

L'equilibrio di reazione chimica attraverso alcuni semplici esperimenti^(*)

Fabio Olmi

Esperienza n. 3 - Studio delle possibili modificazioni di un sistema in equilibrio

Premessa

Lo ione tiocianato SCN^- reagisce con lo ione Fe^{3+} formando uno ione complesso colorato in rosso del tipo $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$: il sistema raggiunge uno stato di equilibrio. Se non si interviene dall'esterno su di esso si osserva che l'intensità del colore caratteristica si mantiene inalterata nel tempo. Si dice in generale che siamo di fronte a un equilibrio quando si mantengono inalterate nel tempo le proprietà macroscopiche del sistema (per esempio il colore).

Per provare se l'equilibrio è un processo dinamico, per esempio, occorrerà vedere se le specie chimiche interessate siano disponibili a entrare in reazione se sollecitate dall'esterno e se questo intervento provochi il raggiungimento di una nuova situazione di equilibrio. Studiamo il sistema: $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- / \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ quando si aumenta o si diminuisce la concentrazione di un reagente (a parità di altre condizioni) e registriamo le eventuali modificazioni osservate.

Apparecchiature e sostanze

Sono necessari: n. 4 vetri da orologio, spatola di acciaio, 1 bacchetta di vetro, 1 foglio di carta bianca (almeno cm 20×20), 1 becher da 50 ml, 1 cilindro da 25 ml, acqua distillata; soluzione di $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, soluzione di KSCN ; KSCN e Na_2HPO_4 in cristalli; contagocce.

Procedimento

Si prelevano col cilindro circa 15 ml di soluzione di KSCN e si pongono nel becher; si aggiungono circa 15 ml di acqua distillata e, rimescolando con la bacchetta di vetro, si aggiungono 5-6 gocce di soluzione di Fe^{3+} (nitrato di Fe^{3+}): si forma lo ione complesso rosso-bruno $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$. Si dispongono sul quadrato di carta bianca i 4 vetri da orologio contrassegnandone le posizioni (fig. 1). Si divide la soluzione versandola in parti all'incirca uguali nei 4 vetri da orologio (7-8 ml per ciascuno) (**).

Il primo campione (vetro da orologio n. 1) si lascia inalterato ('bianco') per poter stabilire un confronto con gli altri. Al campione n. 2 si aggiungono alcuni cristalli di KSCN rimescolando leggermente con la bacchetta: il colore della soluzione cambia verso un più intenso rosso-bruno. Si aggiunge al campione n. 3 un po' di soluzione di $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (3-5 ml): anche in questo

(*) Continua dalla p. 90 de *CnS, La Chimica nella Scuola, Bollettino della Divisione Didattica della Società Chimica Italiana*, nov. 1984.

(**) Se si dispone di una lavagna luminosa si possono porre 4 capsule Petri sul quadro illuminato migliorando molto le condizioni di osservazione.

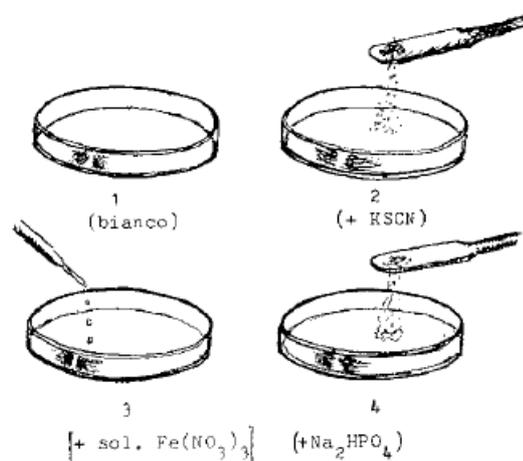


Fig. 1 - Disposizione delle 4 capsule di Petri sul piano della lavagna luminosa (o su un quadrato di carta bianca).

caso si osserva un'intensificazione del colore anche se molto meno pronunciata di prima. Si aggiungono, infine, al campione n. 4 alcuni cristalli di Na_2HPO_4 : si osserva che il colore del complesso rosso si attenua fino a scomparire del tutto intorno al punto in cui si è fatta l'aggiunta.

