

REAZIONI CHIMICHE IN SOLUZIONE ACQUOSA

A) studio delle REAZIONI IN SOLUZIONE (acquosa): suggerimento di un esempio sperimentale.

B) indicazione del range di pH di una soluzione acquosa: suggerimento di un esempio sperimentale.

A) ESEMPIO "PRATICO" di REAZIONE CHIMICA:

Si suggerisce un esperimento semplice (realizzabile con materiale facilmente reperibile in casa) che potrebbe essere utile per introdurre il concetto di reazione chimica. In particolare, si tratta di far avvenire una reazione di NEUTRALIZZAZIONE (acido-base). La reazione è irreversibile (quindi non di equilibrio). L'esperimento è realizzabile anche in aula, sulla cattedra.

Materiale occorrente:

- 3 vasetti di vetro (piccole dimensioni, circa 50mL)
- ACETO da cucina (circa 20mL)
- BICARBONATO DI SODIO (un cucchiaino circa)
- Acqua di rubinetto

Procedimento:

Uno dei 3 vasetti conterrà l'ACETO da cucina; nel secondo vasetto sciogliere circa un cucchiaino di BICARBONATO DI SODIO in circa 20mL H_2O , ottenendo una soluzione satura.

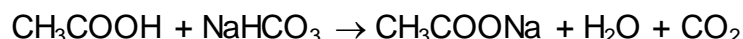
Nel terzo vasetto, versare circa la metà dell'aceto e poi circa la metà del bicarbonato di sodio (in alternativa, si può aggiungere il bicarbonato di sodio direttamente in polvere).

risultato:



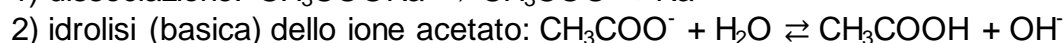
Figura 1. La reazione chimica con sviluppo di anidride carbonica gassosa.

si osserverà lo sviluppo di bollicine sulla superficie del liquido. Questo è dovuto alla reazione chimica tra il bicarbonato di sodio (sostanza basica) e l'acido acetico contenuto nell'aceto da cucina (sostanza acida), reazione di NEUTRALIZZAZIONE, che comporta la formazione di un sale (ACETATO DI SODIO), acqua ed anidride carbonica (responsabile delle bollicine osservate):

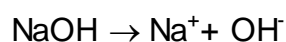


l'anidride carbonica è gassosa: per questo motivo produce le "bollicine" abbandonando il liquido.

L'acetato di sodio, prodotto della reazione di neutralizzazione, è solubile (si dissocia completamente in acqua in ioni acetato e ioni sodio), e da' luogo ad una reazione di IDROLISI BASICA a carico dello ione acetato:

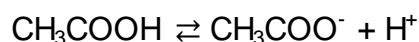


Perchè il Na^+ non reagisce con l'acqua, mentre l'acetato reagisce? Se sono stati già affrontati i concetti di ACIDO FORTE/BASE FORTE e ACIDO DEBOLE/BASE DEBOLE, si può utilizzare questo esempio per ricordare che lo ione sodio deriva dalla dissociazione di una BASE FORTE:



quindi lo ione sodio non potrà reagire con l'acqua per produrre idrossido di sodio e ioni H^+ . (la reazione di dissociazione dell'idrossido di sodio NON E' REVERSIBILE).

Invece lo ione ACETATO è la base coniugata dell'acido debole ACIDO ACETICO:



Quindi, lo ione acetato può reagire con l'acqua per formare di nuovo l'acido acetico, come osservato nella REAZIONE DI IDROLISI BASICA (l'acetato sottrae un protone all'acqua, producendo acido acetico e ioni ossidrili, che fanno crescere il pH della soluzione*).

