

## Tema 2 – CHIMICA – Due esperimenti con il permanganato di potassio.

Il **permanganato di potassio**,  $\text{KMnO}_4$ , è un composto inorganico che ha due caratteristiche peculiari:

- 1) è un forte ossidante ed è in grado di reagire con molte sostanze
- 2) conferisce un intenso e caratteristico colore viola alle sue soluzioni

Oggi svolgerai due esperimenti con questa sostanza. Nel primo ne sfrutterai le proprietà ossidanti ed il colore per determinare il contenuto di ferro in un campione, mediante una titolazione. Nel secondo, sfrutterai un semplice strumento per determinare la concentrazione del permanganato in base alle sue proprietà ottiche.

### RACCOMANDAZIONI:

**Fai sempre attenzione quando maneggi le sostanze chimiche e le attrezzature, o quando ti trovi vicino a chi le sta maneggiando!**

**Indossa sempre le protezioni: guanti, camice e occhiali!**

**In caso di contatto di sostanze chimiche aggressive con la pelle o con gli occhi, lavati immediatamente e abbondantemente con acqua.**

Le soluzioni di permanganato **possono macchiare o danneggiare gli indumenti**. Indossa il camice! In caso di schizzi, per contenere i danni è necessario sciacquare *immediatamente* con abbondante acqua.

Quando riporti i risultati, utilizza sempre un numero adeguato di cifre significative.

Non è necessario svolgere tutte le attività nell'ordine in cui sono elencate. Se lo ritieni opportuno, puoi procedere anche secondo un ordine diverso.

**Le parti 2A e 2B, in particolare, possono essere svolte in qualsiasi ordine.**

Su foglio risposte sono indicati i punteggi assegnati alle varie attività.

*Un bel respiro... e buon lavoro!*

**Definizione di mole** Una mole di sostanza contiene esattamente un **numero di Avogadro** ( $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ ) di entità elementari di quella sostanza. Nel caso di atomi e molecole, il peso di una mole coincide con una massa in grammi esattamente uguale al peso atomico o molecolare. Ovviamente,  $1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$ .

**Concentrazione molare** In questo esperimento le concentrazioni di alcuni reagenti saranno espresse in concentrazione molare (M), che equivale al rapporto tra moli di sostanza disciolta e volume *totale* della soluzione ( $1 \text{ M} = 1 \text{ mol/L}$  e  $1 \text{ mM} = 1 \text{ mmol/L}$ ).

**Pesi atomici** Nei tuoi calcoli utilizza i seguenti valori approssimati dei pesi atomici:

Elemento	H	N	O	S	K	Mn	Fe
$A_r$	1.0	14.0	16.0	32.1	39.0	54.9	55.8

## 2A – Titolazione del ferro con permanganato di potassio

### Le titolazioni

In Chimica Analitica, le titolazioni sono i metodi più classici per determinare la concentrazione di una specie di interesse (l'**analita**) in un campione incognito, tramite aggiunta di una soluzione a concentrazione nota di un opportuno reagente (questa soluzione è detta **titolante**). In gergo tecnico, la concentrazione è detta anche titolo, da cui il nome della tecnica.

Nella configurazione più semplice, la soluzione di *titolante* è posta in una **buretta**, un lungo e stretto tubo verticale graduato con un rubinetto in fondo. Il titolante viene fatto gocciolare poco alla volta nella soluzione di concentrazione incognita, posta in un recipiente al di sotto, finché non si raggiunge il **punto finale**.

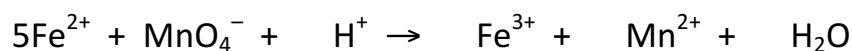
Il punto finale della titolazione è raggiunto quando *tutto* l'analita presente ha reagito con il titolante, e può essere evidenziato dalla variazione di colore di una particolare sostanza aggiunta alla soluzione (un *indicatore*), oppure dalla variazione repentina di alcune proprietà chimico-fisiche (ad esempio il pH) misurabili con specifici strumenti. In alcuni casi è sufficiente anche sfruttare le variazioni di colore *dei reagenti stessi*.

La concentrazione del campione incognito dipenderà quindi dal proprio volume, dal volume del titolante necessario a raggiungere il punto finale, e dalla concentrazione di quest'ultimo.

