

MODULO 10

GLI ACIDI E LE BASI

OBIETTIVO:

Permettere di conoscere e capire il significato di acidità e basicità di una soluzione liquida.

TARGET:

Scuola media e scuola superiore

(Per la scuola elementare alcune esperienze devono essere solo osservative)

TEORIA:

Il pianeta Terra, visto dallo spazio, si presenta di un bellissimo colore azzurro. Ciò è dovuto alla grande quantità di acqua presente sotto forma di oceani di grandi dimensioni. Recentemente gli scienziati hanno ipotizzato che grandi quantità di acqua potrebbero perfino essere presenti all'interno della Terra stessa, e recentemente il sismologo Michael Wyssession sta parlando di enormi quantità di acqua presenti sotto l'Asia orientale che secondo lui, come estensione sono almeno pari alle dimensioni dell'Oceano Artico. La presenza di quantità ancora più elevate di acqua, sono state recentemente confermate nel cosmo dal satellite ISO. In modo particolare all'interno della nebulosa di Orione (1500 Anni-luce). Sembra che l'acqua venga sintetizzata nei gusci esterni delle protostelle in quantità pari a 100 volte al secondo la quantità di acqua che è presente sulla terra. Il nostro corpo per esempio, è costituito da una quantità d'acqua pari a circa il 70% in peso, mentre per quantità di atomi, questo valore sale fino al **99,0%**. Siamo in definitiva esseri d'acqua.

L'acqua è costituita da idrogeno e ossigeno, in un rapporto atomico 2:1, è nota, infatti, la formula chimica dell'acqua H_2O . È all'interno dell'acqua che si verificarono le reazioni chimiche più importanti, che diedero origine alla vita su questo pianeta. Ed è proprio a causa dell'acqua che avvengono importanti reazioni fisico/chimiche che modellano le coste, stabiliscono la composizione dei fiumi e permettono agli esseri che vivono su questa Terra di evolversi.

Una delle caratteristiche chimiche più importanti dell'acqua, per quanto riguarda la sua naturale reattività, è il suo grado di acidità. Ma cosa significa "grado di acidità dell'acqua"? La molecola dell'acqua, può essere considerata costituita in due parti distinte. Essa, infatti, può scomporsi in due ioni: H^+ e OH^- . Lo ione H^+ chiamato ione **idrogeno** è la parte che consente all'acqua di caratterizzare la sua **acidità**. Lo ione OH^- , chiamato ione **ossidrilico**, è in grado di permettere all'acqua di generare la sua **basicità** (anche definita come alcalinità) che risulta essere esattamente il contrario della prima. Questa dissociazione molecolare è sempre presente all'interno di una certa quantità di acqua ma investe solo una piccola parte delle molecole disponibili. Il numero di molecole d'acqua che si dissociano dipende da tanti fattori come temperatura, presenza di altre sostanze, ecc. Supponiamo per esempio, di avere un bicchiere di acqua che contenga 200 centimetri cubici di acqua pari quindi a 200 ml (i chimici dicono 200 cc). Questo volume di acqua pesa esattamente 200 g. I chimici hanno calcolato che, alla temperatura ambiente di 25 °C, questo quantitativo di acqua possiede solo **0,0000002 g** di molecole dissociate in H^+ e OH^- . Tuttavia, questi ioni dissociati, hanno tra loro uguale proporzione reciproca. Se infatti si spezzano cento molecole di acqua, avremo cento ioni

H^+ e cento ioni OH^- . In parole semplici, l'acqua in sé non è né acida né basica; essa è **neutra** perché ha un numero uguale di ioni H^+ e OH^- . La conseguenza di tutto ciò è che l'acqua pura, e in certi casi anche quella del nostro rubinetto, ha un grado di acidità quasi neutro. Questo significa che, se pur parzialmente dissociata, ha sempre un uguale numero di ioni H^+ e OH^- .

Ma cosa succede se con qualche artificio provassimo a variare la proporzione numerica di questi ioni scompensandone l'equilibrio?

Per modificare il grado di acidità di un'acqua basta aggiungere ad essa sostanze chimiche che forniscono l'uno o l'altro degli ioni illustrati precedentemente. Ma possiamo ottenere lo stesso risultato, anche aggiungendo all'acqua sostanze chimiche che sottraggano uno dei due gruppi ionici che abbiamo considerato. Quello che conta è infatti, variarne la loro reciproca proporzione.



Fig. 1.10 - Rappresentazione scenografica introduttiva atta a comunicare i principi base della lezione sugli argomenti Acidi e Basi -

Ci sono sostanze definite **acide**, che contengono ioni di idrogeno nelle loro molecole, e sostanze chiamate **basi** che invece contengono ioni ossidrilici. Questo significa che tali sostanze, dissociandosi in acqua, alterano l'equilibrio fra le specie ioniche idrogeno e ossidrilici, generando quindi acidità o basicità.

