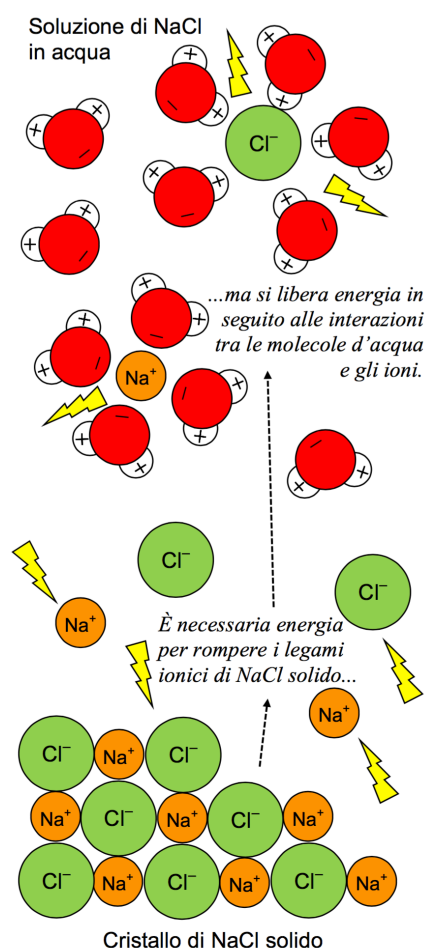


Tema 2 – CHIMICA – Ghiaccio istantaneo e calori di reazione

Introduzione

Tutti i processi chimici sono accompagnati da variazioni di energia, dovute al bilancio tra l'energia necessaria per rompere i legami e l'energia emessa nella formazione dei nuovi legami. È possibile rilevare e misurare l'energia assorbita o ceduta all'ambiente sotto forma di calore.



Anche la dissoluzione di un soluto in un solvente è di fatto una reazione chimica nel corso della quale i legami (deboli) intermolecolari tra molecole o ioni del soluto sono rotti e sostituiti con i legami (deboli) tra le molecole del solvente e gli ioni o le molecole del soluto.

Il calore scambiato nel corso di un processo che avviene a pressione costante coincide con la variazione di una proprietà termodinamica dei reagenti chiamata **entalpia** (H). L'entalpia non è altro che un modo conveniente di esprimere l'energia quando ci si trova di fronte a scambi di calore nelle condizioni usuali del laboratorio, quali quelle in cui si opera in questa esperienza.

Un chimico può determinare gli scambi di calore che accompagnano un dato processo facendolo avvenire all'interno di un **calorimetro**. Un calorimetro è un contenitore isolato progettato per limitare il più possibile gli scambi di calore con l'ambiente esterno. Il calore Q scambiato nel corso del processo determina una variazione di temperatura ΔT all'interno del calorimetro, il quale è caratterizzato da una certa capacità termica complessiva C. La variazione di entalpia ΔH si misura osservando la variazione di temperatura nel calorimetro a pressione costante e valgono le seguenti relazioni:

$$\Delta H = -Q \quad Q = C \cdot \Delta T \quad \Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{iniziale}}$$

Per convenzione, se la reazione **assorbe** calore, ΔH è **positivo**; se **cede** calore, ΔH è **negativo**. Q è il calore *assorbito* dal calorimetro e *ceduto* dai reagenti (o viceversa), quindi la variazione di entalpia legata alla reazione avrà segno opposto.

Si dice **esotermica** una reazione che libera calore ed **endotermica** una reazione che assorbe calore.

Nelle attività che seguono, utilizzerai un calorimetro la cui capacità termica complessiva è approssimabile con quella dell'acqua contenuta al suo interno:

$$C \approx 4,18 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1} \cdot m_{\text{aq}}$$

dove m_{aq} rappresenta la massa di acqua presente nel calorimetro.

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 ($1 \text{ M} = 1 \text{ mol/L}$).

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

Elemento	H	C	N	O	Na	Cl	K	Ca
A_r	1.0	12.0	14.0	16.0	23.0	35.5	39.0	40.0

RACCOMANDAZIONI:

Fai sempre attenzione quando maneggi le sostanze chimiche e le attrezzature!

