

## Velocità di reazione

Una reazione avviene se i reagenti hanno un contenuto energetico superiore a quello dei prodotti. In termini termodinamici una reazione procede in modo spontaneo quando si ha una variazione di energia libera standard negativa.

Oltre al fondamentale aspetto energetico (termodinamica) è necessario osservare in quanto tempo ha luogo una reazione. Una reazione può avvenire dal punto di vista termodinamico, ma può procedere con estrema lentezza o addirittura non avere luogo in tempi ragionevoli.

Mescolando ossigeno gas e idrogeno gas dal punto di vista termodinamico dovrebbe avvenire una reazione in quanto il contenuto energetico del prodotto di reazione (acqua) è di molto inferiore a quello dei due reagenti. Invece, se la miscelazione non subisce sollecitazioni non avviene assolutamente nulla. Se si fa scoccare una scintilla all'interno del contenitore della miscela gassosa, si ha addirittura un'esplosione.

Oltre al punto di vista termodinamico (possibilità che la reazione avvenga) deve essere valutato l'aspetto cinetico (velocità).

In questo esperimento vengono presi in considerazione reagenti che possono dare luogo ad una reazione redox, ma spesso non danno immediatamente il prodotto di reazione atteso. Viene studiata la velocità della reazione fra permanganato di potassio ed acido ossalico, in funzione della loro concentrazione, temperatura, presenza di acido solforico.

### Materiale occorrente

Portaprovette con una serie di provette tutte delle stesse dimensioni, bagno ad acqua, bacchetta di vetro, contagocce, orologio. Reagenti: potassio permanganato 0,1 N, acido ossalico 0,1 N, acido solforico 1 a 4, manganese (II) solfato 0,1 N.

### Procedimento

Il procedimento si compone di diverse parti in cui viene valutato un parametro della reazione alla volta.

#### I Fase: concentrazione di acido solforico

- Travasare in una provetta 40 gocce di permanganato di potassio 0,1 N, aggiungere 4 gocce ( $0,2 \text{ cm}^3$ ) di acido solforico e 80 gocce di soluzione di acido ossalico 0,1 N. Misurare il tempo che intercorre fra il mescolamento e la scomparsa del colore viola. Annotare i dati.
- Ripetere la stessa prova allo stesso modo di a), ma aggiungendo 8 gocce ( $0,4 \text{ cm}^3$ ) di acido solforico.
- Ripetere la stessa prova allo stesso modo di a), ma aggiungendo 12 gocce ( $0,6 \text{ cm}^3$ ) di acido solforico.
- Ripetere la stessa prova allo stesso modo di a), ma aggiungendo 16 gocce ( $0,8 \text{ cm}^3$ ) di acido solforico.
- Ripetere la stessa prova allo stesso modo di a), ma aggiungendo 20 gocce ( $1,0 \text{ cm}^3$ ) di acido solforico.
- Preparare una tabella (Tempi di scomparsa del colore / volume acido solforico)

#### II Fase aggiunta di un altro reagente

- Ripetere l'esperimento della fase I, usando gli stessi volumi di permanganato ed acido ossalico della fase I e 10 gocce ( $0,5 \text{ cm}^3$ ) di acido solforico.
- Alla miscela aggiungere alternativamente volumi di manganese (II) solfato, pari a 4, 8, 12, 16 e 20 gocce (corrispondenti a 0,2; 0,4; 0,6; 0,8;  $1,0 \text{ cm}^3$ ). Osservare e misurare i tempi di scomparsa della colorazione per ogni volume di soluzione di  $\text{MnSO}_4$  (solfato di manganese) aggiunto.

- Preparare una tabella (Tempi di scomparsa del colore / volume di solfato di manganese)

#### III Fase: temperatura

- Ripetere, a temperatura ambiente (circa  $25^\circ\text{C}$ ), l'esperimento della fase Ia, usando gli stessi volumi di permanganato ed acido ossalico e 10 gocce ( $0,5 \text{ cm}^3$ ) di acido solforico ed annotare i tempi di scomparsa del colore.
- Ripetere introducendo la provetta con i reagenti in un bagno ad acqua a  $45^\circ\text{C}$ . Misurare il tempo di scomparsa del colore.
- Ripetere introducendo la provetta con i reagenti in un bagno ad acqua a  $60^\circ\text{C}$ . Misurare il tempo di scomparsa del colore.
- Preparare una tabella (Tempi di scomparsa del colore / temperatura)

#### Risultati e domande

- Dall'osservazione delle tabelle e dei grafici, in base ai tempi di scomparsa del colore, dedurre quale parametro è più efficace al fine del compimento della reazione.
- In quali casi si ha un aumento della velocità di reazione ed in quali altri si ha una diminuzione?
- Quale ruolo può svolgere la presenza del solfato di manganese?
- Quale informazione può dare la scomparsa della colorazione sulle caratteristiche dei prodotti della reazione?
- Quali potrebbero essere i prodotti di reazione?
- Tenendo conto che ha luogo una reazione di ossido riduzione qual è l'ossidante e quale il riducente?

Considerazioni emerse dalla discussione del 4 /02/2014

- Dall'osservazione delle tabelle , in base ai tempi di scomparsa del colore, i parametri più efficaci al fine del compimento della reazione sono la temperatura e l'aggiunta del manganese(II) solfato
- La reazione chimica bilanciata è
$$2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 10\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$$
- E' una reazione di ossido riduzione
- La sostanza ossidante è lo ione permanganato  $\text{MnO}_4^-$
- La sostanza riducente è l'acido ossalico  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- La reazione è spontanea ma molto lenta. Avviene in tempi ragionevoli solo in ambiente acido
- All'aumentare della concentrazione dell'acido solforico , diminuiscono i tempi di decolorazione della soluzione
- L'aggiunta del manganese (II) solfato,  $\text{MnSO}_4$  , velocizza la reazione perché la presenza dello ione  $\text{Mn}^{+2}$  funge da catalizzatore
- L'aumento della temperatura aumenta la velocità della reazione , si libera tra i prodotti lo ione  $\text{Mn}^{+2}$  che funge da catalizzatore
- Tra i prodotti si libera un gas,  $\text{CO}_2$  , ciò è particolarmente visibile (effervescenza) tanto più velocemente si completa la reazione
- Nella reazione redox il carbonio passa da +3 (nell'acido ossalico ) a +4 (nel diossido di carbonio)→ si ossida  
Il manganese passa da +7 ( nel permanganato di potassio) a +2 ( nel solfato di manganese)  
→ si riduce

### Curiosità sul numero di ossidazione

I numeri di ossidazione possono essere anche frazionari. Calcoliamo per esempio il numero di ossidazione del octossido di triuranio ( $\text{U}_3\text{O}_8$ ).Applicando le regole relative all'assegnazione dei numeri di ossidazione, l'ossigeno ha numero di ossidazione -2 e l'uranio risulta pertanto frazionario, cioè  $+16/3$  .Questo è dovuto al fatto che nell'octossido di triuranio gli atomi di uranio non hanno tutti lo stesso numero di ossidazione, in quanto può essere + 4 o + 6. Il numero di ossidazione risultante è la media che si ottiene assegnando numero di ossidazione +6 a due dei tre atomi di uranio e + 4 all'altro.