

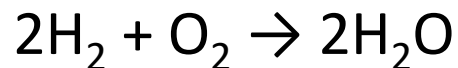
Esperienza 1

Determinazione della stechiometria di una reazione

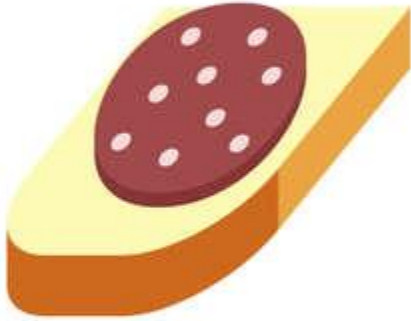
Stechiometria: rapporti numerici in cui si combinano le molecole (e quindi le moli) di ciascuna sostanza in una reazione chimica.

La reazione chimica è sempre definita da un'equazione, che deve essere bilanciata.

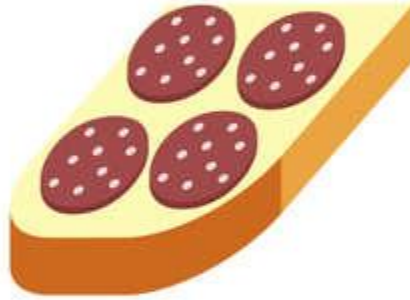
Ad esempio:



Stechiometria casalinga



1:1



1:4



1:3:2

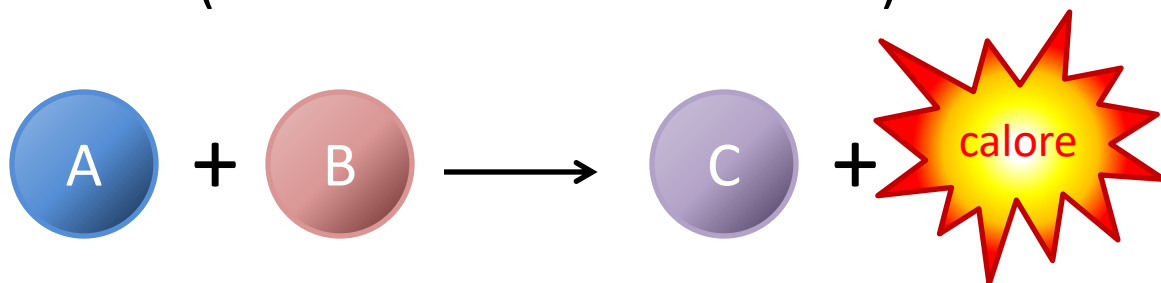


Per valutare i rapporti stechiometrici, è necessario **valutare il progredire** di una reazione chimica. **Come?**

Ad esempio misurando:

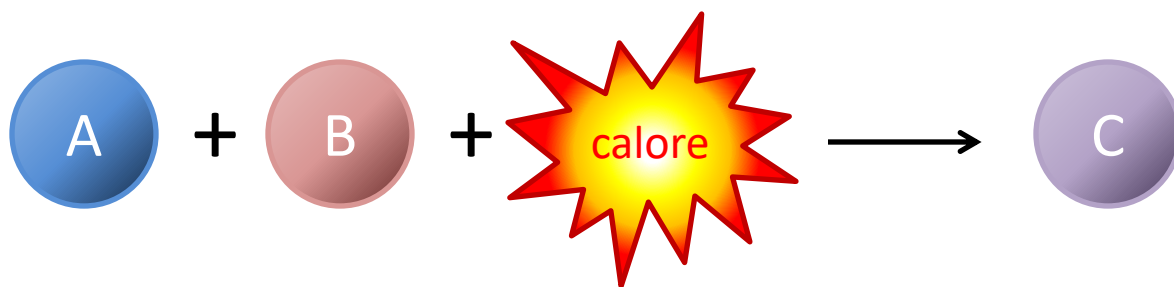
- Variazione di **pH**
- Formazione di un **composto poco solubile** (pesabile)
- Sviluppo di un **gas**
- Cambiamento nell'assorbimento della luce (**colore**)
- Variazione di **temperatura**
- Variazione della **conducibilità elettrica**
-

REAZIONE ESOTERMICA (reazione che libera calore)



Reazioni che formano composti stabili – esempio: combustione

REAZIONE ENDOTERMICA (reazione che assorbe calore)



Reazioni che consumano composti stabili – esempio: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

In questi casi si
valuta:
**Variazione di
temperatura in
un sistema
isolato
termicamente**