Indossa sempre le protezioni, in particolare gli occhiali!

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.

Un bel respiro... e buon divertimento!

2A Costruzione di un calorimetro.

La costruzione del calorimetro spetta a te. Dovrai costruire un cappotto isolante intorno ad un vasetto di yogurt che sarà il recipiente in cui svolgerai gli esperimenti.

Domanda 2A.1

Avendo a disposizione un singolo strato di isolante termico come quello che ti è stato fornito, l'isolamento termico migliore si ottiene... (Rispondi sul **foglio risposte**)

- A) Pressando l'isolante.
- B) Mantenendone lo spessore inalterato.
- C) È indifferente.

Materiali

- Un vasetto di yogurt da 500 g (vuoto!) con coperchio
- Una striscia di isolante termico in fibra di poliestere (spessore 3 cm)
- Nastro adesivo largo (in comune)
- Forbici e taglierino
- Termometro con sensibilità 0.1 °C

Procedura

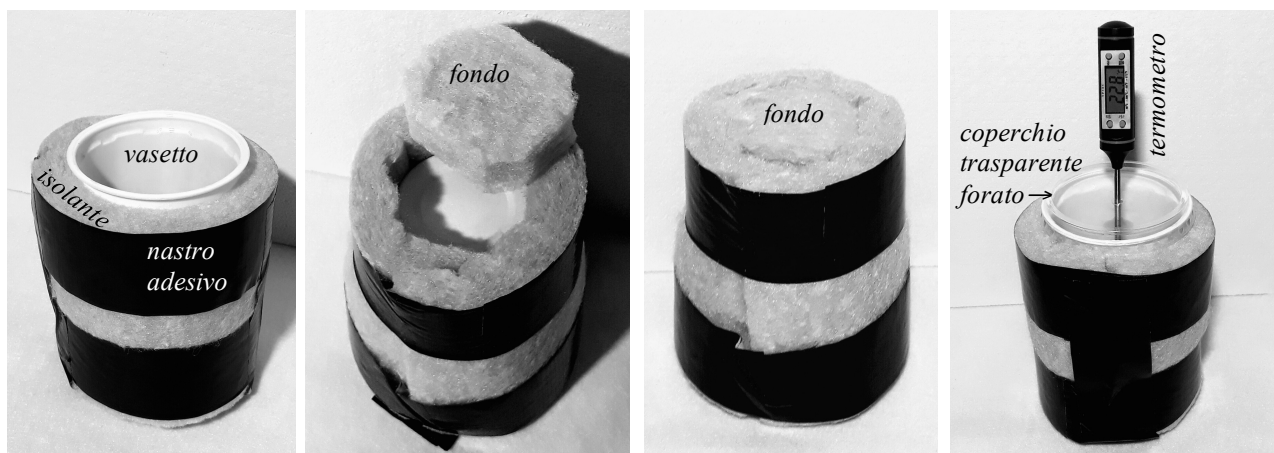
Cerca di ottenere un risultato simile a quello riportato nelle fotografie.

- Dopo esserti assicurato che l'altezza della striscia di isolante sia lunga circa 3 cm in più rispetto all'altezza del vasetto, tagliala a misura in modo che avvolga completamente il vasetto da subito sotto il bordo superiore in giù. Tieni presente che il vasetto è leggermente conico.
- Utilizza il nastro adesivo per mantenere chiuso l'isolante intorno al vasetto. Conviene cominciare avvolgendo prima il bordo superiore e poi quello inferiore.
- Dal materiale isolante avanzato ritaglia un pezzo approssimativamente circolare leggermente più largo del fondo del vasetto e utilizzalo per completare l'isolamento del vasetto. Assicura il fondo con il nastro adesivo. *N.B.: È opportuno che il calorimetro sia stabile quando poggiato su superfici orizzontali, quindi cerca di ottenere un fondo il più piatto possibile.*
- Taglia un foro al centro del tappo trasparente largo quanto basta per consentire l'inserimento della sonda del termometro e il suo movimento (la sonda sarà utilizzata per agitare le soluzioni).
- Il vasetto dovrebbe restare libero di essere estratto dal cappotto isolante per i lavaggi o sollevato quel tanto che basta da permettere l'incastro del coperchio trasparente.