### La reazione

Oggi voi determinerete la concentrazione di una soluzione di ferro(II) mediante ossidazione con una soluzione di permanganato di potassio,  $\text{KMnO}_4$ . Il colore viola del  $\text{KMnO}_4$  viene utilizzato per evidenziare il punto finale della titolazione.

La reazione chimica tra il permanganato e il ferro(II) avviene in ambiente fortemente acido e può essere descritta dalla seguente equazione (espressa in forma ionica, trattandosi di specie ioniche in soluzione):



**Domanda 2A.1a** Nell'equazione di reazione qui sopra sono stati omessi alcuni coefficienti stechiometrici, evidenziati dagli spazi. Sul **foglio risposte**, completa il bilanciamento della reazione inserendo i coefficienti stechiometrici mancanti.

**Domanda 2A.1b** Da dove provengono prevalentemente gli ioni  $\text{H}^+$  che intervengono nella reazione? Rispondi sul **foglio risposte** scegliendo la risposta corretta.

Lo ione permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ ), più correttamente detto manganato(VII), è fortemente colorato in **viola**, mentre lo ione manganese(II) ( $\text{Mn}^{2+}$ ) è **incoloro**. Al punto finale la presenza in eccesso dello ione manganato(VII) determinerà una debole colorazione viola della soluzione, poiché non reagisce più con il  $\text{Fe}^{2+}$ .

Gli ioni ferro(II) ( $\text{Fe}^{2+}$ ) e ferro(III) ( $\text{Fe}^{3+}$ ), in soluzione acquosa sono rispettivamente colorati in verde (debolmente) e giallo. Entrambi questi colori non interferiscono nella determinazione del punto finale.

Ricordati che nella determinazione della concentrazione degli ioni ferro(II) ( $\text{Fe}^{2+}$ ) occorre tenere conto del rapporto stechiometrico della reazione.

**Domanda 2A.1c** Determina il coefficiente che lega le moli di ferro(II) ( $n_{\text{Fe}}$ ) presenti nel campione alle moli di permanganato ( $n_{\text{perm}}$ ) aggiunte al punto finale. Rispondi completando lo spazio apposito sul **foglio risposte**.

### Materiali a disposizione:

- Beuta o becher da 250 mL
- Becher da 100 mL
- Buretta da 50,0 mL con supporto
- Pipetta da 20,0 mL con pipettatore
- Cilindro graduato da 50 mL
- Imbutino
- Bacchetta di vetro per mescolare
- Pipette in plastica
- Becher per i rifiuti
- Acqua deionizzata in spruzzetta
- Soluzione incognita di Fe(II) (potrebbe essere a disposizione in comune)
- Soluzione di permanganato di potassio a titolo noto (**ca. 0,020 M**) (**ATTENZIONE! Macchia!**)
- Acido solforico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluito (ca. 1 M) (**ATTENZIONE! Corrosivo!**)
- Pennarello indelebile
- Un foglio bianco

**ATTENZIONE!** La buretta è uno strumento fragile. Se usata con scarsa attenzione può rompersi in schegge taglienti. Non applicare forze laterali. Non sforzare il rubinetto: se dovesse essere troppo duro da ruotare, avverti il tuo insegnante. Per qualsiasi dubbio su come maneggiarla, chiedi aiuto al tuo insegnante. Fatti eventualmente aiutare da un compagno quando devi riempirla.

**Il livello nella buretta** si determina *di norma* osservando il fondo del menisco del liquido. A causa del colore intenso della soluzione di  $\text{KMnO}_4$  il menisco non è tuttavia visibile. Per leggere i volumi nella buretta bisogna quindi prendere come riferimento il livello superiore del liquido.

**Le pipette**, per rilasciare il volume nominale, di norma devono essere mantenute verticali e lasciate svuotare per gravità in contatto con la parete (inclinata) del recipiente di raccolta. Se rimarrà una piccola porzione di liquido nella punta, la calibrazione di fabbrica ne tiene già conto. Per indicazioni sull'uso del pipettatore puoi chiedere aiuto a un insegnante.