Il succo di limone, per esempio, è acido. Se aggiungiamo del succo di limone al bicchiere d'acqua che abbiamo considerato nell'esempio precedente, il tasso degli ioni H^+ aumenta, poiché il limone contiene **acido citrico**.

La molecola di acido citrico contiene al suo interno 3 atomi di idrogeno, tutti disponibili per essere ceduti all'acqua. Vedi figura 2.10.

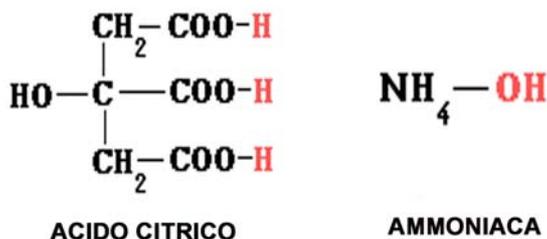


Fig. 2.10 - Molecola di un acido organico e una nota base -

Se invece aggiungiamo dell'ammoniaca, il tasso degli ioni H^+ diminuisce. Questo fatto succede perché l'ammoniaca è dotata di ione OH^- (vedi sempre la figura 2.10) quindi, la presenza di questi ioni, nell'acqua contenuta nel bicchiere, porta ad un aumento della basicità del liquido. E come se avessimo operato una riduzione degli ioni H^+ .

Quindi è possibile riassumere quello che abbiamo studiato dicendo che : l'acqua pura non presenta alcun grado di acidità o basicità, per tale ragione essa è considerata neutra. Se invece aggiungiamo all'acqua sostanze chimiche che l'arricchiscono di ioni idrogeno H^+ , abbiamo un'acqua acida. Se aggiungiamo all'acqua sostanze chimiche che sottraggono ioni idrogeno oppure forniscono ioni ossidrilici OH^- l'acqua diventa basica.

Quindi possiamo concludere con una definizione di Acidi e Basi molto vicina a quella data da Arrhenius all'inizio del 900 (limitata ma per questo attuale contesto la considereremo sufficiente) . Una soluzione è definita:

- **Acida** se la concentrazione di ioni H^+ supera la concentrazione di ioni OH^-
- **Basica** se la concentrazione di ioni OH^- supera la concentrazione di ioni H^+
- **Neutra** se la concentrazione degli ioni H^+ equivale alla concentrazione degli ioni OH^-

Esiste una scala di valori che misura l'acidità dell'acqua o di qualsiasi altra soluzione chimica. Questa scala parte dal valore **0** (massima acidità) fino al valore **14** (minima acidità). Un'acqua neutra o pura ha un valore pari a **7**. La grandezza fisica espressa da questa scala si chiama **pH** (si pronuncia pi-acca) della soluzione. Questo termine è stato coniato nel 1909 dal biochimico danese Sorenson. Il pH dell'acqua si misura con un apparecchio chiamato pHmetro [piaccmetro] oppure tramite l'utilizzo di cartine o soluzioni indicatrici. Queste ultime sono preparate con l'impiego di alcune sostanze che hanno la capacità di cambiare colore a determinati valori di pH.

Perché ci interessa conoscere il pH di una soluzione ?

La concentrazione degli ioni idrogeno, a cui la grandezza definita "pH" si riferisce, è determinante per molteplici aspetti della nostra vita. Per esempio il nostro plasma sanguigno ha un pH compreso tra da 7,35 a 7,45. Questo valore permette il corretto funzionamento delle cellule e quindi della nostra stessa vita. Il valore del pH di un terreno agricolo può influenzare lo sviluppo delle specie seminate. La conservazione di alcuni cibi sott'aceto è un esempio di tecnica che utilizza pH molto acidi (circa 4), per impedire lo sviluppo di alcuni batteri nelle conserve (Clostridio Botulino). Alcune reazioni chimiche, di interesse industriale o normalmente incontrate in natura, possono procedere solo per particolari valori di pH. Questi sono solo alcuni degli esempi che mostrano l'importanza della conoscenza del pH di una soluzione.

NOTA: Le sostanze acide sono state utilizzate fin dall'antichità, non solo grazie alla loro naturale presenza in diversi tipi di piante e frutti ma, secondo l'interpretazione di alcuni papiri egiziani, l'acido cloridrico, per esempio, era prodotto addirittura da un sofisticato procedimento alchimico che faceva uso di sale marino zolfo e acqua. Non sappiamo dare altre informazioni a questo riguardo e non possiamo essere certi delle reazioni chimiche ascrivibile a questo curioso e mitico processo.