Domanda 2A.2

Se il cappotto di fibre si bagna, l'isolamento termico del calorimetro...
(Rispondi sul **foglio risposte**)

- A) Migliora
- B) Peggiora
- C) Non cambia



Costruzione del calorimetro.

2B Progettazione di una busta di ghiaccio istantaneo.

Una busta di ghiaccio istantaneo è un dispositivo di primo soccorso spesso utilizzato in caso di infortuni. Solitamente si compone di due sacchetti di plastica. Uno contiene un composto ionico e l'altro contiene dell'acqua. Comprime con forza la busta, si provoca la rottura del sacchetto più interno e l'acqua e il composto ionico si mescolano. La dissoluzione del composto ionico in acqua comporta una variazione di entalpia ed un calo della temperatura complessiva della busta.

Nel corso di questa attività esperimenterai le variazioni di entalpia associate alla dissoluzione in acqua di alcuni composti comuni e sfrutterai i dati raccolti per progettare una busta di ghiaccio istantaneo efficace ed economica.

Materiali

- Il tuo calorimetro (vedi **parte 2A**)
- Cilindro graduato da 200 mL (o da 100 mL)
- Termometro con sensibilità 0.1 °C
- Bilancia con sensibilità 0.1 g (in comune)
- Vetrino da orologio o carta oleata per le pesate alla bilancia (uno per banco o in comune)
- Spatoline/cucchiaini di plastica per prelevare i reagenti (pulire bene dopo ciascun prelievo)
- Carta assorbente

Reagenti (in comune)

- NaOH * (soda caustica: **ATTENZIONE! Corrosivo! Utilizzare occhiali e guanti**)
- NH₄Cl (cloruro d'ammonio) (**evitare contatto con NaOH e soluzioni basiche!**)
- NaCl (cloruro di sodio)
- KCl (cloruro di potassio)
- CaCl₂ anidro * (cloruro di calcio)
- NH₄NO₃ (nitrato d'ammonio) (**evitare contatto con NaOH e soluzioni basiche!**)
- Acqua (*anche di rubinetto*)

* **NOTA:** i reagenti contrassegnati con l'asterisco sono notevolmente **igroscopici**. Mantenere la bottiglia del reagente sempre chiusa e svolgere le pesate e gli esperimenti rapidamente.

ATTENZIONE! I sali di ammonio in contatto con basi forti come NaOH liberano **ammoniaca** gassosa, irritante per gli occhi, le vie respiratorie, etc.

Procedura sperimentale

ATTENZIONE! Indossa i guanti e gli occhiali, in particolar modo quando maneggi la soda caustica e le sue soluzioni.

Per ciascuno dei reagenti solidi:

- Svuota il calorimetro nello scarico del lavandino e sciacqualo brevemente. Sciacqua il lavandino.
- Trasferisci nel calorimetro ca. **200 g** di acqua. Segna il peso esatto dell'acqua trasferita sulla **tabella 2B.1** sul **foglio risposte**. Assumi $d(\text{H}_2\text{O}) = 1,00 \text{ g/mL}$.
- Copri con il coperchio trasparente e introduci la sonda del termometro.
- Pesa esattamente su un pezzo di carta oleata circa **6 g** del reagente e riporta il peso esatto sulla **tabella 2B.1**. *Agisci rapidamente con i due reagenti molto igroscopici!*
- Versa nell'acqua il reagente, richiudi il vasetto, mescola (con il termometro stesso o agitando il vasetto) fino a completa dissoluzione e riporta nella **tabella 2B.1** la temperatura iniziale e quella finale (la massima o minima raggiunta, a seconda dei casi).

Elaborazione dei dati

Compila tutti i campi della **tabella 2B.1** sul foglio risposte. Nella colonna ΔH dovrai riportare la variazione di entalpia *molare*, ovvero per una mole di sostanza disciolta.