### Procedura sperimentale

1. Riempi la buretta con la soluzione di  $\text{KMnO}_4$ : versa prima un poco di soluzione nel becher da 100 mL ben asciutto, e trasferiscila dal becher alla buretta aiutandoti eventualmente con l'imbutino. Per riempire completamente anche il tratto del beccuccio al di sotto del rubinetto, apri rapidamente il rubinetto al massimo e lascia scorrere per circa un secondo il contenuto dentro lo stesso becher, quindi richiudi il rubinetto. All'occorrenza ripeti. Azzerla la buretta riempiendola e facendo scendere il livello fino allo zero (oppure segnati il volume iniziale di liquido).
2. Trasferisci nel becher/beuta da 250 mL **20,0 mL** di soluzione di soluzione di  $\text{Fe(II)}$ .
3. Con il cilindro graduato aggiungi circa **30 mL** di acido solforico 1 M.
4. **Titola** la soluzione facendo gocciolare dalla buretta la soluzione di  $\text{KMnO}_4$ . Ogni tanto agita la soluzione con la bacchetta (solo se usi un becher) o roteando leggermente la beuta. Poni **un foglio bianco** sotto e/o dietro al recipiente per meglio apprezzare le variazioni di colore.
5. Quando il colore del permanganato comincia a persistere più a lungo prima di scomparire vuol dire che stai per raggiungere il punto finale. A questo punto aggiungi il permanganato **goccia a goccia** e agita la soluzione dopo ogni aggiunta.
6. Nel momento in cui la **prima sfumatura percepibile** del colore del permanganato persiste per almeno 30 s, vuol dire che hai raggiunto il punto finale. Segna sul **foglio risposte (2A.2)** il volume di soluzione di  $\text{KMnO}_4$  necessario.
7. Svuota nel becher per i rifiuti e sciacqua accuratamente il recipiente da 250 mL, rabbocca se necessario la buretta con  $\text{KMnO}_4$  e ripeti la titolazione per altre due volte (tre se dovesse andare storto qualcosa). Per le titolazioni successive alla prima, puoi procedere più rapidamente se in base alle titolazioni precedenti hai già un'idea approssimativa del volume di titolante necessario a raggiungere il punto finale.
8. Per ciascuna titolazione svolta calcola il valore della concentrazione della soluzione di  $\text{Fe(II)}$ , quindi ricava il valore medio e fornisci una stima dell'incertezza della misura. Riporta il risultato e i calcoli sul **foglio risposte (2A.2)**.

### Domande

Rispondi alle domande **2A.3** e **2A.4** sul **foglio risposte**.

## 2B – Misure di concentrazione sfruttando la luce

Alcune sostanze sono colorate, e possono conferire un colore alle loro soluzioni.

Una sostanza appare colorata se le sue molecole catturano (assorbono) la luce nello spettro visibile e appare del colore complementare a quello della luce assorbita.

Maggiore è l'intensità del colore di una soluzione, maggiore è la concentrazione del soluto colorato.

Questo principio può essere sfruttato per effettuare misure *colorimetriche* di concentrazione.

Poiché la misura fatta attraverso l'uso dell'occhio umano può risultare poco oggettiva, con l'avanzare della tecnologia sono stati costruiti degli strumenti che risultano più accurati e precisi.