Osservazioni conclusive

Come si possono spiegare i comportamenti osservati? Nel primo caso si può pensare che l'aggiunta al sistema in equilibrio di ioni SCN^- determini la formazione di nuovo complesso colorato per reazione con Fe^{3+} disponibile a reagire all'equilibrio, dando luogo alla formazione di un probabile nuovo equilibrio. Del tutto analogo il comportamento dell'equilibrio quando si aggiunge nuovo ione Fe^{3+} : l'effetto è meno accentuato del caso precedente perché la soluzione impiegata ora è diluita. Quando si aggiunge, infine, all'equilibrio iniziale un sale (Na_2HPO_4) capace di sottrarre a esso una certa quantità di ione Fe^{3+} , il colore che si attenua può indicare la progressiva dissociazione dello ione colorato $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ nel tentativo di liberare ioni Fe^{3+} e ripristinare un nuovo equilibrio.

Questa capacità di 'risposta' di un equilibrio a variazioni di concentrazione dei suoi componenti, indotte dall'esterno, fa pensare all'equilibrio come a un processo dinamico. Ciò che appare alla nostra osservazione come costanza delle proprietà macroscopiche si può pensare che sia il risultato del contemporaneo verificarsi di due opposti processi di eguale velocità. È come se un marinaio, apertasi una falla nella propria barca, riuscisse a man-

tenere costante nel tempo il livello dell'acqua nella barca gettando in mare la stessa quantità di acqua che entra attraverso la falla.

I chimici indicano un sistema in equilibrio dinamico attraverso la scrittura della reazione che lo rappresenta nel seguente modo:



la doppia freccia indica che si realizzano entrambe le reazioni, sia quella diretta verso destra che quella diretta verso sinistra. Prima di formulare, però, ipotesi più generali sull'equilibrio dovremo accertare se esso è conseguibile sia a partire dai reagenti che dai prodotti della reazione.

Esperienza n. 4 - Studio del comportamento del biossido di azoto a diverse temperature

Premessa

Per riscaldamento del nitrato di piombo si sviluppa un gas rosso bruno che, all'analisi eseguita a elevata temperatura, presenta la formula NO_2 :



Il simbolo Δ indica che il processo si realizza per riscaldamento. Se il gas viene portato a bassa temperatura dapprima liquefa e poi si trasforma in un solido bianco le cui molecole sono ora N_2O_4 , cioè hanno forma dimera rispetto alla precedente situazione.

Si è trovato che a 100°C circa l'89% dell'ossido è costituito da NO_2 (rosso bruno) mentre, per esempio, a 27°C esso è presente nella misura del 20% circa (colore assai meno intenso di prima).

Produrremo e raccoglieremo il gas in modo opportuno e faremo i nostri esperimenti mantenendolo in recipienti chiusi per evitare completamente il suo effetto irritante per la respirazione (si può operare con sicurezza anche senza cappa aspirante).

Noi porremo il gas raccolto in due provette in condizioni di temperatura inizialmente diverse e vedremo se è possibile raggiungere da entrambe lo stesso stato di equilibrio (stesso colore della miscela gassosa a temperatura ambiente).

Apparecchiature e sostanze

Sono necessari per eseguire l'esperienza: sostegno con anello e reticella per riscaldamento; 1 Bunsen (o fornello ad alcool); 2 becher da 250 ml (forma alta); 2 provette di Pyrex (altezza cm 10); 1 tappo forato con tubo a L e canna di convogliamento del gas (fig. 2); 2 tappi di gomma per provette; 1 spatola; nitrato di piombo [$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$], alcuni cubetti di ghiaccio; 2 mollette da panni.

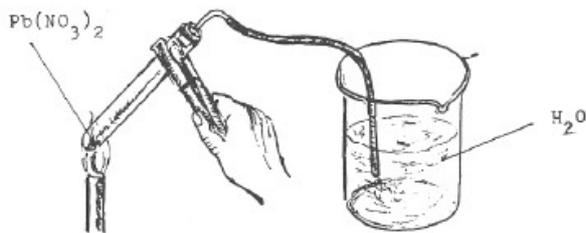


Fig. 2 - Decomposizione del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Procedimento

Si numerano i tappi delle provette (1, 2). Si pone in un becher da 250 ml circa 2/3 di acqua comune (*): servirà ad 'assorbire' l'ossido di azoto formato in eccesso. Si pone una piccola quantità di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (200-300 mg) in una provetta asciutta, si tappa con il tappo munito di tubo di convogliamento del gas e, tenendola con la mano e muovendola continuamente, si riscalda alla fiamma del fornello dopo aver immerso nell'acqua il tubo di uscita del gas (fig. 2). A sviluppo completo si sfilta rapidamente il tappo forato e si chiude col tappo n. 1. Si ripete il procedimento con la seconda provetta usando la stessa quantità di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Si scalda l'acqua del becher fino a incipiente ebollizione preparando contemporaneamente una miscela di acqua e ghiaccio nel secondo becher. Si immerge, per esempio, la provetta n. 1 nel recipiente con acqua e ghiaccio e la provetta n. 2 in quello con acqua bollente (si fa in modo che si mantengano il più possibile immerse aiutandosi con l'anello del sostegno e/o le mollette da panni).

