂O distillata, solubilizzare il soluto e travasare la soluzione ottenuta con l'ausilio dell'imbuto all'interno del matraccio da 50 mL. Sciacquare per almeno tre volte il becher con piccole aliquote di H₂O distillata e travasare sempre all'interno del matraccio. Questa operazione serve a ripulire completamente il becher in modo da non lasciare al suo interno nessun residuo della sostanza che altrimenti andrebbe persa e non a far parte della soluzione compromettendo il raggiungimento della concentrazione richiesta. Terminata l'operazione di risciacquo si porta a volume adoperando prima la spruzzetta e poi la pipetta per raggiungere precisamente la tacca sul collo del matraccio con il menisco della soluzione. Terminata l'operazione, si ripete con il matraccio da 500 mL. Si preleva lo stesso quantitativo di miscela colorante/NaCl in modo da poter osservare visivamente l'effetto della maggiore o minore concentrazione. In questo modo, grazie alla diretta proporzionalità tra intensità del colore della soluzione e concentrazione, si nota come lo stesso quantitativo di soluto disperso in volumi differenti di solvente comporti una notevole differenza di concentrazione.

PREPARAZIONE DI UNA SOLUZIONE A TITOLO NOTO II^a(MOLARITA')**MATERIALE OCCORRENTE**

Matracci da 250 mL

Pipetta

Becher 100 mL

Bilancia Tecnica, sensibilità 0,01g

Spruzzetta, Imbutto, Spatola

REATTIVI E SOSTANZE

NaCl

CuSO₄•5 H₂O

Acqua distillata

PROCEDIMENTO

Preparare una soluzione a titolo noto significa ottenere una soluzione conoscendone esattamente il contenuto in soluto e solvente. In questo caso si preparerà una soluzione con una concentrazione molare definita. Per far ciò è necessario conoscere a livello teorico il significato di massa atomica, massa molecolare, numero di moli, molarità. Lo scopo è quello di ottenere una soluzione di cloruro di sodio esattamente 0,04 M e una soluzione di solfato rameico pentaidrato 0,005 M. Per prima cosa si eseguono i calcoli in modo da ottenere i grammi esatti di entrambi i composti per preparare le soluzioni con le concentrazioni richieste e i volumi richiesti. Terminati i calcoli (il docente si accerterà dell'esattezza), si pone sulla bilancia il becher da 100 mL, si tara la bilancia e si preleva esattamente la quantità richiesta. Si toglie il becher dalla bilancia e si aggiungono circa 10 mL di H₂O distillata. Si agita solubilizzando il soluto e si travasa la soluzione ottenuta con l'ausilio dell'imbutto all'interno del matraccio. Sciacquare per almeno tre volte il becher con piccole aliquote di H₂O distillata e travasare sempre all'interno del matraccio. Questa operazione serve a ripulire completamente il becher in modo da non lasciare al suo interno nessun residuo della sostanza che altrimenti andrebbe persa e non a far parte della soluzione compromettendo il raggiungimento della concentrazione richiesta. Terminata l'operazione di risciacquo, si porta a volume adoperando prima la spruzzetta e poi la pipetta per raggiungere precisamente la tacca sul collo del matraccio con il menisco della soluzione. Terminata l'operazione si ripete con il secondo soluto.

MESCOLANDO DELLE SOLUZIONI DIVERSE SI POSSONO FORMARE SOLIDI**REAZIONI TRA IONI IN SOLUZIONE****MATERIALE OCCORRENTE**

Provette
Porta Provette
Bottigliette in vetro con contagocce tipo Ranvier

REATTIVI E SOSTANZE

Cloruro di calcio - CaCl_2
Cloruro di bario - BaCl_2
Cloruro ferrico - FeCl_3
Cloruro di sodio - NaCl
Carbonato di sodio - Na_2CO_3
Ioduro di potassio - KI
Nitrato di argento - AgNO_3
Nitrato piomboso - $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
Solfato rameico - CuSO_4
Solfato di sodio - Na_2SO_4

PROCEDIMENTO

L'assistente tecnico o il docente si preoccuperà di far trovare agli studenti le soluzioni dei reagenti sopra elencati in bottigliette tipo Ranvier e di scrivere adeguatamente cosa contengono. Le soluzioni non richiedono una concentrazione specifica, possono essere ottenute aggiungendo una spatolina di composto all'interno del quantitativo di acqua adeguato a riempire la bottiglietta.

NOTA: anche se forse è superfluo specificarlo, è bene sottolineare e ricordare l'importanza di utilizzare SEMPRE spatole e/o pipette diverse e ben pulite per i prelievi dei vari composti dalle confezioni. Infatti se questo non fosse rispettato si potrebbe incorrere nell'inquinamento dell'intera confezione che provocherebbe tutta una serie di inconvenienti e il necessario riacquisto del prodotto con un dispendio economico inutile per la struttura scolastica.

A ogni gruppo di studenti saranno consegnati due porta provette con le rispettive provette e una serie di bottigliette con i reattivi all'interno. Una pipettata dei vari reattivi dovrà essere prelevata e introdotta nelle provette in modo tale da combinare tra loro tutti i reagenti. Per maggiore chiarezza si veda la tabella esplicativa sotto riportata. Anche durante questa operazione è necessario che gli studenti facciano molta attenzione a non toccare le pareti delle provette, nelle quali precedentemente sono già state inserite altre soluzioni, per evitare di inquinare la pipetta che successivamente verrà posta nella propria soluzione.

Alla fine dell'esperienza lo studente rifletterà sulle reazioni, bilanciandole correttamente e cercando con l'aiuto del docente di individuare i prodotti responsabili della formazione di precipitati.

SINTESI DI UN ACIDO E UNA BASE

SCOPO

Verificare come si può preparare una base e un acido partendo rispettivamente da un metallo e da un non metallo.

Gli Ossidi sono composti binari (cioè formati da due elementi) prodotti dalla reazione tra un metallo e l'ossigeno, secondo la nomenclatura IUPAC sono definiti ossidi basici.