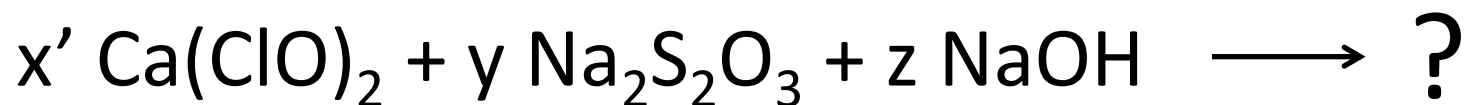
Esperienza 1:

Determinazione della stechiometria di una reazione redox

Stechiometria: rapporti in cui si combinano le molecole (e le moli) di ciascuna sostanza in una reazione chimica.

La reazione chimica è sempre definita da un'equazione, che deve essere bilanciata.

Reazione di ossidoriduzione (redox): reazione in cui avviene uno scambio di elettroni tra due o più reagenti, per cui gli stati di ossidazione di due o più specie cambiano nel corso della reazione.



$\text{Ca}(\text{ClO})_2$ = ipoclorito di calcio

Ossidante, ovvero sostanza che si riduce

L'ipoclorito ClO^- si riduce a cloruro Cl^-

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ = tiosolfato di sodio

Riducete, ovvero sostanza che si ossida

Il tiosolfato si ossida a....?

NaOH = idrossido di sodio, per generare un ambiente basico

In forma ionica:



$$x = 2x'$$

La reazione è **esotermica**. In un sistema **isolato termicamente**, al crescere della quantità di calore sviluppato crescerà anche il ΔT , quindi è possibile usare il ΔT misurato per valutare l'andamento del calore sviluppato al variare del rapporto tra i reagenti.

Come si correla la quantità di calore sviluppato con la stechiometria della reazione?

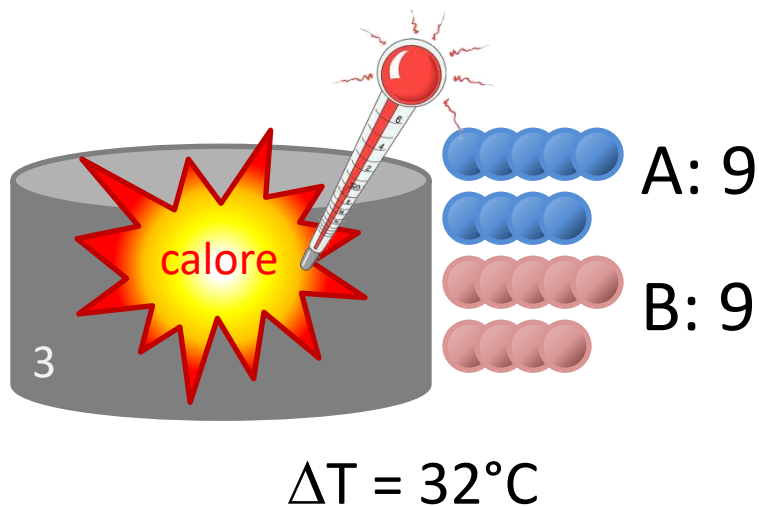
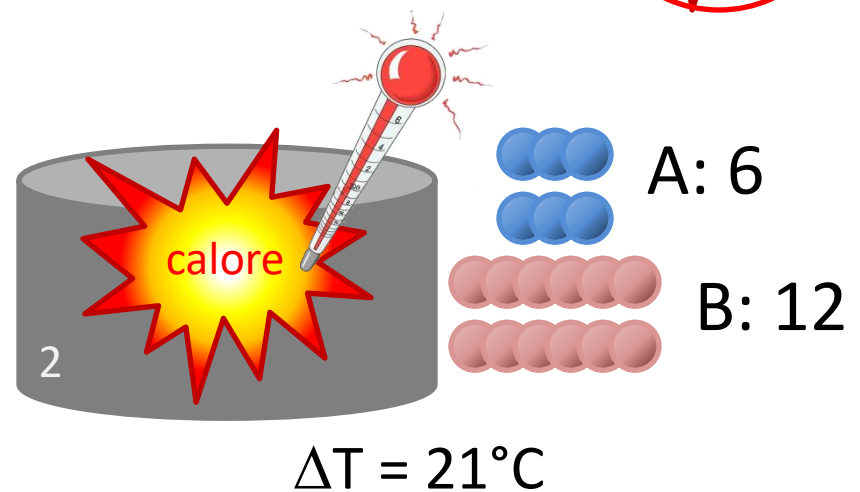
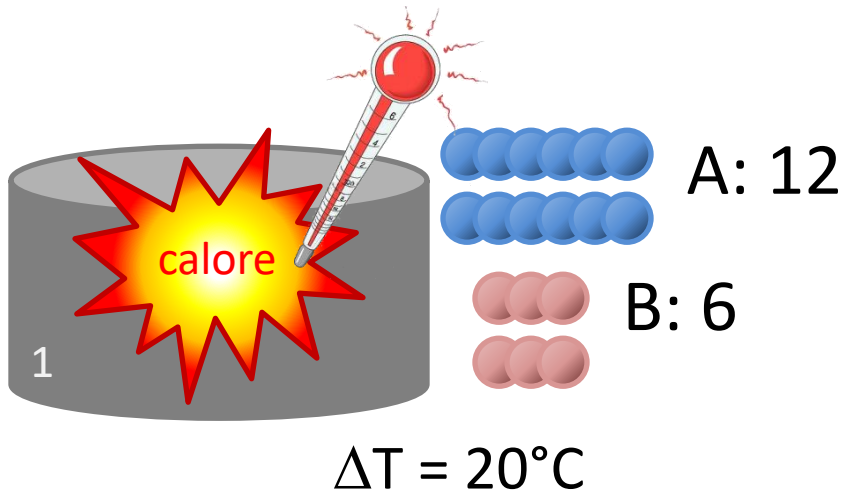
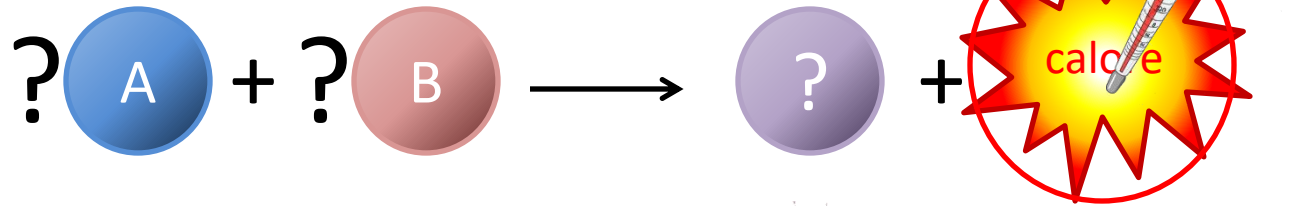
Se si mescolano esattamente y moli di $S_2O_3^{2-}$ con x moli di ClO^- , cioè nel rapporto stechiometrico corretto, si svilupperà un certo calore Q che porterà ad un dato valore di ΔT .

