

**Laboratorio di Chimica Generale**  
**Laurea Triennale in Geologia**

**Esperienza n°1**

**DETERMINAZIONE DELLA STECHIOMETRIA DI UNA REAZIONE REDOX**

La determinazione della stechiometria di una reazione, così come il suo progredire, può essere effettuata tramite la misura strumentale di diversi parametri chimici o fisici. Tra questi, vanno ricordati:

- temperatura
- pH
- formazione di un composto poco solubile (pesabile)
- colore (assorbimento della luce ad una determinata lunghezza d'onda)
- conducibilità elettrica di una soluzione

La misura della temperatura del sistema è certamente la tecnica più semplice. Tale possibilità di basa sul fatto che ogni reazione chimica libera o assorbe calore. Le reazioni chimiche che liberano calore si dicono *esotermiche* mentre quelle che assorbono calore si dicono *endotermiche*. Si avrà un forte rilascio o assorbimento di calore nel caso in cui si vadano a formare o consumare composti estremamente stabili. Il calore associato ad una reazione viene espresso in kJ/mol (o kcal/mol) con riferimento all'energia rilascia / assorbita rispetto ad una mole di uno dei reagenti.

Quando vengono mescolati dei reagenti, il calore rilasciato dalla reazione chimica va a scaldare l'ambiente (la zona di spazio in cui la reazione avviene). Il progredire della reazione, così come lo sviluppo / assorbimento di calore, verrà bloccato all'esaurimento del reagente limitante. Pertanto, la massima variazione di temperatura verrà osservata quando i reagenti vengono mescolati in rapporto pari al rapporto stechiometrico della reazione considerata.

In laboratorio:

Ogni coppia dovrà collaborare per completare una esperienza, costruendo metà del grafico e poi condividendo la metà mancante. Pertanto, ogni componente della coppia dovrà preparare una soluzione contenente  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  0.5M e NaOH 1.1M, ma di volume diverso: 50 mL per uno studente e 100 mL per l'altro. Per prima cosa, calcolare le quantità necessarie dei due composti. In un becker da 50 – 100 mL, pesare esattamente circa le quantità necessarie, ponendoli entrambi nello stesso becker. Per  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  è opportuno usare una bilancia analitica ed effettuare la pesata nel modo più accurato possibile (cioè vicino al valore teorico). Per NaOH, è sufficiente impiegare una bilancia tecnica: fino al 20% di NaOH in eccesso non compromette l'esito dell'esperimento. Aggiungere una quantità di acqua distillata corrispondente a circa il 30% del volume finale alla miscela dei due composti (utilizzare un cilindro per prelevare l'acqua necessaria). Mescolare con una bacchetta di vetro finché tutto si è sciolto (possono essere necessari diversi minuti). Fare molta attenzione in quanto la dissoluzione di NaOH è una reazione fortemente esotermica!!! Una volta sciolti i composti, travasare la soluzione nel matraccio da 100 mL, lavare il becker con piccole porzioni di acqua e riunire tutte le aliquote nel matraccio, facendo attenzione a non superare la tacca del matraccio. Agitare il matraccio per omogeneizzare la soluzione. Aspettare che la soluzione sia a temperatura ambiente prima di portare a volume.

Svinare la buretta con la soluzione appena preparata: con un imbuto, travasare pochi millilitri di soluzione nella buretta, svinare tutte le pareti interne e buttare via la soluzione; quindi riempire la buretta, eliminare la bolla che si forma nella punta ed azzerare la buretta, ponendo il livello della doppia freccia sullo zero. Fare attenzione a togliere l'imbuto prima di azzerare la buretta!!!

Prelevare circa 130mL abbondanti della soluzione di  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  0.5M già pronta. Fare attenzione a conservare e manipolare la soluzione di  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  il più possibile sotto cappa.

In un becker da 50 – 100 mL, mescolare le due soluzioni in diversi rapporti secondo la tabella seguente, in modo tale che il volume totale sia sempre di 30 mL. Le aliquote di soluzione di  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  0.5M vanno prelevate con un cilindro da 10 o 25/50 mL mentre quelle di soluzione di  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  0.5M e NaOH 1.1M vengono erogate con la buretta.

	V $\text{Ca}(\text{ClO})_2$	V $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{NaOH}$
Studente 1	5.0	25.0
	10.0	20.0
	15.0	15.0
Studente 1 & 2	20.0	10.0
Studente 2	22.5	7.5
	25.0	5.0
	27.5	2.5

Per ogni miscela, misurare l'aumento di temperatura del sistema dovuto alla reazione chimica tra i composti. Questo va fatto secondo la seguente procedura:

1. nel becker da 50 – 100 mL pulito e asciutto, porre il componente con il volume maggiore.
2. misurare la temperatura di questa soluzione ed assumerla come temperatura iniziale, registrandola sul quaderno.
3. trasferire in un becker da 25 mL pulito e asciutto il componente con volume minore
4. aggiungere il più rapidamente possibile il secondo componente, agitando con attenzione usando il termometro.
5. osservare e registrare sul quaderno l'innalzamento della temperatura e registrare il valore massimo che verrà raggiunto.

Osservare cosa avviene durante la reazione tra  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  e  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  in presenza di NaOH: cambio di colore, formazione di un precipitato ecc.

Calcolare le differenze di temperatura rilevate durante ogni prova e riportare i valori in grafico in funzione del volume impiegato di soluzione di  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  0.5M.

Considerando che le soluzioni di  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  e  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  hanno la stessa concentrazione, il rapporto dei volumi corrispondente al maggior aumento di temperatura sarà anche il rapporto stechiometrico tra i due reagenti coinvolti nella reazione redox.

### Considerazioni e domande

1. Lo ione ipoclorito  $\text{ClO}^-$  viene ridotto a ione cloruro  $\text{Cl}^-$ . Lo ione tiosolfato  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  può invece venir ossidato a solfito  $\text{SO}_3^{2-}$ , a solfato  $\text{SO}_4^{2-}$  oppure a tetrationato  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ . Bilanciare ciascuna delle 3 reazioni redox in forma molecolare (non in forma ionica). Per abbinare cationi ed anioni tra i prodotti, considerare che ognuno dei possibili prodotti di ossidazione del tiosolfato produce un sale insolubile in presenza di ioni  $\text{Ca}^{2+}$ .
2. Sulla base del rapporto stechiometrico per la reazione tra  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  e  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  in ambiente basico individuato sperimentalmente e delle reazioni bilanciate in precedenza, individuare quale reazione ha effettivamente luogo.
3. Per ognuna delle mescole realizzate, individuare il reagente limitante.
4. Sulla base della reazione individuata, suggerire quale possa essere il prodotto responsabile dell'opalescenza osservata.

## Smaltimento dei rifiuti

Verificare, sulle schede di sicurezza allegate, la pericolosità dei composti impiegati:  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  e  $\text{NaOH}$ .

Tutte le miscele ottenute dopo reazione e tutte le soluzioni avanzate al termine dell'esperienza vanno raccolte nelle bottiglie per la raccolta di soluzioni contenenti metalli pesanti.

## **Reattivi**

1.  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  0.5M preparato a partire  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  65% (grado di purezza: tecnico).
2.  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  anidro (158.11 g/mol)
3.  $\text{NaOH}$  (40.00 g/mol)

## **Vetreteria / Strumenti**

1. bilancia analitica e tecnica
2. spatole
3. beakers da 50 e 100 mL
4. buretta
5. cilindro da 25 o 50 mL
6. matraccio 100 mL
7. imbuto di vetro
8. bacchetta di vetro
9. termometro in vetro