Le Anidridi sono composti binari (cioè formati da due elementi) prodotti dalla reazione tra un non metallo e l'ossigeno, secondo la nomenclatura IUPAC sono definiti ossidi acidi.

Dalla reazione tra gli ossidi basici e l'acqua si ottengono gli Idrossidi, composti ternari formati da Metallo+Ossigeno+Idrogeno.

Dalla reazione tra gli ossidi acidi (anidridi) e l'acqua si ottengono gli Ossiacidi, composti ternari formati da Non Metallo+Ossigeno+Idrogeno.

MATERIALE OCCORRENTE

Provette 16x160 e portaprovette

Pinze o molletta in legno

Bunsen, treppiedi, triangolo refrattario

Crogiuolo in porcellana

Cartina la tornasole

REAGENTI

Nastro di magnesio

Zolfo in polvere

PROCEDIMENTO

PARTE 1

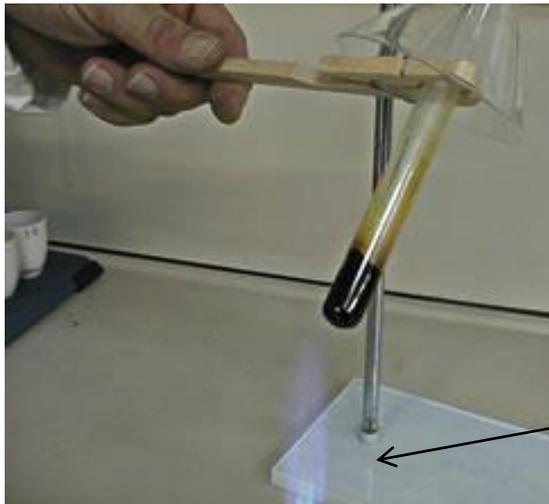
Tagliare un pezzetto di nastro di magnesio di circa 2-3 cm, si arrotola e lo si pone all'interno del crogiuolo, questo verrà posto sul triangolo refrattario sopra il bunsen, dopo aver acceso il bunsen si attende l'incendio del nastro. Si lascia raffreddare e si aggiungono 2 mL di acqua distillata e 2 gocce di fenolftaleina. Si mescola con un bacchettina di vetro e si misura il pH con la cartina al tornasole.

Osservare la combustione annotando il tipo ed il colore della fiamma che si sviluppa nel crogiuolo, ed alla fine il colore delle ceneri. Annotare il colore della soluzione dopo l'aggiunta della fenolftaleina e il valore di pH dopo aver fatto il confronto con la scala di riferimento.

PARTE 2

Nella provetta inserire una punta di spatola di polvere di Zolfo, tagliare un pezzetto di carta al tornasole e fissarla al bordo della provetta in modo che scenda per almeno 3 cm all'interno.

SOTTO CAPPА !! Con la pinza si porta la provetta sopra la fiamma del bunsen (**con la "bocca" della provetta rivolta verso l'interno della cappa, vedi figura**) si aspetta e si annota tutto quello che si osserva, in particolare come cambia il colore della cartina la tornasole quando viene raggiunta dal gas che si forma dalla combustione, confrontandola alla fine con la scala di riferimento.



Fiamma del bunsen

Nota: la parte aperta della provetta va rivolta sempre verso dove non ci sono persone o cose cio verso l'interno della cappa

SICUREZZA:

Nella reazione della PARTE 2 si sviluppano Ossidi di Zolfo, tossici per inalazione, quindi si deve effettuare la reazione rigorosamente sotto cappa con lo schermo abbassato il più possibile sotto il livello del volto.

FATTORI CHE INFLUENZANO LA VELOCITA' DI REAZIONE

La velocità di reazione misura il numero di moli di reagente (consumate) o di prodotto (formate) nell'unità di tempo.

La teoria che spiega l'influenza dei fattori sulla velocità di reazione è la teoria degli urti. Secondo questa teoria affinché una reazione avvenga è necessario che i reagenti si scontrino in maniera frequente, con un'energia adeguata e in condizioni geometriche opportune in modo che si rompano i legami tra le molecole e se ne formino dei nuovi.

In questa esperienza si dimostra che l'aumento della concentrazione dei reagenti, l'aumento della temperatura e la presenza di catalizzatori fa avvenire la reazione con tempi minori, aumentando quindi la velocità.

INFLUENZA DELLA CONCENTRAZIONE

Si studia la reazione del permanganato di potassio che viene decolorato dall'acido ossalico in soluzione acida per acido solforico concentrato.

MATERIALE OCCORRENTE E SOSTANZE UTILIZZATE

8 becher da 100 mL

Cronometro

Soluzione 0,02 M di KMnO_4 , Acido ossalico in soluzione 0,1 M, Acido solforico concentrato

PROCEDIMENTO

Si preparano 4 becher con 10 ml di KMnO_4 e 4 becher con 10 mL di acido ossalico e si aggiungono nei 4 becher con il KMnO_4 rispettivamente:

0 mL di acqua nel primo

20 mL di acqua nel secondo

40 mL di acqua nel terzo ,

60 mL di acqua nel quarto.

In tutti i 4 becher con l'ossalico, facendo la massima attenzione, si aggiungono 2 ml di acido solforico concentrato e successivamente si aspetta che le soluzioni così ottenute si raffreddino in seguito al riscaldamento legato all'esotermicità dell'aggiunta dell'acido solforico concentrato.

Raggiunta la temperatura ambiente, si aggiunge il contenuto del primo becher con l'acido ossalico al primo becher con il permanganato, si agita con la massima cautela con bacchetta e si misura il tempo con un cronometro, monitorandolo a partire dal momento dell'aggiunta fino a che la soluzione non si è completamente decolorata.

