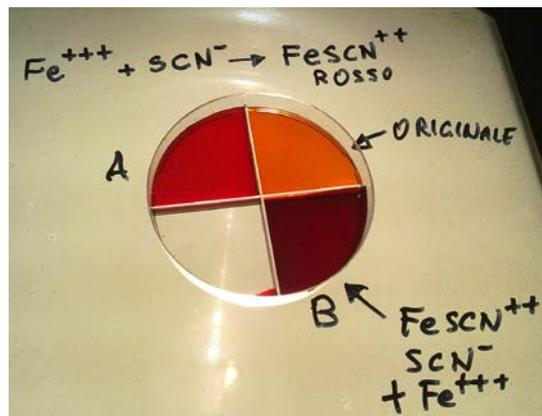


EQUILIBRIO CHIMICO



Resoconto dell'esperimento

In un becher sono stati unite, in quantità casuali, un po' di soluzione di cloruro ferrico (FeCl_3) e di solfocianuro di potassio (KSCN), la prima quasi incolore, la seconda completamente incolore. Appena unite le due soluzioni si è sviluppata una colorazione rosso arancio. Parti uguali della soluzione sono state distribuite nei tre scomparti occupati della piastra, tutti con la stessa colorazione che nella foto è indicata con "originale".

La soluzione "originale" conterrà il complesso FeSCN^{++} (visibile dal colore rosso) e un eccesso di FeCl_3 oppure un eccesso di KSCN . Per pura fortuna potrebbe non contenere nessun eccesso se le moli aggiunte di FeCl_3 e KSCN fossero state - casualmente - esattamente uguali.

Per verificare sperimentalmente quale reagente era in eccesso nello scomparto A è stato aggiunto un po' di cloruro ferrico puro e nello scomparto B un po' di cristalli di KSCN puro.

La colorazione in A è aumentata di intensità, dimostrando la formazione di altro FeSCN^{++} . Avendo aggiunto solo FeCl_3 , l'aumento di colore dimostra la presenza di KSCN in eccesso nell'originale. Ma in B, dove si è avuta una forte intensificazione della soluzione per aggiunta di KSCN , si è avuta la dimostrazione della presenza di FeCl_3 .

Insomma, nella soluzione "originale" sono contemporaneamente presenti KSCN e FeCl_3 che non reagiscono. Appena messi assieme i due reagenti hanno formato i prodotti, ma hanno smesso di farlo prima che uno di essi si esaurisse.

Questa situazione di "incompletezza" è sorprendente e imbarazzante: eravamo abituati a parlare di reagente limitante (quello che si esaurisce nella reazione perché in quantità inferiore alla necessaria) e di reagente in eccesso, rispetto al "rapporto stechiometrico". Come è possibile ora che *entrambi* i reagenti siano "in eccesso"?

Se cloruro ferrico e solfocianuro di potassio avessero reagito stentatamente avremmo potuto pensare che la reazione incompleta era solo una situazione provvisoria e che, aspettando abbastanza a lungo, sarebbe potuta giungere a completezza anche da sola. Ma, poiché la reazione è stata istantanea, questa ipotesi non sembra nemmeno proponibile.

Per risolvere questo mistero dovremmo seguire il comportamento delle singole molecole.

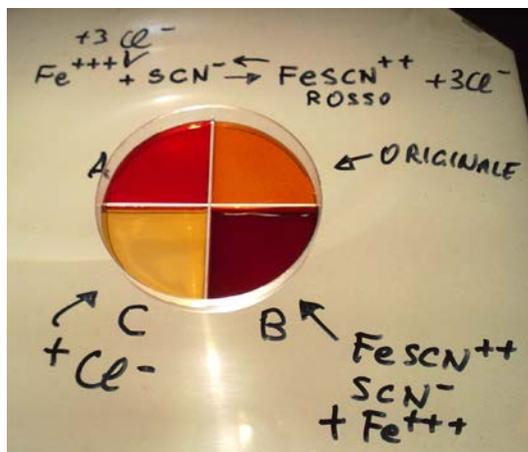
Poiché questo è possibile solo con tecniche particolari che fanno uso di atomi radioattivi, dobbiamo accontentarci di una simulazione.