Per quali dei composti analizzati la dissoluzione è un processo endotermico e per quali è esotermico? Rispondi completando l'ultima colonna della tabella.

La tabella contiene già i dati sperimentali raccolti in un esperimento identico svolto con KNO_3 (nitrato di potassio). Dovrai svolgere tutti i calcoli anche per questa sostanza.

Analisi di costi e fattibilità

Immagina di voler commercializzare una busta di ghiaccio istantaneo che sia la più economica possibile da produrre. Supponi di utilizzare **100 mL di acqua** e di volere un calo di temperatura di almeno **25°C** in modo che, quando attivata, la busta diventi abbastanza fredda anche nei giorni caldi.

Trascurando completamente la capacità termica delle sostanze aggiunte all'acqua e assumendo che il calore molare di soluzione non dipenda dalla concentrazione finale, stima la quantità di ciascuna sostanza necessaria a produrre la diminuzione di temperatura voluta e il relativo costo per produrre **1000 buste**. Riporta i risultati nella **tabella 2B.2** sul **foglio risposte**. Non è necessario calcolare il costo se la sostanza non è comunque idonea allo scopo. Indicherai sinteticamente la causa di esclusione nell'apposito spazio.

Sostanza	NaOH	NH_4Cl	NaCl	KCl	CaCl_2 anidro	NH_4NO_3	KNO_3
Densità (g/cm^3)	2,13	1,52	2,17	1,98	2,15	1,73	2,11
Solubilità a 100°C ($\text{g/100 g H}_2\text{O}$)	337	75	39	55	159	871	247
Solubilità a 25°C ($\text{g/100 g H}_2\text{O}$)	111	39,5	36,0	35,5	81,3	213	35,7
Solubilità a 0°C ($\text{g/100 g H}_2\text{O}$)	41,8	29,4	35,6	27	59,5	118,3	13,3
Temperatura di fusione (°C)	318	338	801	770	775	169,6	334
Costo industriale (€/tonnellata)	530	160	60	580	190	620	760

Nello spazio che segue la tabella 2B.2 indica quale sostanza sceglieresti per produrre le buste di ghiaccio istantaneo (giustificando brevemente la scelta) e riporta i calcoli svolti per riempire le colonne di **tabella 2B.2** per *quella* sostanza.

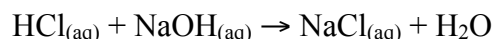
Nella tabella sulla pagina precedente trovi alcune proprietà che ti potrebbero essere utili per decidere quale sale è idoneo e quale il più conveniente. Per solubilità si intende la massima quantità di sostanza che può sciogliersi in una data quantità di solvente ad una data temperatura.

2C Titolazione di una soluzione di NaOH

Nel corso dell'attività 2D avrai bisogno di mescolare quantità equimolari di una soluzione di HCl e una di NaOH. La concentrazione della soluzione di HCl è nota, mentre non lo è quella di NaOH. Per determinarla dovrai svolgere una titolazione.

Reazione di neutralizzazione acido-base

La reazione di un acido con una base è detta reazione di neutralizzazione. In generale, gli ioni H^+ (liberati dall'acido) e OH^- (liberati dalla base) si combinano a formare acqua. Nel caso della coppia HCl/NaOH in soluzione acquosa, la formula della reazione è la seguente:



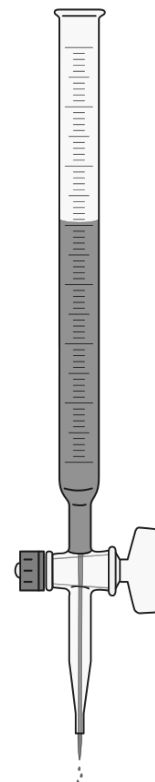
Titolazione, indicatore e punto di viraggio

La titolazione è un metodo di analisi chimica che permette di determinare la concentrazione di una soluzione di acido, di base, o di altre sostanze. Nel caso di acidi e basi, la metodica si basa su una reazione di neutralizzazione. Per determinare il punto finale della reazione ci si serve di un indicatore che è una sostanza il cui colore varia in base al livello di acidità (o basicità) della soluzione in cui si trova. Si chiama punto di viraggio il punto di cambiamento di colore dell'indicatore.