Si procede poi con lo stesso procedimento mescolando il secondo becher contenente il permanganato con il secondo con acido ossalico e si misura il tempo. Analogamente si procede con i rimanenti due campioni. Si riportano i dati nella seguente tabella

Permanganato di Potassio KMnO_4 mL	Acido ossalico $(\text{COOH})_2$ mL	Acqua mL	Acido solforico H_2SO_4 mL	Rapporto $\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{O}$	Tempo (s)
10	10		2		
10	10	20	2		
10	10	40	2		
10	10	60	2		

Si possono poi riportare in un grafico i dati ottenuti: in ordinata il tempo in secondi e in ascissa il rapporto tra $\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{O}$, ottenendo così una curva.

INFLUENZA DEL CATALIZZATORE**MATERIALE OCCORRENTE E SOSTANZE UTILIZZATE**

Le soluzioni della precedente esperienza

2 becher da 100 mL

2 cilindri da 50 mL

Alcuni cristalli di cloruro di manganese $MnCl_2$ o di solfato di manganese $MnSO_4$

PROCEDIMENTO

Si mettono nei 2 becher 50 mL di acido ossalico con 5 ml di acido solforico e si mettono nei cilindri 50 mL di permanganato di potassio. Si aggiunge in un solo becher alcuni cristalli di cloruro o di solfato di manganese. Si versano contemporaneamente le due soluzioni di permanganato, rispettivamente, nei due becher. Si fa partire il cronometro: nel becher senza sale di manganese la reazione impiegherà un tempo maggiore l'assenza del catalizzatore.

INFLUENZA DELLA TEMPERATURA**MATERIALE OCCORRENTE E SOSTANZE UTILIZZATE**

Le soluzioni delle precedenti esperienze

8 provette con porta provette

Bagnomaria

Piastra riscaldante

Termometro

PROCEDIMENTO

Si mette in 4 provette 5 mL di permanganato di potassio e si mette in 4 provette 5,5 mL di acido ossalico e 1 mL di acido solforico, si aggiungono le 8 provette nel bagnomaria, si accendere la piastra e si aspetta che la temperatura raggiunga i 40 °C. Si mescolano le soluzioni nelle seguenti modalità: quella contenente il permanganato con quella contenente l'acido ossalico. Si misura il tempo necessario affinché la soluzione ottenuta si decolori e si annotare tale tempo. Si continua l'esperienza mescolando le altre provette dopo aver riscaldato a una temperatura di 5/10 °C superiore e si annotare il tempo necessario.

Si prosegue con questa procedura altre due provette riscaldando sempre il bagnomaria a una temperatura di 5/10 °C maggiore della precedente prova.

Si riportano i dati in tabella:

Provette	KMnO ₄ mL	Ac. Ossalico + Ac. solforico mL + mL	Temperatura °C	Tempo di decolorazione sec.
1+1	5	5 1		
2+2	5	5 1		
3+3	5	5 1		
4+4	5	5 1		

Riportare in grafico i risultati ottenuti: in ascissa la temperatura e in ordinata il tempo.

PROPRIETA' DEGLI ACIDI E DELLE BASI

Gli acidi e le basi sono sostanze che incontriamo ogni giorno nella nostra via quotidiana. Molte sostanze acide fanno parte della composizione chimica di varie sostanze naturali quali ad esempio il limone, le arance, i kiwi, ecc, di bevande quali il vino, birra, ecc. Le sostanze basiche fanno comunemente parte dei prodotti per pulizia della casa (ammoniaca, bicarbonato, soda caustica, ecc.). Arrhenius ne descrisse le caratteristiche e fornì una teoria semplice per spiegarne il comportamento: gli acidi sono sostanze di sapore acidulo, sviluppano idrogeno per reazione con i metalli, conducono la corrente e fanno diventare rossa la cartina tornasole. Gli acidi in acqua liberano ioni H^+ . Le basi hanno sapore amaro, conducono la corrente e fanno diventare blu la cartina tornasole, in soluzione acquosa liberano ioni OH^- .



Le altre teorie permettono di comprendere le caratteristiche anche di altri composti ma questa è la teoria più semplice e immediata.

Sulla base di queste proprietà si può impostare un'esperienza per evidenziare l'acidità e la basicità di sostanze naturali o chimiche. Si può infatti eseguire una classificazione di alcune sostanze valutando conducibilità elettrica e colore assunto della cartina tornasole. Si possono analizzare ad esempio alimenti e detersivi.

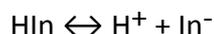


MISURA DELL'ACIDITA' E DELLA BASICITA' DI SOLUZIONI ACQUOSE E INDICATORI DI pH

SCOPO

Misurare il pH di alcune soluzioni acquose impiegando gli indicatori di pH.

Gli indicatori acido-base sono sostanze organiche, generalmente acidi deboli che hanno la capacità di variare colore con la variazione del pH



Colore A \rightarrow Colore B

La forma indissociata HIn ha un colore A mentre la forma dissociata ha un colore B

Essendo HIn un acido debole, in ambiente acido (principio di Le Chatelier) l'equilibrio si sposta a sinistra e si vede il colore A mentre in ambiente basico, gli ioni H^+ si combinano con gli ioni OH^- e l'equilibrio si sposta a destra lasciando visibile il colore B.

Ogni indicatore ha un punto di viraggio cioè un pH al quale la forma indissociata ha la stessa concentrazione della forma dissociata e quindi il colore è intermedio tra i due colori. L'occhio riesce a vedere la differenza di colore in un intervallo di pH di due unità cioè quando una delle due forme è 10 volte più concentrata dell'altra. Per esempio se un indicatore vira a pH 5, l'intervallo di viraggio sarà tra 4 e 6.

ESTRAZIONE DEGLI INDICATORI DA FIORI E PIANTE

MATERIALE OCCORRENTE

Mortaio con pestello, Imbuto

Carta da filtro,

Becher da 100mL

SOSTANZE

Alcol etilico

Petali di fiori (ad es. violetta, tulipano, geranio rosso, cavolo rosso)

PROCEDIMENTO

Si mettono nel mortaio alcuni petali o foglie di cavolo, si aggiunge alcol etilico e si pestano finché il colore passa nell'alcool. Si versa il contenuto del mortaio nell'imbuto rivestito di carta da filtro e si raccoglie l'estratto in un becher.