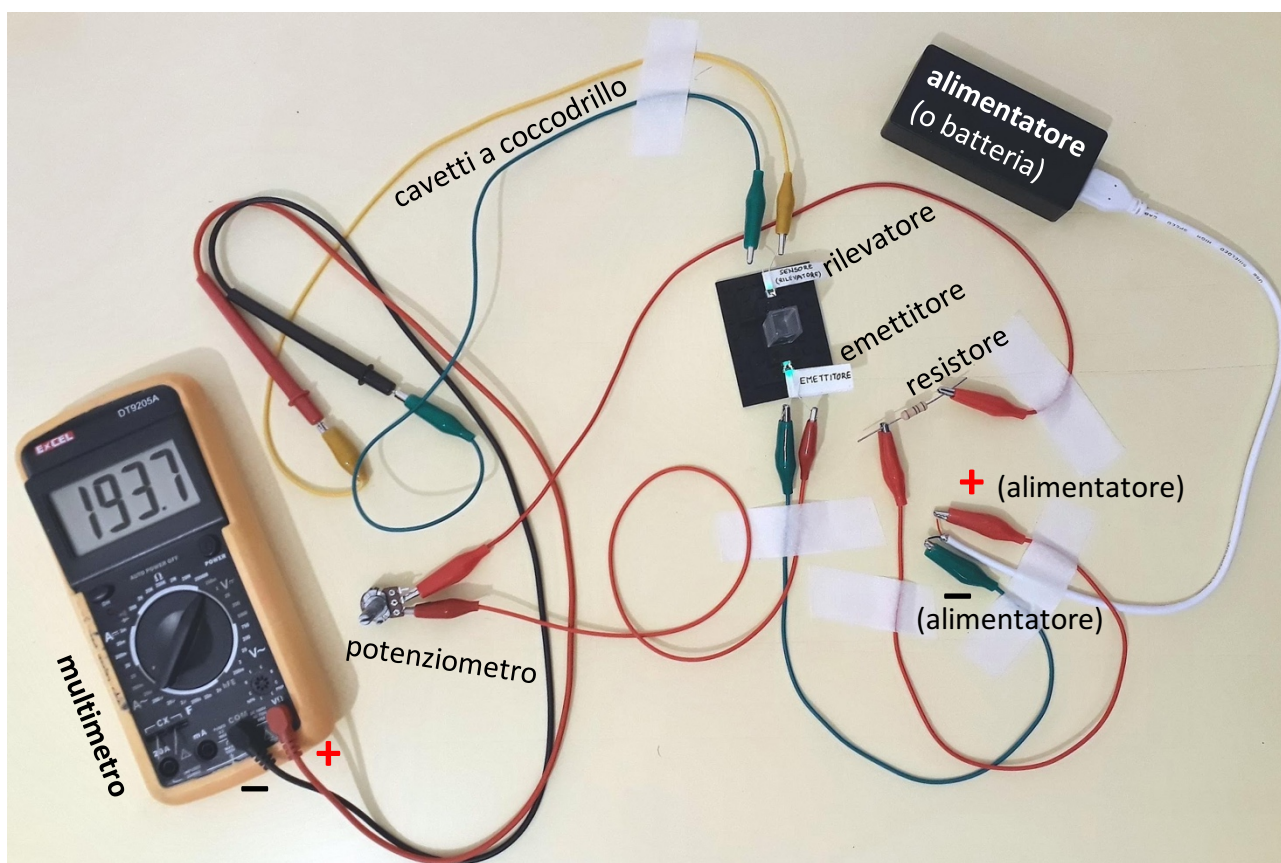
Una misura colorimetrica viene quindi effettuata attraverso uno strumento detto **fotometro** (o talvolta colorimetro), formato da una **sorgente di luce** che incide su un contenitore di dimensioni costanti nel quale è inserita la soluzione colorata da analizzare (campione), e da un **sistema rilevatore**, cioè un **sensore di intensità luminosa**, posto oltre l'alloggiamento del contenitore, che misura l'intensità del raggio trasmesso.

In questa parte di esperimento metterai a punto un semplice fotometro che utilizzerai per studiare come l'assorbimento della luce da parte del permanganato di potassio dipende dalla concentrazione delle sue soluzioni.

I **LED** (Light-Emitting Diode) sono economici dispositivi elettronici a base di semiconduttori che emettono luce quando sono attraversati da una corrente elettrica. Gli stessi LED sono anche sensibili alla luce che li colpisce e generano un piccolo segnale, proporzionale all'intensità della luce incidente, facile da misurare con un multimetro. Oggi sfrutterai dei LED sia come sorgenti che come sensori di luce.

### 2B.1 Costruzione del fotometro

*Segui attentamente il testo. L'aspetto del sistema assemblato dovrebbe somigliare a quello nelle fotografie.*





## Materiali

- 1 supporto (LEGO, legno o stampa 3D)
- 2 LED (contrassegnati come “emettitore” e “sensore/rilevatore”) già fissati al supporto
- 1 resistore
- 1 potenziometro (resistore variabile)
- 6 cavetti a coccodrillo (per collegamenti elettrici)
- 1 generatore di tensione (alimentatore o batteria)
- 1 multimetro
- 1 cuvetta pulita
- acqua deionizzata
- nastro adesivo
- carta assorbente

*I materiali potrebbero variare leggermente. Gli insegnanti segnaleranno eventuali variazioni.*

**N.B.:** Chiedi assistenza se i LED non risultano ben stabili all’interno dei rispettivi alloggiamenti.

## Rilevatore

Collega con due cavetti a coccodrillo il piedino più lungo del LED “rilevatore” al **polo positivo (rosso)**, per misure di voltaggio) del multimetro e il piedino più corto al **polo negativo (nero)**.

Fa’ attenzione che i collegamenti positivo e negativo non entrino in contatto lungo i loro percorsi. Se lo desideri, blocca i vari cavi attaccandoli al piano di lavoro con un po’ di nastro adesivo.