Se però, **mantenendo costante il numero totale di moli**, mescoliamo meno di y moli di $S_2O_3^{2-}$ con più di x moli di ClO^- , una parte di ClO^- rimarrà non reagito e quindi si svilupperà meno calore e si avrà un aumento di temperatura inferiore a prima.

Si può quindi concludere che, **mantenendo sempre rigorosamente costante il numero di moli totale dei due reagenti**, la massima quantità di calore sviluppato, e quindi il massimo incremento di temperatura, ΔT_{max} , si avrà quando i due reagenti vengono mescolati nel rapporto stechiometrico corretto.

Il reagente in maggior difetto rispetto al rapporto stechiometrico è detto **reagente limitante**.

DETERMINAZIONE DELLA STECIOMETRIA



Cosa è successo?

**Quante molecole di A e B
hanno reagito in ciascun caso?**

**Qual è la stechiometria della
reazione?**

Avete a disposizione:

- ✓ Matraccio da 250 mL
- ✓ 1 Becker o beuta di volume adatto
- ✓ Bicchiere di polistirolo o carta spessa
- ✓ Cilindri da max 50 mL
- ✓ Termometro
- ✓ Soluzione basica di $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ 0.25 M (già pronta)
- ✓ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (solido, mm = 158.11 g/mol)
- ✓ NaOH (solido, mm = 40.00 g/mol)

1. Preparazione dei reagenti

- ✓ Soluzione di **ipoclorito di calcio 0.25 M** (già pronta)

DA UTILIZZARE SOTTO CAPPRA (ciascuna coppia ne preleva circa 200 mL in un becker o una beuta)

- ✓ Preparare 250.0 mL di una soluzione:

Tiosolfato di sodio 0.5 M + Idrossido di sodio 1.1 M

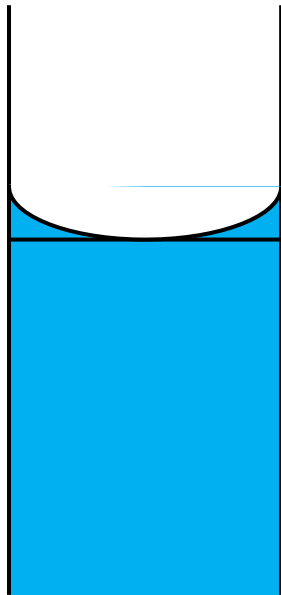
m in grammi
V in litri

- Pesare i solidi: $m = n \cdot PM = M \cdot V \cdot PM$
- Aggiungere circa 100 mL di acqua nel matraccio e aggiungere tutto l'idrossido di sodio (in modo **quantitativo**). Mescolare fino a completa dissoluzione.

La dissoluzione dell'idrossido è esotermica, quindi si scioglie NaOH in acqua e non viceversa. Attenzione agli schizzi e raffreddare prima di proseguire!

- Trasferire quindi il tiosolfato di sodio in modo **quantitativo** nel matraccio. Mescolare fino a completa dissoluzione.
- Portare a volume con acqua distillata: **MENISCO!!**

Per portare a volume,
il **MENISCO** del liquido
deve essere
TANGENTE alla tacca



**ATTENZIONE ALL'ERRORE
DI PARALLASSE**

2. Mescolamento dei due reagenti in diverse proporzioni mantenendo costante il numero totale di moli

Ipoclorito di calcio (Volume)	Tiosolfato di sodio + Idrossido di sodio (Volume)
5.0 mL	45.0 mL
15.0 mL	35.0 mL
20.0 mL	30.0 mL
25.0 mL	25.0 mL
30.0 mL	20.0 mL
35.0 mL	15.0 mL
45.0 mL	5.0 mL

Misurare i volumi usando i cilindri graduati

A inizio esperienza le soluzioni di ipoclorito e tiosolfato dovrebbero avere la stessa temperatura.

2. Mescolamento dei due reagenti di diverse proporzioni

- ✓ Per ogni mescola, mettere il reagente in volume maggiore nel bicchiere
- ✓ Se le temperature iniziali delle due soluzioni non sono uguali, utilizzare come T_{iniziale} quella della soluzione a volume maggiore.
- ✓ Aggiungere il secondo reagente (direttamente dal cilindro) più rapidamente possibile
- ✓ Mescolare attentamente il sistema e misurare la temperatura con il termometro e registrare il valore massimo raggiunto T_{finale}
- ✓ Calcolare la variazione di temperatura: $\Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{iniziale}}$

✓ Preparare Tabella come da procedura

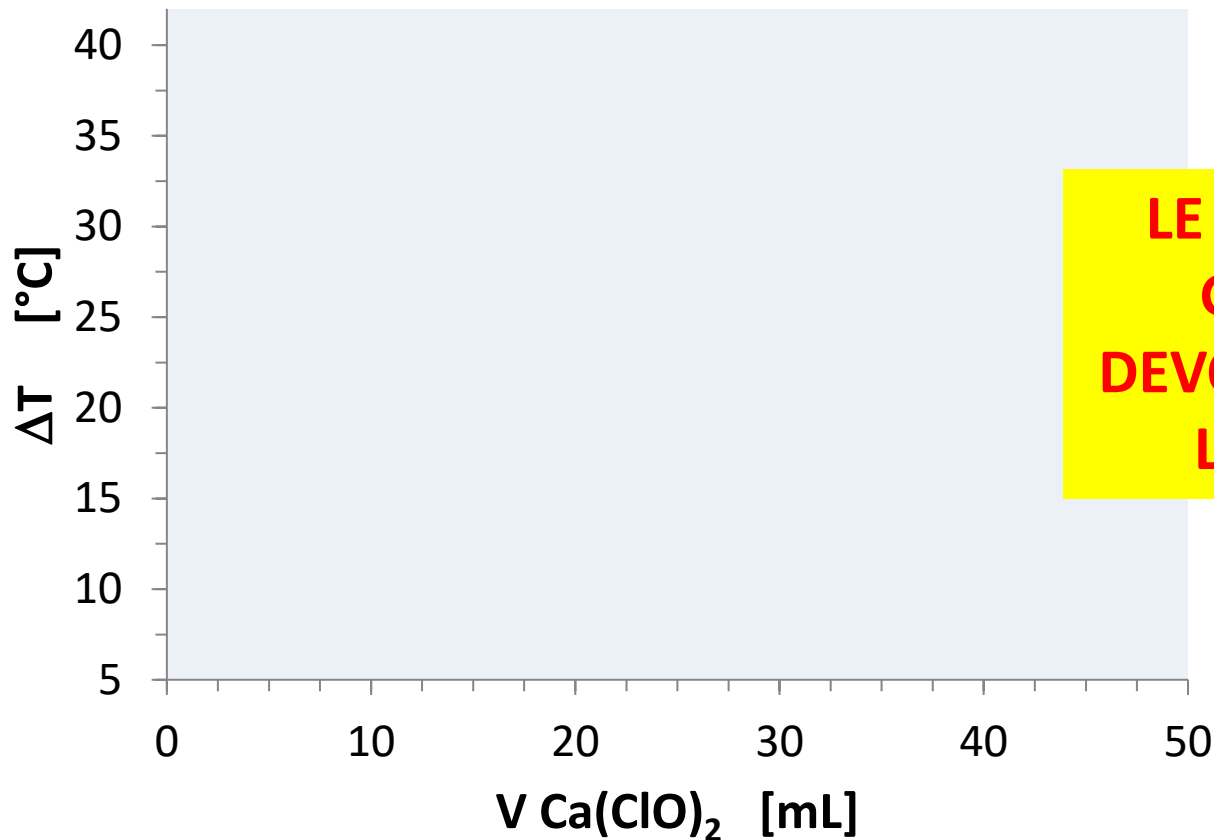
Per ogni mescola, individuare il reagente limitante.