PREPARAZIONE DELLA SCALA COLORIMETRICA**MATERIALE OCCORRENTE E SOSTANZE UTILIZZATE**

porta provette

8 provette asciutte e pulite Soluzioni a pH 0 : HCl 1M

pH 2 : HCl 0,01M

pH 3 : H₂SO₄ 0,02 N

pH 5 : NH₄Cl 0,2 M

pH 7 : Acqua distillata

pH 9 : Acetato di Sodio sol. 0,2M

pH 12 : NaOH 0,01M

pH 14 : NaOH 1M

Si mettono 5ml delle soluzioni a pH definito in 8 provette, si mette in ognuna una goccia di estratto alcolico si osserveranno le seguenti colorazioni

Estratto alcolico	pH 0	pH2	pH3	pH5	pH7	PH9	pH12	pH14
Geranio	Arancio	Rosa Arancio	Rosa	Rosa Tenue	Viraggio Rosa	Giallo Tenue	Verde Chiaro	Giallo Oro
Violetta	Rosa Ciclamino	Rosa Ciclamino	Rosa Chiaro	Incolore	Incolore	Viola	Verde	Giallo
Tulipano	Rosso Intenso	Rosso Meno Intenso	Rosso Chiaro	Rosa Acceso	Rosa Giallo	Giallo	Prugna	Verde
Cavolo Rosso	Rosso Porpora	Rosso Sfumato	Viola Chiaro	Violetto	Violetto Chiaro	Viola	Verde Scuro	Giallo
Begonia Rosa	Rosa Intenso	Rosa Chiaro	Rosa Pallido	Incolore	Incolore	Rosa Pallido	Giallo Arancio	Verde

Colori ottenuti con l'estratto di cavolo rosso



INDICATORI DI USO COMUNE IN LABORATORIO

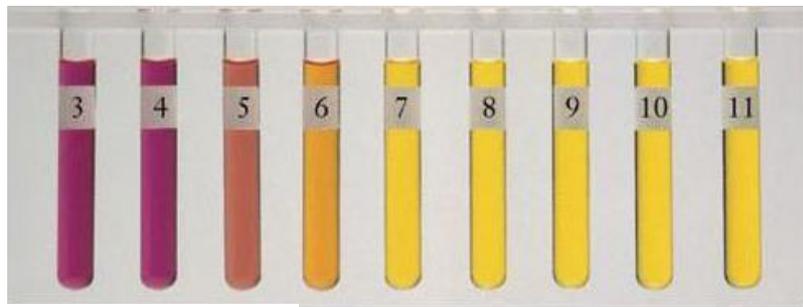
In laboratorio si usano indicatori scelti in funzione della tecnica da eseguire e del pH di lavoro. Generalmente si usano soluzioni poco concentrate delle quali si utilizzano alcune gocce.

I più usati sono:

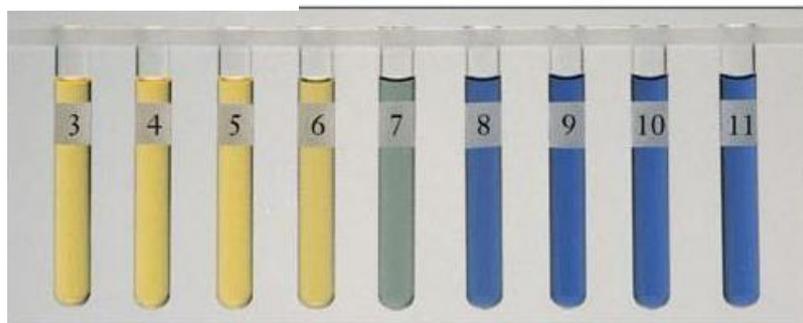
METILARANCIO – FENOLFTALEINA - BLU DI BROMOTIMOLO

<i>nome</i>	<i>intervallo approssimato di pH</i>	<i>variazione di colore (da pH + basso a + alto)</i>
arancio di metile	3,2-4,4	dal rosso al giallo
blu bromotimolo	6,0-7,6	dal giallo al blu
tornasole	4,7-8,3	dal rosso al blu
rosso cresolo	7,0-8,8	dal giallo al rosso
fennolftaleina	8,2-10,0	da incolore a rosa
blu timolo	8,2-9,8	da giallo a blu

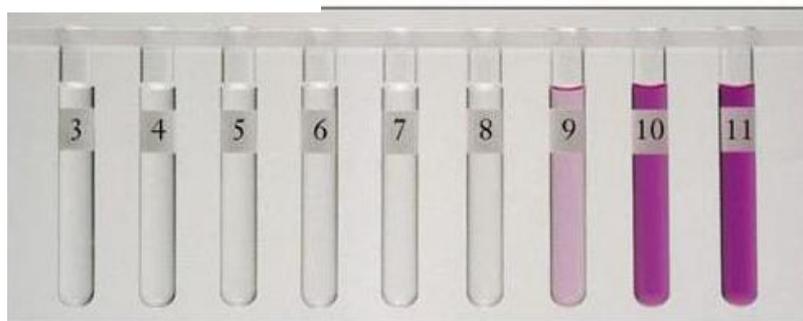
Sotto sono riportate le colorazioni assunte ai valori di pH:



a) METILARANCIO



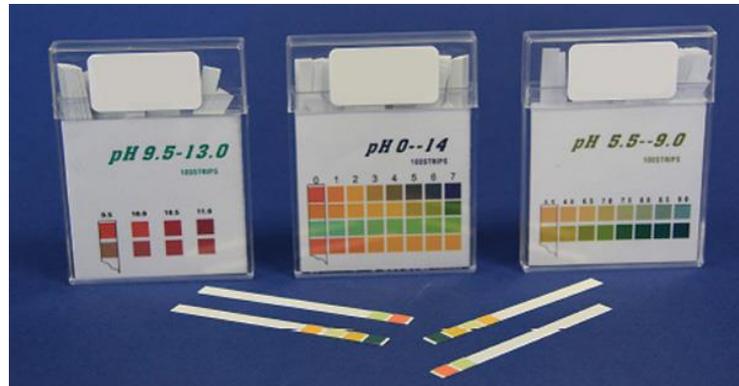
b) BROMOTIMOLO



c) FENOLFTALEINA

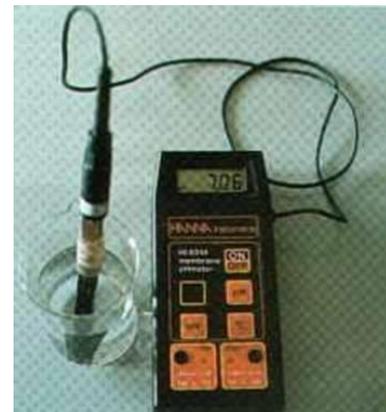
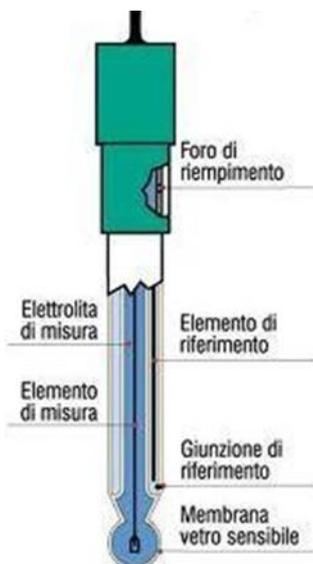
MISURA DEL pH CON CARTINE INDICATRICI

Trasferendo alcune gocce di soluzione sulla cartina (varie sono le tipologie in commercio) e confrontando il colore con la scala riportata sulla confezione si può determinare il pH:



MISURA DEL pH CON IL PIACCAMETRO

Il piaccametro è formato da un elettrodo a vetro molto sottile al cui interno è posta una soluzione a pH noto (tampono). Quando l'elettrodo è immerso in una soluzione a pH incognito si crea una differenza di potenziale tra l'esterno e l'interno dell'elettrodo. La differenza di potenziale è funzione della differenza di pH e il relativo segnale viene inviato a un sensore tarato che indica su una scala il valore di pH.



Prima di fare le misure i piaccametri devono essere tarati: la taratura si fa misurando il pH di 2 soluzioni con pH noto (tamponi), generalmente indicate dal fornitore dello strumento, basta immergere l'elettrodo nella soluzione e leggere il valore del pH sul display.

L'elettrodo dovrebbe essere tenuto immerso in apposite soluzioni per conservare la membrana di vetro in condizioni ottimali.

Di solito i pHmetri misurano anche la temperatura e a volte la conducibilità delle soluzioni.

TITOLAZIONE ACIDO FORTE BASE FORTE

MATERIALE OCCORRENTE

1 Matraccio da 100 mL
 Becher 100 mL
 Burette da 50 mL
 Pipetta doppia tacca 10 mL con propipetta
 Beuta da 250 mL

REATTIVI E SOSTANZE

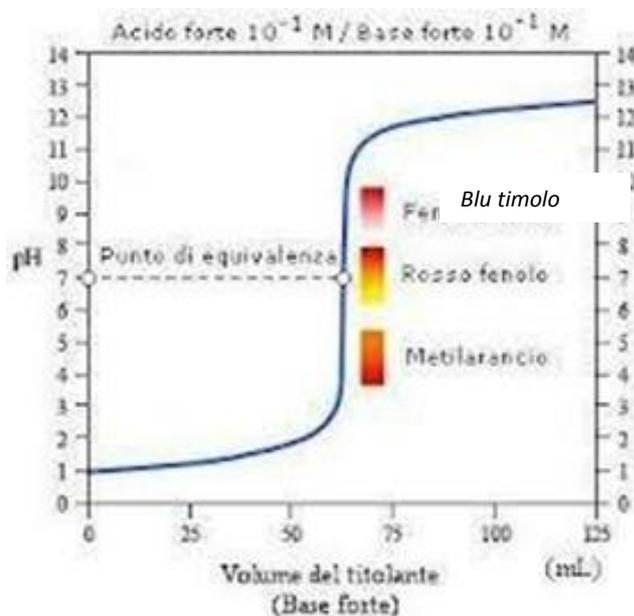
Soluzione HCl a titolo incognito e Soluzione NaOH 0,1 M
 Acqua distillata
 Blu timolo

PROCEDIMENTO

Avvinare (bagnare l'interno delle burette) almeno due volte con piccoli quantitativi di NaOH le burette e riempirle con la soluzione, lasciandole di poco al di sopra dello zero e facendo la massima attenzione a evitare la formazione di bolle nella parte sottostante il rubinetto della buretta stessa.

Prelevare esattamente 10 ml della soluzione dell'acido forte a titolo incognito utilizzando la pipetta a doppia tacca e si travasano all'interno della beuta. Aggiungere circa 15/20 ml di acqua distillata e tre gocce della soluzione di Blu Timolo. Azzerare la buretta sgocciolando la soluzione di NaOH nel becher vuoto a disposizione. Si inizia la procedura di titolazione procedendo goccia a goccia fino al viaggio dell'indicatore da giallo a blu. Si ripete la procedura almeno tre volte in modo da effettuare successivamente la media dei volumi di soluzione di base richiesti per titolare la soluzione di acido. Si eseguono i calcoli per ottenere il titolo della soluzione acida.

$$M_{ACIDO} \times V_{ACIDO} = M_{BASE} \times V_{BASE} \quad \text{da cui} \quad M_{ACIDO} = (M_{BASE} \times V_{BASE}) / V_{ACIDO}$$



Gli indicatori indicati a fianco della curva possono essere usati indifferentemente per questa titolazione perché il salto di pH che avviene in corrispondenza del punto equivalente rientra nell'intervallo di viraggio di tutti e tre.