Regola il multimetro per misure di tensione sulla scala di **200 mV** in corrente **continua**.

La sigla per indicare la corrente continua è DC (*Direct Current*), oppure si utilizza il simbolo di una linea continua (—) affiancata a tre linee più corte (---).

## Emettitore

Collega il piedino **più lungo** del LED emettitore ad uno dei piedini laterali del potenziometro.

Collega il piedino **centrale** del potenziometro ad uno dei capi del resistore.

Chiedi ad un insegnante come funziona il generatore a tua disposizione.

Ora presta **attenzione a non provocare cortocircuiti** (collegamenti diretti tra polo positivo e polo negativo), che potrebbero danneggiare il generatore.

Per evitarli puoi sfruttare pezzi di nastro adesivo o di carta (asciutta) per proteggere le parti metalliche scoperte, o puoi bloccare i cavi ad una certa distanza tra loro sempre con il nastro adesivo.

Collega il piedino **più corto** del LED emettitore al **polo negativo** del generatore di tensione. Questo è solitamente **nero** o contrassegnato dal segno —.

Collega il secondo piedino del **resistore** al **polo positivo** del generatore. Questo è solitamente **rosso** o contrassegnato dal segno +.

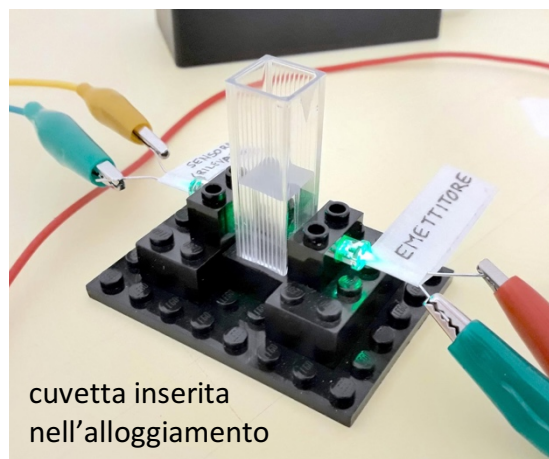
**Quando sei sicuro** che tutti i collegamenti sono corretti (chiedi conferma a un insegnante), accendi/collega il generatore.

## Le cuvette e il loro corretto orientamento

Le misure fotometriche in ambito chimico si effettuano di norma in piccoli recipienti trasparenti di sezione rettangolare o quadrata (nel tuo caso con **lato interno di 1,00 cm**), detti *cuvette*.

Le cuvette hanno almeno due pareti opposte lisce e trasparenti. La luce deve attraversare queste pareti, e non quelle zigrinate o opache, che la diffonderebbero riducendo l’accuratezza della misura.

Nel tuo fotometro le pareti trasparenti dovranno quindi fronteggiare i due LED. Se ti è possibile, inserisci ogni cuvetta nel fotometro sempre con lo stesso orientamento.



cuvetta inserita  
nell'alloggiamento

Le cuvette di plastica **possono rigarsi o sporcarsi facilmente**, con conseguenze sulla qualità delle misure. Quando le maneggi, vi trasferisci liquidi o le contrassegni con un pennarello, presta particolare attenzione alle aree attraversate dal fascio luminoso. Evita la formazione di bolle d'aria sulle pareti interne o di gocce su quelle esterne. La pulizia con carta deve avvenire tamponando delicatamente e senza strofinare.

### Regolazione dell'intensità dell'emettitore

Riempi per circa  $\frac{3}{4}$  una cuvetta con acqua deionizzata e inseriscila nell'alloggiamento **secondo il corretto orientamento**.

Mentre la cuvetta con acqua è nel fotometro, regola il potenziometro per massimizzare la lettura sul multimetro, senza però superare il valore di ca. 190-195 mV (N.B.: **non** è importante raggiungere *esattamente* quei valori). Se il massimo valore raggiungibile fosse inferiore a 100 mV, chiedi assistenza.

Verifica che la lettura si stabilizzi e soprattutto non vada fuori scala, nel qual caso dovrai abbassare leggermente l'intensità per rientrare nell'intervallo ideale.

Evita che luci esterne molto forti raggiungano il rilevatore, influenzandone il funzionamento.

Ora il tuo strumento è pronto per poter effettuare le misure!

### Alcuni aspetti legati alle misure al fotometro – il bianco

Le misure fatte al fotometro si basano sul **confronto** tra l'intensità luminosa che supera il **campione incognito**, e quella che supera un campione privo di sostanze colorate, detto **bianco**.