Perché si misura la temperatura del reagente in volume maggiore?

Perché è necessario aggiungere rapidamente il secondo reagente?

3. Analisi dei dati

- ✓ Riportare in un grafico il valore del volume di soluzione di un reagente contro la variazione di temperatura osservata.
- ✓ Determinare dal grafico il volume del ΔT massimo



**LE SCALE DEL
GRAFICO
DEVONO ESSERE
LINEARI!!**

3. Analisi dei dati

Quante moli di ciascun reagente sono state utilizzate nel punto di massimo della curva?

$$n = M \cdot V$$



Per conoscere z e z' è necessario bilanciare la reazione.

3. Analisi dei dati

Che reazioni avvengono?

RIDUZIONE: $\text{ClO}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$

OSSIDAZIONE: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \longrightarrow ?$

- Bilanciare la reazione redox in forma ionica.
- Avendo determinato i coefficienti stechiometrici di ipoclorito e tiosolfato, e sapendo che l'ipoclorito si riduce a cloruro, individuare la natura del prodotto di ossidazione del tiosolfato e il suo coefficiente stechiometrico.
- Infine bilanciare la reazione redox individuando i coefficienti stechiometrici dell'idrossido e dell'acqua.

Rischio chimico e smaltimento dei rifiuti



H272 Può aggravare un incendio; comburente

H302 Nocivo se ingerito

H314 Provoca gravi ustioni cutanee e gravi lesioni oculari

H400 Molto tossico per gli organismi acquatici



Non presenta particolari problemi di tossicità



H290 Può essere corrosivo per i metalli

H314 Provoca gravi ustioni cutanee e gravi lesioni oculari

Tutte le miscele dopo reazione e tutte le soluzioni avanzate vanno raccolte nelle bottiglie per soluzioni contenenti ioni di metalli.

Esperienza Jolly

Determinazione della densità di una soluzione salina, dell'etanolo e dello zinco

Parte 1

Determinazione della densità di una soluzione salina e verifica della precisione di diversa vetreria

Contenitore	Massa del contenitore vuoto (g)	Massa del contenitore pieno (g)	Massa della soluzione (g)	Densità della soluzione (g/mL)	Errore percentuale
Cilindro graduato da 50 mL					
Pipetta da 10 mL					
Matraccio da 25 mL					
Becher da 100 mL					

$$\text{Errore percentuale} = \frac{\text{valore sperimentale} - \text{valore teorico}}{\text{valore teorico}} \times 100$$

Parte 2

Determinazione della densità di liquidi (alcol etilico) e solidi (zinco)

Prova	Massa di etanolo (g)	Volume di etanolo (mL)	Densità (g/mL)
1	39.448	50.0	0.789
2	39.392	50.0	0.788
3	39.489	50.0	0.790

densità media misurata = $0,789 \pm 0,001$ g/mL

Prova	Massa di zinco (g)	Volume di zinco (mL)	Densità (g/mL)
1	5.6133	0.9	6.2
2	7.6491	1.2	6.3
3	8.2164	1.3	6.3

Cifre significative!