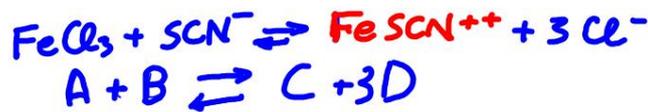
<http://www.chm.davidson.edu/ronutt/che115/equkin/equkin.htm>

La reazione della simulazione è $2A \rightarrow B$. Conviene scegliere una temperatura bassa (Low) e poi avviare la simulazione cliccando su plot (grafico) ON. All'inizio si avranno 80 molecole di A che presto si accoppieranno formando molecole blu del prodotto. Per un po' aumenteranno le molecole B, mentre le molecole rosse A diminuiranno. Dopo un po' B smetterà di aumentare ed A smetterà di consumarsi. Le due curve rossa e blu del grafico continueranno a fluttuare, ma arriveranno a un valore mediamente costante. Seguendo costantemente una singola molecola B lungo il suo percorso si vedrà che prima o poi scomparirà e al suo posto emergeranno due molecole A. Ecco cosa succede: all'inizio è attiva solo la reazione $2A \rightarrow B$. Quando B inizia ad aumentare diventa importante anche la reazione *inversa*: $B \rightarrow 2A$. Poiché la velocità della reazione diretta va diminuendo, mentre quella della reazione inversa va aumentando, si arriverà a un momento in cui in un certo tempo scompare un numero di molecole di B uguale al numero di molecole B formate. Da questo punto in poi non ci saranno più cambiamenti della probabilità di trasformazione proprio a causa del fatto che il numero di molecole resta costante; al tempo stesso, poiché le due velocità restano equilibrate, non cambieranno più le concentrazioni.

Questa situazione in cui le reazioni diretta e inversa avvengono costantemente, ma all'occhio umano sembra che non stia succedendo più nulla (poiché le concentrazioni, le quantità, il colore complessivo non varia più) si chiama **equilibrio dinamico**.

La situazione all'equilibrio può essere alterata introducendo reagenti o prodotti. Se ad esempio introduciamo una spatolata di un prodotto, come il cloruro KCl (vedi foto seguente comparto C), avverrà un rinforzo della velocità della reazione inversa (come se nella simulazione aggiungessimo un po' di molecole B) mentre non aumenterebbe la velocità della reazione diretta. Di conseguenza il cloruro aggiunto farebbe consumare un po' di complesso rosso reagendo con esso (ecco perché si attenua molto il colore rosso) e facendo formare altri $FeCl_3$ e SCN^- fino a quando i reagenti aumentati faranno andare un po' più veloce la reazione diretta; cosicché alla fine le due velocità si bilanceranno a un valore più elevato e l'equilibrio sarà di nuovo stabilito.





reagenti

prodotti



vedi link esperimento
simile di qualche anno fa

abbiamo ottenuto quattro soluzioni di diverso colore. In tutte c'erano le quattro sostanze A, B, C, D (in nessun caso la reazione si era completata). Ciascuna era arrivata ad un diverso stato di equilibrio, avente diverse concentrazioni A, B, E e D. Qualunque siano queste diverse concentrazioni [A], [B], [C], [D], esiste un rapporto costante che lega tutte le diverse soluzioni all'equilibrio: la **COSTANTE D'EQUILIBRIO**.

COSTANTE D'EQUILIBRIO

$$K_e = \frac{[C] \cdot [D]^3}{[A] \cdot [B]}$$

concentrazione prodotti
concentrazione reagenti

$$K_e = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^3}{[\text{FeCl}_3] \cdot [\text{SCN}^-]}$$

Come già detto, l'equilibrio chimico si dice **DINAMICO** (doppia freccia) perché anche quando la reazione sembra finita, ad occhio nudo non accade più nulla, nessuna concentrazione cambia più, in realtà i prodotti e i reagenti stanno reagendo, trasformandosi gli uni negli altri **alla stessa velocità**.

L'equilibrio chimico si dice **MOBILE** perché una situazione di equilibrio può essere alterata, ad esempio aggiungendo altro reagente, oppure aggiungendo o sottraendo un po' di prodotto. Dopo l'alterazione si ottiene un nuovo stato di equilibrio diverso dal precedente. Ecco perché si dice che l'equilibrio è mobile.

Tutte le diverse situazioni di equilibrio hanno in comune una cosa: lo stesso numero che esprime la **COSTANTE D'EQUILIBRIO**.