Il bianco nel tuo caso è costituito dall'acqua deionizzata.

L'intensità della luce che raggiunge il rilevatore è **direttamente proporzionale al voltaggio** mostrato dal multimetro. Per questo confrontare le letture al multimetro equivale a confrontare le intensità.

**Domanda:** Osserva il tuo fotometro e rispondi alla domanda **2B.1** sul foglio risposte.

## 2B.2 Curva di calibrazione per il permanganato di potassio

### Materiali

- fotometro (*vedi parte precedente*)
- 6 cuvette pulite, più quella già usata in precedenza, contenente acqua deionizzata
- soluzione di permanganato di potassio **più diluita rispetto a quella usata nella parte A** (in comune, in una buretta o recipiente munito di pipetta graduata) (**Attenzione! macchia!**)
- acqua deionizzata
- pipette Pasteur (plastica)
- 6 becher da 100 mL oppure bicchieri monouso in plastica
- bacchetta di vetro per mescolare
- recipiente dei rifiuti liquidi
- cilindro graduato da 50-100 mL
- carta assorbente
- carta millimetrata
- calcolatrice scientifica

### Procedimento sperimentale

Ora misurerai la luce assorbita da soluzioni a concentrazione via via crescente, preparate dosando quantità crescenti della soluzione di permanganato, in volumi noti di acqua deionizzata.

Come prima cosa, annota sull'apposito spazio sul **foglio risposte** la concentrazione della soluzione di permanganato a disposizione, in comune, per questo esperimento.

Prepara i 6 becher/bicchieri, numerali da 1 a 6, e in ciascuno aggiungi circa 50 mL d'acqua deionizzata. Riporta sul foglio risposte il volume **esatto** di acqua per ogni recipiente.

Prepara ciascun campione come di seguito precisato, e analizzalo al fotometro:

1. Aggiungi nei sei recipienti (dal n. 1 al n. 6) volumi crescenti di soluzione di permanganato e in particolare circa 1 mL (n. 1), 2 mL (n. 2), 3 mL (n. 3), 4 mL (n. 4), 5 mL (n. 5), 6 mL (n. 6). **Non usare la soluzione 0,020 M che hai utilizzato per le titolazioni, bensì quella più diluita, la cui concentrazione è riportata sul recipiente in comune.** Mescola ciascuna soluzione. Riporta nella tabella sul foglio risposte il volume **esatto** di soluzione di permanganato aggiunto in ciascun recipiente.
2. Usa una pipetta Pasteur (possibilmente di plastica) per trasferire un po' di soluzione dal recipiente n. 1 ad una cuvetta pulita, riempiendola per circa  $\frac{3}{4}$ . Controlla che non ci siano bolle d'aria nelle cuvette.
3. Inserisci nell'alloggiamento del fotometro prima la cuvetta con il bianco (acqua), con il corretto orientamento, e regola se necessario l'intensità come nella fase di assemblaggio, in modo che non superi il fondo scala dello strumento. Attendi qualche istante affinché la misura si stabilizzi, e **registrane il valore ( $I_0$ ) sulla tabella sul foglio risposte**, nella riga relativa al bianco.
4. Inserisci ora nel fotometro la cuvetta contenente la soluzione diluita di permanganato n. 1 e riporta nella **tabella sul foglio risposte** il valore ( $I$ ) mostrato dal multimetro.
5. Prosegui allo stesso modo con le altre soluzioni **effettuando sempre sia la misura del bianco che quella del campione**, sino ad effettuare la misura della soluzione n. 6.

In questo modo otterrai sei diverse misure a concentrazione crescente.

## Analisi dei dati

**Importante:** in questa parte avrai a che fare con concetti matematici sicuramente poco familiari, ma non sarà necessario comprenderli per poter concludere con successo l'esperimento!

### La trasmittanza

Il rapporto tra l'intensità della luce che supera il campione ( $I$ ) e quella che supera il bianco ( $I_0$ ) viene chiamato **trasmittanza ( $T$ )**:

$$T = I/I_0$$

La trasmittanza è una misura della frazione della luce che viene trasmessa (e quindi non assorbita) da un materiale; è un numero puro e può anche essere espresso come percentuale.