LABORATORI

1° Laboratorio

Il pH delle soluzioni acquose

TARGET:

Scuola media e scuola superiore

Materiale occorrente:

Succo di amarene, estratto alcolico dal fiore di ipomea purpurea, malva, radici di Echio (erba viperina), succo di cavolo rosso, vino rosso, cartine al tornasole o cartine indicatrici di pH, indicatore Blu Timolo, succo di limone, aceto, ammoniaca, acido cloridrico (muriatico), soluzione di idrossido di sodio, 4 bicchieri grandi (vedi testo), 5 o 6 bicchieri più piccoli (vedi testo).

INTRODUZIONE

L'esperimento proposto vuole mostrare alla platea come il **pH** di una soluzione acquosa può essere reso evidente utilizzando alcune tecniche di facile esecuzione. Ogni esperimento viene effettuato anche con tecniche più sofisticate in modo tale che ognuno possa scegliere il grado di finezza sperimentale più vicino alle risorse a disposizione.

Innanzitutto cominciamo col fornire alcuni suggerimenti dal punto di vista della comunicazione. Risultati didattici notevoli si raggiungono se nell'esecuzione dell'esperimento si utilizzano contenitori di grandi dimensioni in modo da essere ben visibili a tutti gli allievi presenti alla lezione. Possono andare bene barattoli di conserva grandi, di vetro trasparente, oppure beker da 500 cc. Possono essere utilizzati anche contenitori ancora più grandi, tenendo conto però degli inconvenienti che possono verificarsi nel trattare grandi quantità di liquidi che devono essere poi eliminati.

Ogni prova va sperimentata il giorno prima, in modo da assicurarsi il corretto funzionamento di ogni aspetto pratico della lezione. In tal senso bisogna sempre evitare di ottenere insuccessi sperimentali durante l'esposizione. Questi ultimi, inficeranno certamente sulla didattica del corso. Per prevenire eventuali "disturbi sperimentali", così come sono solito chiamarli, potete preparare la platea, informandola di eventuali criticità sperimentali con l'accortezza di risolvere prontamente l'eventuale inconveniente.

Una semplice esposizione divulgativa fatta a giovani leve di scuola elementare o media potrebbe essere realizzata in questo modo: innanzitutto dovete costruire una striscia di cartone lunga, diciamo 1 o 2 metri, a seconda della dimensione del tavolo di lavoro o della cattedra. Colorate la striscia, larga una decina di centimetri o più, con due colori. Le tinte più idonee dovrebbero essere azzurro e rosso. Per realizzare in modo semplice questa operazione, si possono incollare sulla striscia un cartoncino azzurro e uno rosso. Fate in modo che il cartone abbia dei risvolti per essere poggiato sulla scrivania. A questo punto, scrivete in modo chiaro e ben visibile la parola "**ACIDI**" sulla striscia

rossa e la parola **"BASI"** sulla striscia azzurra. Collocherete allora, subito dietro la striscia, i contenitori dei prodotti che avete deciso di portare in aula. Per esempio, l'ammoniaca, l'idrossido di sodio, una eventuale soluzione saponosa possono essere posti dietro la striscia azzurra. Viceversa l'acido cloridrico, l'acido acetico, alcuni limoni e perfino una bottiglia di CocaCola andranno posti dietro la striscia rossa. In questo modo potrete descrivere agevolmente i prodotti assicurandovi che i concetti di acidità o di basicità siano stati ben acquisiti dal pubblico dei fruitori. Questo schema diventa importantissimo da un punto di vista didattico per un'attività divulgativa svolta a individui che sentono parlare di questi concetti per la prima volta. Ogni insegnante dovrebbe capire che il nostro cervello lavora principalmente su schemi geometrici spaziali. Se questi schemi sono ben riprodotti e ricalcano fedelmente la struttura logica delle informazioni, il livello di apprendimento della platea sale vertiginosamente. Vi raccomando di porre attenzione nell'evitare che la larghezza della striscia possa occultare i contenitori alla vista della platea. A tale proposito vi suggerisco di collocare una piccola pedana per disporvi sopra gli oggetti e le bottiglie. Oppure, in qualche modo potreste fissare la striscia più in alto rispetto ai prodotti.

Personalmente, in questo caso, mettevò al centro delle due strisce colorante anche un cartoncino di colore giallo con la scritta "NEUTRO" e collocavo, subito dietro di esso, il contenitore con l'acqua. Poiché sono sempre stato un pignolo per quanto riguarda certi aspetti relativi alla qualità comunicativa dei miei artefatti, le parole **"ACIDI"** e **"BASI"** le scrivevo di colore bianco (esistono in commercio dei provvidenziali pennarelli), su cartoncini di colore rosso e azzurro molto intensi. La figura n. 3.10 mostra come potrebbe essere approntata la scena.