A) Si osserva chiaramente il colore assunto dai gas: giallo pallido nella provetta immersa nel recipiente freddo, rosso-bruno in quella immersa nell'acqua calda.

B) Si tolgono le provette dai due 'bagni' e si lasciano per un po' di tempo a temperatura ambiente: si osserva che esse assumono lo stesso colore.

C) Si invertono le condizioni precedenti delle due provette nei 'bagni': quella in cui il gas era di colore giallo pallido ora, nell'acqua calda, mostra un colore rosso-bruno per lo stesso gas (e viceversa per l'altra provetta).

D) Togliendo le provette dai bagni e portandole nuovamente a temperatura ambiente constatiamo in entrambe lo stesso colore del gas come in B).

Osservazioni conclusive

Le esperienze effettuate mostrano che il sistema $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$ raggiunge lo stato di equilibrio, a temperatura ambiente, caratterizzato da un colore rosso pallido sia a partire da prevalente NO_2 che da prevalente N_2O_4 . Se il sistema resta chiuso, e non si cambiano le condizioni di temperatura, il colore caratteristico si mantiene nel tempo. Questi risultati e quelli ottenuti in precedenza sembrano suggerire senz'altro che l'equilibrio è una situazione dinamica, ferme restando le concentrazioni delle specie chimiche presenti e le condizioni di temperatura (e P).

Le esperienze 3 e 4 mostrano che se si modifica uno dei fattori che in fluiscono su un sistema all'equilibrio (aumento o diminuzione della concentrazione dei reagenti o dei prodotti, variazione della temperatura), tale sistema reagisce in modo da opporsi alla modificazione indotta dall'esterno. Tale constatazione rappresenta il cosiddetto principio di Le Chatelier (**).

Allo scopo di evidenziare il carattere dinamico, l'equilibrio $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$, si rappresenta nel seguente modo:



Dobbiamo stare attenti, però, alla insufficiente capacità di rappresentazione del nostro modello: la rappresentazione dell'equilibrio nel modo sopra riportato non fornisce alcuna informazione sulle quantità di NO_2 e N_2O_4 all'equilibrio. In particolare non ci dice che all'equilibrio si ha il 50% dell'una e dell'altra specie chimica! Essa suggerisce solo che, a un certo punto (in certe condizioni), la reazione che procede, per esempio, da sinistra a destra, conduce alla formazione di una quantità di N_2O_4 .

(*) È consigliabile l'aggiunta all'acqua di un po' di solfato ferroso col quale può essere bloccato l'NO (esso si forma per reazione di NO_2 con l'acqua).

(**) Bisogna fare attenzione a non attribuire un significato generale a questo cosiddetto «principio» di cui è stata contestata anche la paternità (J. GOLD, V. GOLD: «Neither Le Chatelier's nor a principle?», *Chemistry in Britain*, sept. 84, p. 802-806).

più elevata di quella compatibile con l'equilibrio e pertanto l' N_2O_4 formatosi tende a ritrasformarsi nuovamente in NO_2 'bloccando' le concentrazioni a certi livelli.

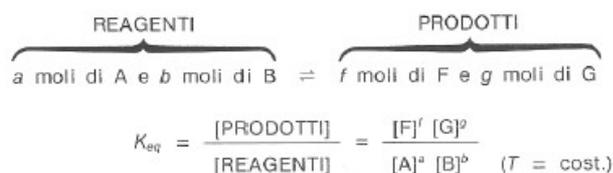
Il passaggio agli aspetti quantitativi dell'equilibrio chimico è possibile se si riescono a determinare le concentrazioni delle specie chimiche all'equilibrio. Da determinazioni di questo tipo si è trovato che il rapporto tra il prodotto delle concentrazioni delle specie ottenute e il prodotto delle concentrazioni delle specie reagenti, elevate ciascuna al proprio coefficiente stechiometrico, dà come risultato una costante (a T costante): la cosiddetta *costante di equilibrio*:

$$aA + bB \rightleftharpoons fF + gG$$

$$K_{eq} = \frac{[F]^f [G]^g}{[A]^a [B]^b} \quad (a, T \text{ cost.})$$

Tale espressione è nota come Legge di Azione di Massa (LAM) (si veda lo schema) ed è l'espressione che consente il calcolo quantitativo delle concentrazioni all'equilibrio, noto il valore della K_{eq} o viceversa. Il valore di K_{eq} ci dà un'idea di come sia sbilanciato il sistema all'equilibrio: quando K_{eq} ha un valore molto piccolo *solo una parte molto piccola dei reagenti si trasforma in prodotti prima di raggiungere la situazione di equilibrio* (valore elevato del denominatore e valore modesto del numeratore della frazione che esprime la K_{eq}) e al contrario per valori elevati di K_{eq} . Maggiori dettagli sugli aspetti quantitativi e l'interpretazione a livello molecolare dell'equilibrio chimico si possono trovare in (1-3).

Schema



Esperienze n. 5, 6, 7 - Equilibri acido-base

Premessa

Si conoscono vari tipi di equilibrio chimico. In primo luogo una distinzione è possibile tenendo presente lo stato fisico dei reagenti e dei prodotti all'equilibrio: diremo che un equilibrio è omogeneo se tutti i componenti in esso presenti sono nel medesimo stato fisico; se uno almeno dei componenti presenta uno stato fisico diverso dagli altri diremo che si tratta di un equilibrio eterogeneo.

Il tipo di reazione che caratterizza il sistema in equilibrio fornisce un altro criterio di distinzione: si parla di equilibri acido-base, di ossido-riduzione, ecc. se le reazioni in gioco sono di tali tipi. Fra i molti esempi che si possono considerare, occupiamoci dei sistemi acido-base. Qui verranno dati solo spunti essenziali sull'argomento allo scopo di mettere in evidenza le caratteristiche fondamentali degli equilibri ai quali danno luogo acidi, basi e sali in soluzione acquosa.

È noto che una piccolissima frazione di molecole d'acqua si dissocia secondo lo schema che scriveremo, per semplicità (*) nel modo seguente:



Poiché l'equilibrio si può considerare quasi completamente spostato verso sinistra, si prende in considerazione il *prodotto ionico*

(*) Le specie chimiche sono associate a molecole d'acqua.

dell'acqua $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ il cui valore è, a 25 °C, 10^{-14} . Questo prodotto ionico non è che la forma speciale che assume la K_{eq} dell'acqua e lega, come si vede, la concentrazione dei due ioni tra loro in modo che, a temperatura costante, il loro prodotto è costante e uguale a K_w .

Possiamo vedere cosa accade in soluzione acquosa di acidi, basi e sali e darne una spiegazione in termini di equilibrio.

Esperienza 5 - Comportamento di soluzioni acquose di HCl, NaOH, CH_3COOH , NH_3

APPARECCHIATURE E SOSTANZE

Sono necessari per eseguire l'esperienza: 1 fiala da 2 ml di soluzione acquosa di HCl, NaOH, NH_3 , CH_3COOH , ciascuna 0,001 M; 1 bacchetta di vetro; cartina universale (4 spezzoni di 2-3 cm); tagliavetro; acqua distillata; quadrati di carta da filtro.

PROCEDIMENTO

Saggiare con la bacchetta di vetro (lavandola e asciugandola di volta in volta) le soluzioni acquose di acidi e basi bagnando con una goccia di liquido la cartina indicatrice universale e prendendo nota del pH corrispondente al colore osservato.

OSSERVAZIONI CONCLUSIVE

Si notano nette differenze di pH fra le soluzioni di acidi e basi; si osservano pure notevoli differenze di pH tra le soluzioni di acidi diversi e tra quelle di basi diverse. Gli acidi del tipo HCl si dicono 'forti'; si può pensare che l'equilibrio



sia completamente spostato verso destra e pertanto, essendo nulla la concentrazione dell'acido indissociato, non ha senso nemmeno parlare praticamente di equilibrio e di costante di equilibrio. La reazione con l'acqua è sostanzialmente di tipo



Sono acidi 'forti' HCl, HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 , ecc.