LA FORZA DEGLI ACIDI

OBIETTIVO

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

MATERIALE OCCORRENTE

6 provette e portaprovette
2 pipette graduate da 10 mL
bilancia tecnica
spatola

SOSTANZE UTILIZZATE

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

PROCEDIMENTO

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

SCAMBIO DI ELETTRONI TRA METALLI E SOLUZIONI**REAZIONI SPONTANEE DI OSSIDORIDUZIONE****SCOPO**

Verificare l'effetto del passaggio degli elettroni nelle reazioni spontanee di ossido riduzione

MATERIALE OCCORRENTE E SOSTANZE UTILIZZATE

Lastrine metalliche di rame, argento, zinco e piombo

Soluzioni 1M di:

Solfato di rame: 250gr di $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ in 1L di soluzione

Nitrato di argento 0,1M (spesso si usa una concentrazione più bassa per la pericolosità e il costo di questo sale): 17g per L di soluzione

Solfato di zinco :288 g di $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ per L di soluzione Nitrato di piombo :331 g di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ per litro di soluzione 3) 16 becker da 100 mL

Procedimento

In 4 becker si introducono 70 mL di nitrato di argento, in altri 4 70 mL di solfato di rame ,in altri 4 70mL solfato di zinco e infine in altri 4 70mL di nitrato piomboso.

Seguendo lo schema sottostante si immergono le lamine metalliche nei becker

NITRATO DI ARGENTO Ag in Ag^+ LAMINA ARGENTO Nessuna reazione 1	NITRATO DI ARGENTO Cu in Ag^+ LAMINA RAME Reazione redox 2	NITRATO DI ARGENTO Pb in Ag^+ LAMINA PIOMBO Reazione redox 3	NITRATO DI ARGENTO Zn in Ag^+ LAMINA ZINCO Reazione redox 4
SOLFATO DI RAME Ag in Cu^{+2} LAMINA ARGENTO Nessuna reazione 5	SOLFATO DI RAME Cu in Cu^{+2} LAMINA RAME Nessuna reazione 6	SOLFATO DI RAME Pb in Cu^{+2} LAMINA PIOMBO Reazione redox 7	SOLFATO DI RAME Zn in Cu^{+2} LAMINA ZINCO Reazione redox 8
NITRATO PIOMBOSO Ag in Pb^{+2} LAMINA ARGENTO Nessuna reazione 9	NITRATO PIOMBOSO Cu in Pb^{+2} LAMINA RAME Nessuna reazione 10	NITRATO PIOMBOSO Pb in Pb^{+2} LAMINA PIOMBO Nessuna reazione 11	NITRATO PIOMBOSO Zn in Pb^{+2} LAMINA ZINCO Reazione redox 12
SOLFATO DI ZINCO Ag in Zn^{+2} LAMINA ARGENTO Nessuna reazione 13	SOLFATO DI ZINCO Cu in Zn^{+2} LAMINA RAME Nessuna reazione 14	SOLFATO DI ZINCO Pb in Zn^{+2} LAMINA PIOMBO Nessuna reazione 15	SOLFATO DI ZINCO Zn in Zn^{+2} LAMINA ZINCO Nessuna reazione 16

DOPO MEZZ'ORA SI CONTROLLA COSA SUCCEDA SULLE LAMINE NELLA VARIE SOLUZIONI:

Nei becker numero 2, 3, 4 l'argento forma grossi cristalli sulle lamine di rame, piombo e zinco; nei becker numero 7 e 8 il rame forma cristalli sulle lamine di piombo e di zinco

nel becker numero 12 il piombo forma cristalli sulla lamina di zinco. L'argento nei vari contenitori si riduce ma non si ossida mai,

il rame si ossida a confronto con l'argento e si riduce con lo zinco e il piombo, il piombo si ossida con il rame e si riduce con lo zinco

lo zinco si ossida con tutti e tre gli altri elementi

Quindi in una scala che confronti la tendenza a ossidarsi, lo zinco è l'elemento che si ossida sempre e non si riduce mai mentre l'argento si riduce sempre e non si ossida mai.

	Ag	Cu	Pb	Zn
Ag ⁺				
Cu ²⁺				
Pb ²⁺				
Zn ²⁺				

PILA DANIELL

SCOPO

Costruire la pila Daniell, per comprendere come sia possibile sfruttare reazioni di ossido-riduzione spontanee per produrre energia elettrica continua.

MATERIALI

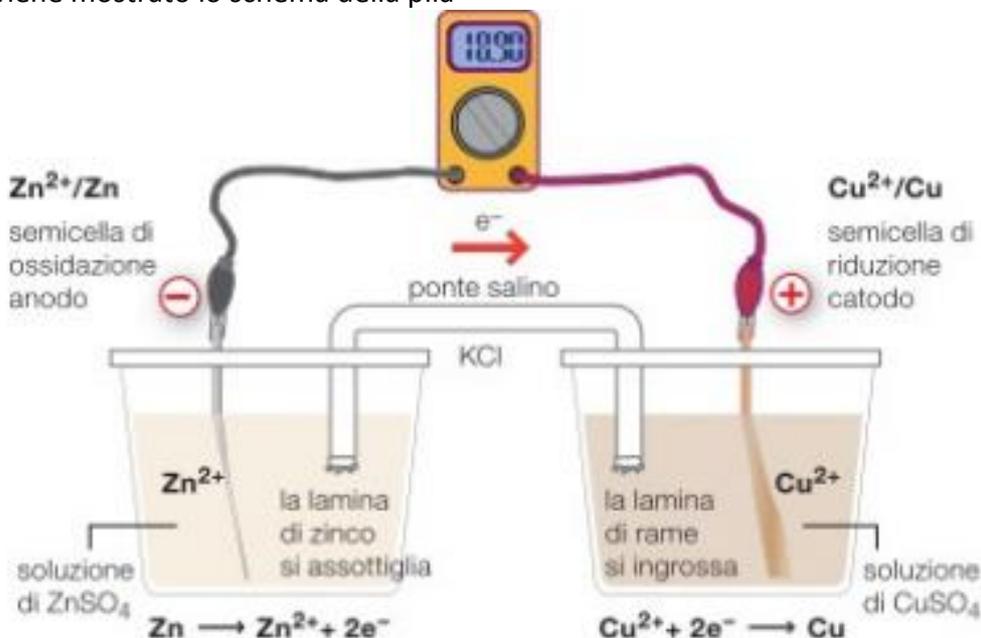
Due becher
 Tubo di vetro ad U
 Filo conduttore
 Batuffoli di cotone
 Voltmetro (o Amperometro)