Quando, aggiungendo acido, tutta la base inizialmente presente viene consumata in seguito alla reazione di neutralizzazione, il pH della soluzione scende sotto il valore del punto di viraggio (per es. pH 9-10 per la fenolftaleina), provocando il viraggio dell'indicatore. Noti il volume iniziale di base, il volume di acido aggiunto al punto finale e la concentrazione di quest'ultimo, è possibile ricavare la concentrazione iniziale della base.

Per misurare accuratamente la quantità di soluzione titolante che è necessario aggiungere per raggiungere il punto equivalente, si utilizza solitamente uno strumento detto **buretta**: un lungo e stretto tubo verticale graduato (solitamente con tacche ogni 0.1 o 0.05 mL a fronte di volumi complessivi di 50 o 25 mL), dotato di un rubinetto sul fondo, come quello in figura.

Regolando con attenzione il rubinetto, la buretta consente aggiunte molto precise di reagenti. In realtà, qualunque strumento (pipetta graduata, contagocce...) in grado di consentire aggiunte di volumi precisi e noti di soluzione può essere utilizzato per una titolazione.



Materiali e reagenti

- Becher da 100 mL
- Becher da 250 mL
- Buretta da 50 mL con supporto
- Imbutino
- Pipetta da 10.0 mL con pipettatore
- Bacchetta di vetro
- Soluzione di HCl ca. 2 M (concentrazione indicata sull'etichetta)
- Soluzione di NaOH (concentrazione ignota)
- Soluzione di indicatore di pH (chiedi agli insegnanti quale colore attendersi al viraggio)
- Acqua deionizzata in spruzzetta
- Carta assorbente (in comune)

Procedura sperimentale

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.

RICORDA! Il livello nella buretta si determina osservando il **fondo** del menisco del liquido. Non devono mai rimanere gocce appese al beccuccio altrimenti la lettura non è accurata.

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.

- Riempi la buretta con la soluzione di HCl: 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)
- Trasferisci nel becher da 250 mL ca. 20 mL di soluzione di NaOH, riportando il volume esatto sul foglio risposte.
- Aggiungi nel becher acqua distillata fino a raggiungere un volume di circa 50-80 mL e due-tre gocce di soluzione di indicatore (o di più, se indicato dal tuo insegnante).
- Titola la soluzione facendo gocciolare dalla buretta la soluzione di HCl e mescolando con la bacchetta. Nel momento in cui l'indicatore comincia a virare, rallenta sensibilmente la velocità delle aggiunte di HCl fino a dosare goccia a goccia. Non appena il viraggio riguarda stabilmente l'intera soluzione, è stato raggiunto il punto finale. Segna sul **foglio risposte (2C.1)** il volume di HCl necessario.
- Vuota nel lavandino e sciacqua il becher da 250 mL, rabbocca la buretta con HCl e ripeti la titolazione per **altre due volte** (tre se dovesse andare storto qualcosa).
- Per ciascuna titolazione svolta calcola il valore della concentrazione della soluzione di NaOH, quindi ricava il valore medio e fornisci una stima dell'incertezza della misura. Riporta il risultato e i calcoli sul **foglio risposte (2C.1)**.

2D Calori di reazione

Per calore di reazione si intende il calore sviluppato nel corso di una reazione chimica. Nel caso di una reazione di neutralizzazione (vedi l'introduzione alla parte 2C), il calore (o entalpia) *molare* di reazione è definito come l'energia trasferita sotto forma di calore per ogni mole di H₂O formata. Nel caso di HCl+NaOH è di fatto l'energia trasferita per una "mole di reazione".