Si può pensare che nella soluzione acquosa la loro presenza determini una $[\text{H}^+]$ pari a quella dell'acido stesso per cui, dovendo essere $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$, si debba parallelamente verificare un abbassamento drastico della concentrazione di OH^- in soluzione. Analogo ragionamento si può ripetere per la base NaOH: essa è una base 'forte', cioè completamente dissociata in soluzione acquosa.

Il pH delle due soluzioni di CH_3COOH e NH_3 , alla stessa concentrazione delle precedenti soluzioni, mostra invece che l'acido acetico è più debole del cloridrico e la base «ammoniaca acquosa» è più debole di NaOH (*). Ciò si può comprendere ammettendo, per esempio, che nel caso dell'acido acetico l'equilibrio di dissociazione sia *solo parzialmente* spostato verso destra:



e rimangono nella soluzione un numero *non trascurabile* di molecole di acido indissociate. Questa interpretazione va d'accordo con il valore che si trova per la K_{eq} dell'acido:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5} \quad (\text{a } 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

(*) Se l'argomento viene proposto prima che siano state affrontate le varie teorie degli acidi e basi, ci si può limitare a dire che si suppone che l'ammoniaca reagisca con l'acqua per formare ioni NH_4^+ e OH^- e parlare di *soluzione acquosa di ammoniaca* e non di NH_4OH (come si usa fare anche su molti testi).

Considerazioni del tutto analoghe si possono fare per la base debole NH_3 acquosa. Per avere un panorama più completo degli acidi e basi si può utilmente consultare la tab. 3.

TAB. 3 - VALORI DI K_A e K_B IN SOLUZIONE ACQUOSA A 25 °C

ACIDO O BASE	FORZA	K_A o K_B
HCl	fortissimo	grandissima
HNO_3	fortissimo	grandissima
H_2SO_4	fortissimo	grandissima
HSO_4^-	forte	$1,3 \times 10^{-2}$
CH_3COOH	debole	$1,8 \times 10^{-5}$
H_2CO_3	debole	$4,4 \times 10^{-7}$
HCO_3^-	debole	$4,7 \times 10^{-11}$
NaOH	fortissima	grandissima
KOH	fortissima	grandissima
LiOH	fortissima	grandissima
NH_{3aq}	debole	$1,8 \times 10^{-5}$

Esperienza 6 - Reazioni acido-base

La reazione che si verifica quando si mescolano uguali quantità di soluzioni di acidi e basi alla stessa concentrazione conduce sempre alla eliminazione delle rispettive proprietà acide o basiche? Vediamo cosa accade sperimentalmente e cerchiamo di interpretare i risultati in termini di equilibrio.

APPARECCHIATURE E SOSTANZE

Sono necessari per eseguire l'esperienza: 2 fiale da 2 ml di HCl, 1 di NaOH e 1 di NH_{3aq} . (alla stessa conc.); 1 becher da 50 ml; acqua distillata, cartina universale; 1 siringa da 5 ml con ago; carta da filtro; tagliavetro.

PROCEDIMENTO

Dopo aver aperto le fiale di HCl e di NaOH, si aspira la soluzione di HCl e si versa in quella di NaOH; si mescola bene e si determina il pH della soluzione risultante nel modo solito: il valore di pH indica un ambiente pressoché neutro. Si sciacqua la siringa aspirando e gettando via un po' d'acqua distillata messa nel becher. Si apre la fiala di NH_{3aq} e la seconda fiala di HCl; si aspira la soluzione di HCl mettendola in quella di NH_{3aq} . Si misura il pH: si osserva questa volta un pH nettamente acido.

OSSERVAZIONI CONCLUSIVE

Le specie presenti nella soluzione di acido cloridrico e idrossido di sodio si possono indicare, per semplicità, nel modo seguente: H^+ , Cl^- , Na^+ , OH^- . Poiché l'acido e la base sono 'fortissimi' e quindi totalmente dissociati, gli ioni Na^+ e Cl^- resteranno come tali in soluzione, mentre gli ioni H^+ e OH^- presenti in egual numero nella soluzione finale, si combineranno a formare molecole di acqua indissociata fino a che $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ sarà tornato al valore costante e caratteristico di K_w ; essendo questo molto piccolo, consente solo a un piccolissimo numero di ioni H^+ e OH^- di rimanere dissociati.