SOSTANZE

Soluzione di Solfato di rame 1 M, preparato sciogliendo 288 g di $\text{CuSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ in 1L di acqua
 Soluzione di Solfato di zinco 1 M, preparato sciogliendo 250 g di ZnSO_4 in 1L di acqua
 Lamina di rame
 Lamina di zinco
 Soluzione salina saturata di nitrato di potassio (KNO_3)

PROCEDIMENTO

Riempire i due becher rispettivamente con la soluzione di CuSO_4 e di ZnSO_4 ,
 Preparare il ponte salino riempiendo il tubo ad U con la soluzione saturata di KNO_3 , chiudere le estremità del tubo con i batuffoli di cotone facendo in modo che i batuffoli siano a contatto con la soluzione,
 Inserire la lamina di zinco nel becher contenente ZnSO_4 (semicella di ossidazione),
 Inserire la lamina di rame nell'altro becher contenente CuSO_4 (semicella di riduzione),
 Collegare le due soluzioni (i due becher) con il ponte salino;
 Collegare le due lamine (rame e zinco) al Voltmetro (o Amperometro)
 La differenza di potenziale che si legge sul Voltmetro sarà 1,1 volt in accordo con i calcoli della forza elettromotrice di questa pila : $f.e.m = E_{cat} - E_{an} = 0,34 - (-0,76) = 1,1\text{volt}$
 In figura viene mostrato lo schema della pila

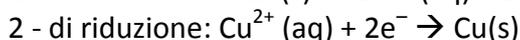
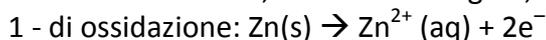


Con l'avanzamento della reazione la lamina di zinco (anodo) si corrode mentre la lamina di rame (catodo) si ingrossa

CONCLUSIONI

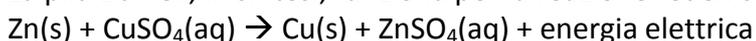
I due becher rappresentano le due semicelle della pila.

Nelle due semicelle, una volta collegate, si verificano, rispettivamente, le due semireazioni:



Gli elettroni si spostano lungo il filo conduttore dall'anodo (lamina di zinco) al catodo (lamina di rame).

La pila Daniell, in sintesi, funziona per la reazione redox complessiva:



Durante il funzionamento della pila, all'anodo aumentano gli ioni Zn^{2+} mentre al catodo diminuiscono gli ioni Cu^{2+} . All'anodo, l'eccesso di cariche positive nella soluzione impedirebbe altre trasformazioni di atomi di zinco in ioni Zn^{2+} . Al catodo, la carenza di cariche positive impedirebbe l'ulteriore trasformazione di ioni Cu^{2+} in rame metallico.

Il ponte salino (tubo contenente soluzione satura di un sale come KNO_3 o KCl) con i suoi ioni neutralizza le cariche che si vanno accumulando nelle due semicelle: gli anioni NO_3^{-} (o Cl^{-}) si spostano verso l'anodo per bilanciare la carica positiva che qui si produce, mentre gli ioni K^{+} si spostano verso il catodo per bilanciare l'eccesso di ioni negativi che si vanno accumulando.

Il passaggio di corrente è rilevato, alla chiusura del circuito, dall'amperometro (oppure la differenza di potenziale che si realizza tra le due semicelle è registrata dal voltmetro).

RICHIAMI TEORICI

Nelle reazioni di ossido-riduzione, si verifica spontaneamente un flusso di elettroni da una specie chimica (che si ossida) a un'altra (che si riduce).

Immergendo una lamina di zinco in un becher contenente una soluzione di solfato di rame (di colore azzurro), la lamina di zinco, dopo un po' di tempo, assume un colore rossiccio, perché si ricopre di uno strato di rame metallico:

lo zinco si è ossidato (da Zn metallico, n.o. = 0, a ione Zn^{2+} , n.o. = +2) cedendo 2 elettroni al rame, che si è ridotto da ione Cu^{2+} (n.o. = +2) a rame metallico Cu (n.o. = 0).

Questa reazione è esotermica (la temperatura aumenta). L'energia che si libera può essere convertita in energia elettrica, convogliando gli elettroni liberati nella reazione di ossidazione dello zinco non direttamente, attraverso la soluzione, al rame, ma separando fisicamente le due semireazioni (di ossidazione e di riduzione), e collegando i siti delle due semireazioni mediante un filo conduttore metallico: gli elettroni liberati nella semireazione di ossidazione (zinco) scorreranno lungo il filo metallico per raggiungere l'agente ossidante (solfato di rame), che si riduce "catturando" questi elettroni.

REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE NON SPONTANEE

CELLE ELETTROCHIMICHE

Nel 1800 Alessandro Volta inventò la pila, ci vorrà poi circa un secolo per capire da cosa era costituita la corrente elettrica, ma durante tutto l'ottocento si fecero esperimenti studiando il passaggio della corrente attraverso vari tipi di materiali. I metalli sono conduttori di prima specie: la corrente passa perché si spostano gli elettroni del "mare elettronico", nel quale sono immersi i nuclei.

Nelle soluzioni la corrente passa perché gli ioni presenti vengono attratti dagli elettrodi dove avvengono degli scambi di elettroni che chiudono il circuito quindi si ha uno spostamento di materia.