Materiali e reagenti

- Il tuo calorimetro (vedi **parte 2A**)
- Cilindro graduato da 200 mL (o da 100 mL)
- Termometro con sensibilità 0.1 °C
- Bilancia con sensibilità 0.1 g (in comune)
- Vetrino da orologio o carta oleata per le pesate alla bilancia (uno per banco o in comune)
- Carta assorbente
- Soluzione di HCl ca. 2 M a temperatura ambiente (concentrazione indicata sull'etichetta)
- Soluzione di NaOH a temperatura ambiente (concentrazione determinata in **attività 2C**)
- Acqua deionizzata
- NaOH solida (in comune) **ATTENZIONE!**

2D.1 Calore di neutralizzazione usando due soluzioni

Procedura sperimentale

- Assicurati che le temperature delle due soluzioni siano uguali e annota la temperatura iniziale sul **foglio risposte 2D.1**. Qualora fossero significativamente diverse, attendi che si equilibrino oppure, se hai molta fretta, usa come valore della temperatura iniziale la media (pesata rispetto ai volumi usati) delle temperature delle due soluzioni.
- Inserisci nel calorimetro la sonda del termometro (anche senza coperchio).
- Versa nel calorimetro 100 mL della soluzione più diluita.
- Quando sei pronto, versa nel calorimetro una quantità equimolare della soluzione più concentrata (calcola prima il volume riportandolo sul **foglio risposte 2D.1**).
- Mescola rapidamente con il termometro stesso registrando la temperatura massima raggiunta dalla soluzione.
- Calcola il calore sviluppato e il ΔH molare di reazione, riportando calcoli e risultato sul foglio risposte **2D.1**. Assumi che entrambe le soluzioni abbiano la stessa capacità termica di uguali volumi di acqua.
- Svuota il calorimetro e ripeti altre 2 volte, riportando sempre i dati sul **foglio risposte**. Calcola la media dei valori di ΔH ottenuti.

2D.2 Calore di neutralizzazione usando HCl_(aq) e NaOH solida

Procedura sperimentale

- Trasferisci nel calorimetro 100 mL di soluzione di HCl, aggiungi 100 mL di acqua deionizzata, mescola e misura la temperatura iniziale, riportandola sul **foglio risposte 2D.2**.
- Quando sei pronto, pesa su un vetrino di orologio o su carta oleata (entro 0,2 g) una quantità di NaOH capace di neutralizzare esattamente 100 mL della soluzione iniziale (ca. 2 M) di HCl (calcola prima la massa riportandola sul **foglio risposte 2D.2**).
- Trasferisci la NaOH nel calorimetro e mescola con la sonda del termometro fino a completa dissoluzione della soda. (**usa gli OCCHIALI!!!**) Registra sul **foglio risposte 2D.2** la massima temperatura raggiunta.
- Calcola il calore sviluppato dalla reazione e la variazione di entalpia molare, riportando i calcoli

e i risultati sul **foglio risposte 2D.2**. Assumi che la soluzione abbia la stessa capacità termica di un uguale volume di acqua e trascura la capacità termica del solido aggiunto. Se ti rimane molto tempo, puoi ripetere l'esperimento per altre 1-2 volte.

- Come spieghi la differenza nella variazione di entalpia molare rispetto al caso in cui l'NaOH era inizialmente in soluzione? Questa differenza risulta in linea con altri risultati sperimentali da te raccolti in esperimenti precedenti? Rispondi sul **foglio risposte 2D.2**.

Problema 2D.3

Per tutte le reazioni tra **acidi e basi forti** il valore del calore molare di neutralizzazione è lo stesso poiché è legato alla combinazione di H^+ e OH^- e non dipende dagli altri ioni.

Che temperatura si raggiunge mescolando in un calorimetro 100 mL di una soluzione 1 M di KOH e 100 mL di una soluzione 0,5 M di HNO_3 ? Entrambe le soluzioni inizialmente si trovano alla temperatura di $20^\circ C$.

Usa il valore dell'entalpia molare di neutralizzazione determinato precedentemente oppure, se non lo hai misurato (o non ne sei molto convinto), utilizza un valore "di lavoro" di -50 kJ/mol . Assumi le capacità termiche delle due soluzioni pari a quelle di uguali volumi di acqua.

Rispondi sul **foglio risposte** riportando i calcoli.

Fine!

del tema di Chimica