### La legge di Lambert-Beer e l'assorbanza

La legge (detta di Lambert-Beer) che lega la trasmittanza alla concentrazione  $C$  di una soluzione e al suo spessore  $l$ , è di tipo esponenziale:

$$T = 10^{-\varepsilon Cl}$$

La costante  $\varepsilon$  è detta **coefficiente di estinzione**, è una caratteristica propria della sostanza e dipende anche dal "colore" della luce usata nella misura.

Nei prossimi anni imparerai che un'**operazione inversa** dell'elevamento a potenza è il **logaritmo**, che consente di ricavare l'**esponente** (l'operazione della radice, che già conosci, consente di ricavare la **base**):

$$\text{Se } a^b = c, \text{ allora } a = \sqrt[b]{c} \text{ e } b = \log_a c.$$

Se la base è 10, il simbolo del logaritmo è  $\log_{10}$ .

Questo significa che la legge di Lambert-Beer può essere riscritta in questo modo:

$$\varepsilon Cl = -\log_{10}(T)$$

Dando il nome di **assorbanza ( $A$ )** alla quantità  $-\log_{10}(T)$ , e considerando che lo spessore  $l$  è una costante come lo è  $\varepsilon$  ( $\varepsilon \cdot l = k$ ), la formula si semplifica ulteriormente:

$$A = k \cdot C$$

Questa formula lega in modo semplice l'assorbanza alla concentrazione di una soluzione.

Il logaritmo in base 10 della trasmittanza, che non è altro che l'**assorbanza** cambiata di segno, può essere calcolato facilmente con qualsiasi calcolatrice scientifica: premi il tasto **log** oppure **log<sub>10</sub>** (a seconda del modello di calcolatrice) **dopo** aver calcolato o digitato il valore di  $T$ . Se hai dubbi sul tasto da premere, puoi verificare che il  $\log_{10}$  di 10 vale 1, quello di 100 vale 2, quello di 0,01 vale  $-2$ .

L'assorbanza di una soluzione colorata è sempre un numero positivo.

- **Calcola** le trasmittanze ( $T$ ) dei vari campioni, e riportale nella tabella **2B.2.1** sul **foglio risposte**, anche in forma percentuale ( $T\%$ ).
- **Calcola** con la calcolatrice il valore dell'assorbanza per ciascun campione, compreso il bianco, e riportalo nella tabella **2B.2.1** sul **foglio risposte**.
- Traccia **su un foglio di carta millimetrata** un **grafico (2B.2.2)** *ben fatto* dei tuoi valori sperimentali dell'**assorbanza in funzione della concentrazione**. Usa tutto lo spazio a disposizione.
- Traccia su questo grafico la **retta**, individuata graficamente, che meglio approssima l'andamento dei dati sperimentali (**2B.2.3**). Se l'andamento dovesse deviare significativamente da una retta per i valori più elevati di concentrazione, usa solo i primi punti più allineati.
- Determina il valore della **pendenza** della retta tracciata sul grafico e usalo per calcolare il **valore di  $\varepsilon$**  espresso con le corrette unità di misura, tenendo presente che  $l = 1,00$  cm. Rispondi sul **foglio risposte (2B.2.4)**. Dal momento che la concentrazione  $C$  è espressa in mol/L,  $\varepsilon$  in questo caso è detto **coefficiente di estinzione molare**.

## 2B.3 Determinazione della concentrazione di campioni incogniti

Hai a disposizione due campioni di soluzione di permanganato di concentrazione non nota. Sfrutterai i dati di calibrazione per determinarne le concentrazioni usando il fotometro.

### Materiali

- fotometro (*vedi parti precedenti*)
- soluzioni incognite (**X e Y**) di  $\text{KMnO}_4$
- 2 cuvette pulite, più il bianco con acqua
- pipette Pasteur (plastica)

### Procedimento

1. Trasferisci con una pipetta pulita ciascun campione incognito in una cuvetta, riempiendola per  $\frac{3}{4}$ .
2. Per ciascuna cuvetta, effettua una misura al fotometro esattamente come nella fase di calibrazione, e calcola trasmittanza e assorbanza. Riporta i dati nella tabella sul **foglio risposte (2B.3.1)**.
3. Ricava le concentrazioni dei due campioni incogniti a partire dai dati di calibrazione. Riporta i risultati, il metodo e i calcoli nell'apposito spazio sul **foglio risposte (2B.3.2)**.

## 2B.4 Considerazioni finali

Per concludere, rispondi alle richieste **2B.4.1-3** sul **foglio risposte**.

*Fine!*