**se sono già state introdotte le teorie di Arrhenius, Bronsted e Lawrie, e Lewis per definire specie con proprietà acide e basiche, si può introdurre un ripasso delle tre definizioni applicate al caso della dissociazione di equilibrio dell'acido acetico.*

B) LA VALUTAZIONE DEL pH DI UNA SOLUZIONE ACQUOSA CONDOTTA MEDIANTE SOSTANZE CHE FUNGONO DA INDICATORI:

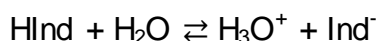
Alcune sostanze, acidi o basi deboli, cambiano colore quando vengono a contatto con un ambiente acido o basico: sono gli INDICATORI DI pH.

L'utilizzo di queste sostanze, ad esempio assorbite su una cartina (la più famosa è la *cartina di tornasole*), permette di ottenere in modo molto semplice indicazioni sul valore approssimativo del pH di una soluzione acquosa.

Molti indicatori sono estratti di vegetali: ad esempio, il tornasole è una sostanza ricavata da alcuni licheni, che ha la proprietà di colorarsi in rosso a contatto con le sostanze acide e in blu a contatto con quelle basiche.

La reazione su cui si basa il funzionamento dell'INDICATORE di pH è la seguente:

immaginando che l'indicatore sia l'acido debole HInd:



in ambiente acido, abbondano gli ioni idronio (H_3O^+) e la forma chimicamente stabile sarà HInd (quindi la soluzione acquisirà il colore di HInd); in ambiente basico, gli idrossili sequestreranno gli ioni idronio spostando l'equilibrio** verso la forma dissociata Ind^- , che conferirà la propria colorazione alla soluzione acquosa.

La costante di equilibrio della specie debole HInd permetterà di prevedere a quale valore di pH della soluzione acquosa avverrà il viraggio (cambio di colore):

$$K_{\text{ind}} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{Ind}^-] / [\text{HInd}]$$

al viraggio $[\text{Ind}^-] = [\text{HInd}]$, di conseguenza $K_{\text{ind}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$, cioè $\text{p}K_{\text{ind}} = \text{pH}$. Il pH di viraggio della soluzione è pari al pK dell'indicatore.

In realtà, l'occhio umano è in grado di apprezzare la variazione di colore quando il rapporto $[\text{Ind}^-] / [\text{HInd}]$ passa da $[\text{Ind}^-] / [\text{HInd}] = 0,1$ a $[\text{Ind}^-] / [\text{HInd}] = 10$, cioè $\text{pH}_{\text{di viraggio}} = \text{p}K_{\text{ind}} \pm 1$.

***l'esempio della reazione di equilibrio di HInd, e la valutazione di come questa sia influenzata dal pH della soluzione, può essere utilizzato per richiamare il principio di Le Chatelier.*

ESPERIMENTO: REALIZZAZIONE DI UN INDICATORE HOME-MADE

E' possibile realizzare un INDICATORE di pH fatto in casa prelevando l'acqua di cottura del radicchio o del cavolo rosso. Si tagliano a listarelle alcune foglie di radicchio (o una piccola porzione di cavolo rosso), e le si faccia bollire per circa dieci minuti. Una volta raffreddato, si trasferisca il liquido in un barattolo di vetro chiuso o in una bottiglietta con il tappo. Il colore dell'estratto dovrebbe

essere violaceo nel caso del cavolo rosso, o molto scuro con riflessi verdi nel caso del radicchio.

Si prendano i 3 vasetti di vetro dell'esperimento precedente: uno conterrà bicarbonato di sodio, uno aceto, il terzo l'acetato di sodio formatosi per reazione dei primi due.

Si aggiungano 2-3 cucchiaini di estratto di radicchio (o cavolo rosso) a ciascuno dei tre vasetti, e si osservi il cambiamento di colore:

A pH basici (bicarbonato di sodio) otterremo una colorazione verde o giallina. A pH acidi (aceto), fortemente colorata in rosa. A questo punto potremo utilizzare il nostro indicatore per testare il pH (acido o basico?) della soluzione ottenuta dalla reazione di neutralizzazione dell'aceto con il bicarbonato di sodio. Si osserverà una colorazione giallina, confermando l'avvenuta IDROLISI BASICA.