Al polo positivo ANODO vengono attratti gli ioni negativi che cedono elettroni

Al polo negativo CATODO vengono attratti gli ioni positivi che acquistano elettroni

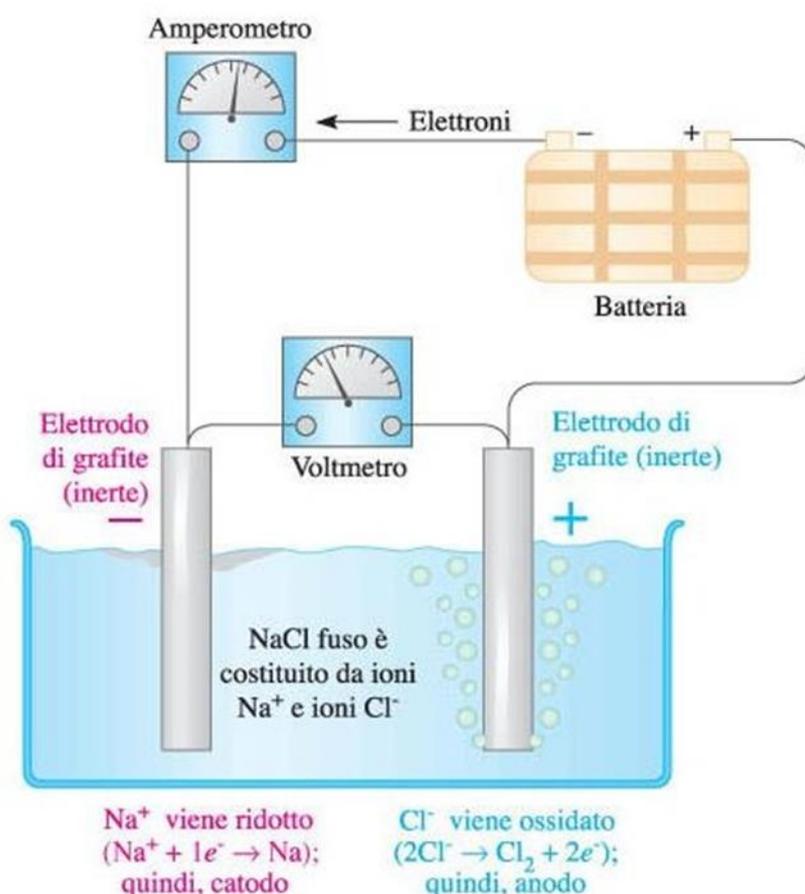
Quindi all'anodo si hanno reazioni di OSSIDAZIONE e al catodo reazioni di RIDUZIONE

Semplificando da una parte vengono ceduti elettroni e dall'altra acquistati.

Le reazioni che si possono osservare non sono spontanee ma vengono causate dal passaggio della corrente

Se si esegue l'elettrolisi di un sale fuso, quindi in un sistema dove ci sono 2 soli elementi sarà facile capire che il metallo si libera al catodo mentre il non metallo si libera all'anodo.

L'elettrolisi di un sale fuso richiede temperature molto elevate perché tutti i sali inorganici fondono a temperature alte dato che il legame ionico è tra i più forti e nel nostro laboratorio non si può fare per motivi di sicurezza.



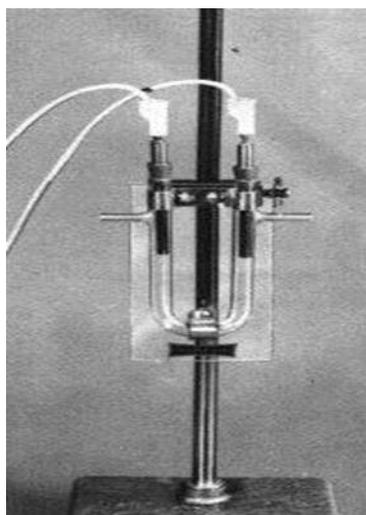
ELETTROLISI DI SALI IN SOLUZIONE ACQUOSA: ELETTROLISI DELLO IODURO DI POTASSIO**MATERIALE OCCORRENTE**

Cella elettrochimica a U Elettrodi di grafite

Pila o generatore di corrente continua (6 volt) Soluzione di KI 0,1M ,alcune gocce di blu timolo

PROCEDIMENTO

Si riempie la cella con la soluzione del sale , si collegano gli elettrodi con delle pinzette al generatore dopo pochi minuti si osserva:



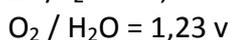
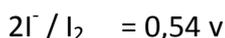
ALL'**ANODO** si osserva la formazione della colorazione brunogiallastra dello iodio

AL **CATODO** si osserva la formazione di bollicine di idrogeno e con l'aggiunta di alcune gocce di blu timolo si osserverà una colorazione fucsia tipica del pH basico infatti la riduzione dell'idrogeno provoca la formazione di ioni OH⁻.

Spiegazione dei dati ottenuti

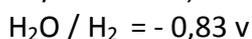
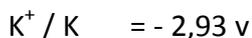
Mentre nell'elettrolisi dei sali fusi ci sono solo due elementi, in soluzione acquosa ci sono anche le molecole dell'acqua e prevedere quale elemento si libera è più complicato.

All'**anodo si ossida** chi ha il potenziale di riduzione più basso quindi tra lo iodio e l'acqua



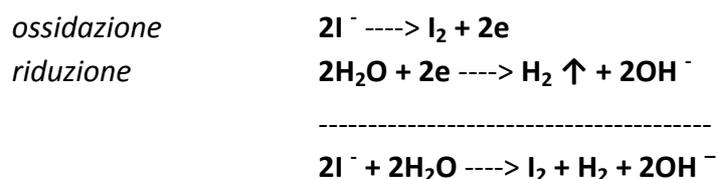
Quindi si ossida lo iodio che da ione ioduro forma iodio elementare.

Al **catodo si riduce** chi ha il potenziale più alto



Quindi si riduce l'idrogeno dell'acqua che forma idrogeno elementare.

Le reazioni sono le seguenti



Stabilire cosa si libera agli elettrodi non è sempre deducibile con questa regola che è valida solo in condizioni standard quindi questa esperienza non può essere sfruttata molto da un punto di vista didattico perché ci sono altri fattori che complicano le previsioni.