Anche gli altri acidi e basi forti hanno lo stesso comportamento per cui: volumi uguali di soluzioni acquose di acidi forti e basi forti di egual concentrazione danno luogo per mescolamento a soluzioni neutre per formazione di molecole di acqua:

(*) Non è corretto dire che per trattamento di un acido e una base si ottiene un sale: il sale si ottiene dalla soluzione solo dopo aver evaporato completamente il solvente.



in definitiva:



Nel caso del mescolamento delle soluzioni di HCl e NH_3OH il pH misurato mostra che ora non sono scomparse dalla soluzione le specie H^+ e OH^- combinandosi due a due, ma resta un eccesso di ioni H^+ al termine della reazione. Si può interpretare questo fatto a livello molecolare con il concetto di equilibrio nel modo seguente: è noto che HCl è completamente dissociato nella soluzione; la base NH_{3aq} è debole e come tale la K_B ci dice che sono presenti nella soluzione un numero notevole di molecole di base indissociata:



Il numero degli ioni OH^- presenti allora nella soluzione non può essere numericamente uguale a quello degli ioni H^+ che si ottengono dallo stesso volume di HCl alla stessa concentrazione, ma sarà molto più piccolo: resta così un eccesso di ioni H^+ quando si mescolano le due soluzioni.

Considerazioni del tutto analoghe si possono fare nel caso del mescolamento di soluzioni di CH_3COOH e NaOH di caratteristiche analoghe alle precedenti.

Esperienza 7 - Comportamento di soluzioni acquose di sali

Vogliamo vedere se il pH assunto da una soluzione acquosa di sali provenienti da acidi forti e basi forti, da acidi forti e basi deboli, ecc., è neutro o meno e vedere se è possibile darne una spiegazione in termini di equilibrio.

APPARECCHIATURE E SOSTANZE

Sono necessari per eseguire l'esperienza: soluzioni 1 M di NaCl, CH_3COONa , NH_4Cl ; 4 provette; 1 cilindro da 25 ml; 1 bacchetta di vetro; cartina indicatrice universale (4 pezzetti di circa 2 cm); acqua distillata; alcuni quadrati di carta da filtro.

PROCEDIMENTO

Prelevare col cilindro la stessa quantità (4 o 5 ml) di ciascuna soluzione e versarla in una provetta (risciacquare il cilindro e asciugare tra un prelievo e il successivo). Misurare il pH di ciascuna soluzione confrontandolo con quello dell'acqua distillata messa in una quarta provetta. Registrare i risultati.

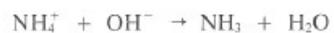
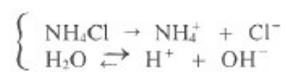
OSSERVAZIONI CONCLUSIVE

Le soluzioni esaminate forniscono i seguenti risultati:

- soluzione di NaCl: pH circa neutro;
- soluzione di NH_4Cl : pH acido;
- soluzione di CH_3COONa : pH basico;
- acqua distillata: pH analogo alla soluzione di NaCl.

I risultati ottenuti si possono interpretare tenendo conto degli equilibri che, di volta in volta, si instaurano nelle soluzioni acquose. Nel caso della soluzione di NaCl si ha la seguente situazione: il sale è completamente dissociato e poiché Cl^- è il residuo di un acido forte tende a rimanere in soluzione come tale; la stessa cosa accade per Na^+ , da considerarsi come proveniente da una base forte. L'equilibrio di dissociazione dell'acqua non viene pertanto intaccato e il pH resta quello dell'acqua distillata. Nella soluzione acquosa di NH_4Cl il sale dà luogo inizialmente alla sua completa dissociazione; poiché il catione NH_4^+ appartiene però a una base debole, esso tende a sottrarre all'equilibrio di dissociazione dell'acqua ioni OH^- per formare molecole di NH_3 . Ciò sposta l'equilibrio dell'acqua verso destra, determinando un eccesso di ioni H^+ rispetto a quello presente nell'ac-

qua inizialmente; la soluzione assume perciò un pH acido.



Nella soluzione di CH_3COONa succede esattamente il contrario. Questo comportamento è noto come *idrolisi salina* e ha grande importanza in natura.

Gruppo Università/Scuola di ricerca in didattica chimica e scienze integrate, Dipartimento di Chimica dell'Università, Firenze.

Bibliografia

- (¹) Autori vari: «Chimica moderna», 2^a edizione, Feltrinelli, Milano 1976.
- (²) K. B. MORRIS: «Leggi dell'equilibrio chimico», Progresso Tecnico Editoriale, Milano 1968.
- (³) J. S. COE: «Equilibrio chimico», Zanichelli, Bologna 1974.