Figura 2. I 3 vasetti contenenti soluzione basica di bicarbonato di sodio (a sinistra), acida di aceto (centro) e basica per idrolisi dell'acetato di sodio (a destra), a seguito dell'utilizzo dell'indicatore.

BREVE APPROFONDIMENTO: struttura molecolare delle antocianine

Ulteriori informazioni sul CAVOLO ROSSO:

Il cavolo rosso (*Brassica oleracea* var. *capitata rubra*) è una varietà di *Brassica oleracea* simile al cavolo cappuccio ma a differenza di questo presenta colorazione fortemente rossa dovuta alla notevole presenza di sostanze idrosolubili, le antocianine, appartenenti al gruppo dei flavonoidi. Le antocianine sono una famiglia di molte centinaia di molecole e sono responsabili di gran parte della colorazione rossa, rosa, blu, malva, violetto e magenta che osserviamo nei vegetali: oltre che nel cavolo rosso, sono presenti nei petali dei fiori, come la malva o le petunie, nella frutta come l'uva, i mirtilli o le fragole e nella verdura, come nella cipolla rossa. A differenza di altri pigmenti vegetali liposolubili (clorofille e carotenoidi) gli antociani sono idrosolubili e si trovano nei vacuoli vegetali.

Gli antociani

tutte le molecole antocianine (presenti in varie "versioni") sono caratterizzate dalla stessa struttura centrale. I gruppi "R" possono essere di varia natura: residui di zuccheri o di acidi carbossilici. Anche alcuni degli atomi di idrogeno legati agli atomi di carbonio del "corpo centrale" possono essere sostituiti da altri gruppi funzionali. La struttura centrale è costituita da da tre anelli aromatici (alternanza regolare di legami singoli e doppi estesa su tutti gli anelli), che conferiscono l'intensa colorazione a queste sostanze.

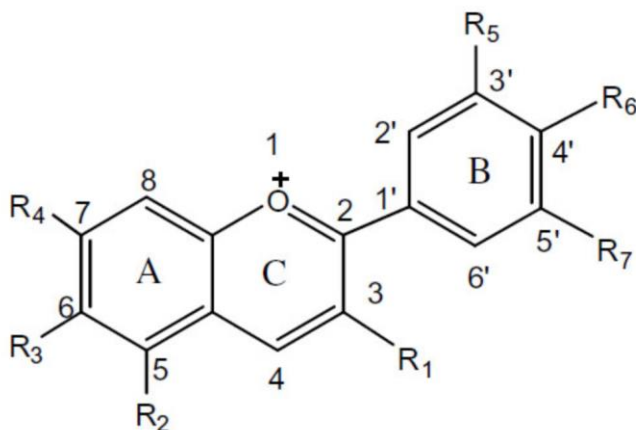


Figura 2. Struttura generale di un'antocianina. I gruppi R sono gruppi funzionali quali zuccheri, acidi carbossilici o protoni.

Viraggio degli antociani

Le antocianine sono dei tipici INDICATORI DI pH: infatti il colore delle antocianine sciolte in acqua dipende dall'acidità della soluzione. Ecco perché alcune piante hanno fiori di colore diverso in funzione dell'acidità del terreno in cui sono coltivate. Come ricordato per il caso generale dell'indicatore-modello HInd, Se la soluzione è nettamente acida, l'antocianina è presente effettivamente come catione flavilio (completamente protonata). Se il pH aumenta, ma la soluzione resta ancora acida l'antocianina perde un protone e cambia colore. Se il pH cresce ancora e la soluzione diviene praticamente neutra o solo leggermente basica, viene ceduto alla soluzione un secondo protone e si verifica un secondo viraggio (cambiamento di colore). Quando il pH diviene molto alto, cioè la soluzione è molto basica si può avere un'altra reazione, e un cambiamento di colore ancora diverso. In definitiva, nelle soluzioni antocianine si possono verificare diversi cambiamenti di colore al variare del pH e questo fenomeno può essere sfruttato per stabilire, in base al colore osservato, se la soluzione sia acida o basica e valutare, in modo almeno approssimato, il valore del pH.