

10 min

Concetti chimici

- Equilibrio chimico

Materiale occorrente

- Bicromato di potassio, $K_2Cr_2O_7$
- Cromato di potassio, K_2CrO_4
- Idrossido di sodio al 10%, NaOH
- Acido cloridrico al 33%, HCl



Norme di sicurezza

- Usare guanti ed occhiali di protezione
- Evitare il contatto con i sali di cromo

Richiami teorici

Così come spesso accade in molti fenomeni fisici (ad es. i cambiamenti di fase, quali i passaggi da una fase solida a quella liquida, da una liquida a quella gassosa, ecc.) o in fenomeni chimico-fisici legati alla dissoluzione delle sostanze, anche nelle trasformazioni ben più profonde della materia, che si realizzano durante le reazioni chimiche, si arriva spesso ad uno stato, detto **stato di equilibrio**, in cui non avviene più alcun cambiamento evidente: i reagenti cessano di consumarsi e la produzione di nuove sostanze si arresta. Com'è da aspettarsi, perché ad una certa temperatura si stabilisca l'**equilibrio** in un sistema, quest'ultimo deve essere *chiuso*, nel senso che nessuna delle sostanze coinvolte deve sfuggire dal sistema, né vi devono essere scambi apprezzabili di energia con l'ambiente esterno. A titolo di esempio si consideri la generica reazione chimica:



le specie chimiche A e B sono i reagenti, mentre C è il prodotto della reazione tra A e B (i coefficienti stechiometrici *a*, *b* e *c* indicano le quantità relative delle molecole coinvolte nella reazione). Le due frecce opposte $\rightleftharpoons$ esprimono la **reversibilità** delle reazioni chimiche (si dice **reversibile** una reazione che può avvenire in entrambe le direzioni) ed indicano che il sistema ha raggiunto lo stato di equilibrio. All'equilibrio la reazione inversa avviene alla stessa velocità di quella diretta, per cui le concentrazioni di tutte le specie coinvolte non variano più ed *apparentemente* non si verifica più alcun cambiamento. L'equilibrio chimico infatti è un **equilibrio dinamico** ed è possibile *spostare* tale equilibrio al fine di privilegiare l'una o l'altra delle due reazioni opposte. Infatti l'esperienza insegna che quando un equilibrio viene in qualche modo "disturbato" dall'esterno, il sistema reagisce in maniera tale da annullare il "disturbo" e ristabilire l'equilibrio (*Principio di Le Châtelier*). Ad esempio aggiungendo uno dei reagenti (A o B) il sistema reagisce aumentando la produzione di C; viceversa, diminuendo la concentrazione di A o B, il sistema reagisce in modo opposto facendo prevalere la reazione verso sinistra (la reazione inversa).

Esecuzione dell'esperienza

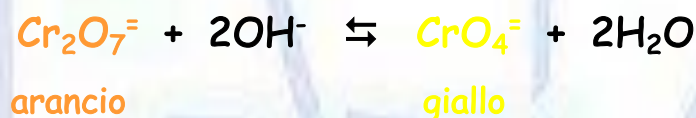
In 2 provette contenenti 5 mL di acqua si sciolgono alcuni cristalli di cromato di potassio (K_2CrO_4): le soluzioni così ottenute assumono una colorazione gialla. In altre 2 provette si sciolgono alcuni cristalli di bicromato di potassio ($K_2Cr_2O_7$) in pochi mL di H_2O : le soluzioni ottenute sono di colore arancione. Si prende una delle provette contenente la soluzione di cromato di potassio e ad essa si aggiungono poche gocce di HCl al 10% (ottenuto aggiungendo 238 mL di HCl al 33% a 762 mL di H_2O): si osserva il viraggio dal giallo all'arancio (tale cambiamento è reso più evidente se si confronta questa soluzione con quella di K_2CrO_4 originaria contenuta nell'altra provetta). In questa stessa provetta si aggiungono, quindi, alcune gocce di NaOH al 10% (ottenuto sciogliendo 10 g di NaOH in 100 g di H_2O) e si verifica che la soluzione ritorna al colore giallo di partenza. Si prende a questo punto una delle provette contenenti la soluzione di bicromato di potassio ($K_2Cr_2O_7$) e ad essa si aggiungono alcune gocce di idrossido di sodio al 10%: si osserva un cambiamento della colorazione della soluzione che da arancione diventa gialla (tale cambiamento è reso più evidente se si confronta questa soluzione con quella di $K_2Cr_2O_7$ originaria contenuta nell'altra provetta). Aggiungendo alcune gocce di acido cloridrico al 10% la soluzione ritorna al colore arancione iniziale. Due delle quattro provette servono solo come confronto dei colori originari.

Cosa è accaduto?

Quando alla soluzione di cromato si aggiunge l'acido cloridrico avviene la seguente reazione:



Questo equilibrio, a pH acidi come nel caso descritto, è spostato a destra a favore dei prodotti; in altre parole, in presenza di HCl, in soluzione è la concentrazione di $Cr_2O_7^{2-}$ maggiore di quella di CrO_4^{2-} . Poiché il bicromato è arancione, a differenza del cromato che è giallo, la soluzione diventa arancione. Viceversa quando alla soluzione di $Cr_2O_7^{2-}$ si aggiunge l'idrossido di sodio l'equilibrio, riportato di seguito, è spostato a favore della specie CrO_4^{2-} :



Quindi, poiché in questo caso è maggiore la concentrazione della specie caratterizzata da una colorazione gialla, il cromato appunto, tutta la soluzione diventa gialla.