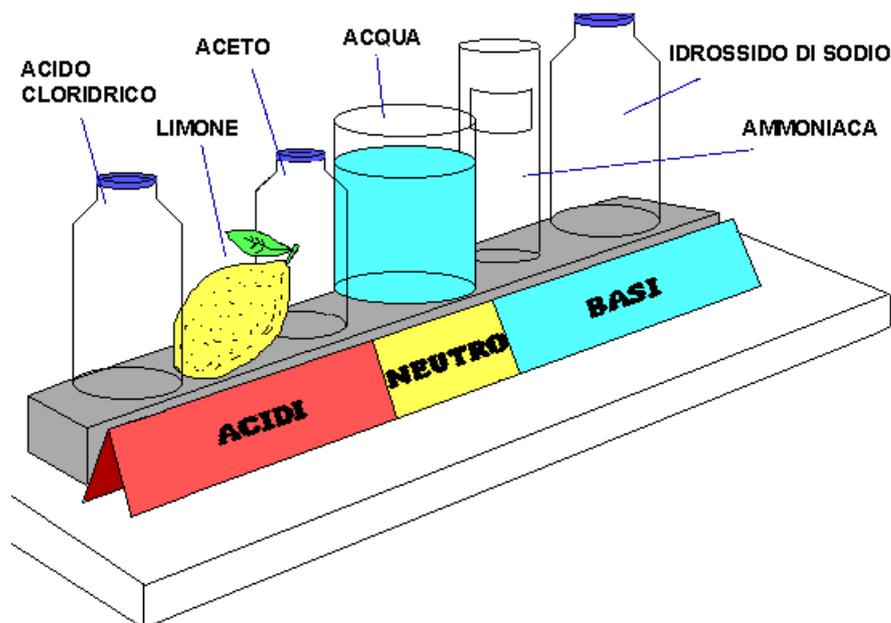


Fig. 3.10 - Preparazione di un palchetto che mostra le varie sostanze ordinate per acidità (per scuola media) -

PROVA 1:

Per realizzare questo esperimento è necessario un po' di tempo per preparare delle soluzioni alcoliche, quindi, è consigliabile provvedere qualche giorno prima a tale preparazione. Queste soluzioni vanno preparate utilizzando dell'alcole etilico per liquori, all'interno del quale deve essere lasciata macerare una certa quantità di fiori. Una manciata di fiori di malva, composta per esempio da 30 o 50 infiorescenze, va lasciata macerare in mezzo bicchiere di alcole per circa 24 ore. Al termine di questo tempo è possibile prelevarne i fiori, per poi raccoglierne la soluzione limpida rimanente, che deve essere ormai divenuta di un colore rosa pallido, e conservarla in una normale bottiglia. La bottiglia potrà poi essere etichettata con una foto della pianta e con la trascrizione dell'intervallo dei colori assunti dalla soluzione ad un determinato pH. Infatti, nel caso della malva, sappiamo che la colorazione della soluzione diventa gialla quando questa entra in contatto con una sostanza fortemente basica, mentre diviene rosso porpora quando entra in contatto con una sostanza acida. Se vi accontentate di ottenere un risultato leggermente minore, in termini di prestazioni cromatiche, è possibile anche effettuare in aula il processo di macerazione facendolo durare anche pochi minuti. In questo caso utilizzerete preventivamente un pestello per premere i fiori affinché se ne possa estrarre la massima quantità di colorante naturale. Tuttavia, effettuando tale estrazione alcolica in aula, l'esperienza potrà risultare più complicata da realizzare e i colori delle soluzioni (dipende anche dal vegetale utilizzato) risulteranno certamente più sbiaditi. Ciò nonostante la valenza didattica della prestazione la considererei certamente maggiore.

Ai presenti si dirà che i coloranti naturali posseduti dai fiori sono costituiti da sostanze complesse chiamate **antociani**. Queste sostanze assumono colorazioni diverse a secondo del valore di pH della soluzione da analizzare. Vediamo ora altri casi interessanti.

| Sostanza | Ambiente acido | Ambiente basico |
|------------------------|-----------------------|------------------------|
| Succo di amarene | Rosso | Verde |
| Ipomea purpurea | Rosso | Giallo |
| Malva | Rosso Porpora | Giallo |
| Radice di echio | Rosso | Blu/Verde |
| Cavolo Rosso | Rosso | Verde - Giallo |
| Radicchio (foglie) | Rosso | Verde |
| Pervinca (vinca major) | Rosso | Giallo |

Il succo di **cavolo rosso** può essere raccolto per bollitura in acqua del suddetto cavolo tagliato a fette. Tale succo, presenta intervalli di variazione cromatica più complessi fra le specie botaniche precedentemente esposte in tabella, ma, indubbiamente più marcati e definiti soprattutto verso i margini dell'intervallo di pH. Il succo di cavolo rosso si presenta infatti, di colore rosso porpora in ambiente acido (esempio acido acetico) e tale colore viene mantenuto fino a pH 3 / 4. Nell'ambiente neutro pH 7 la soluzione appare di colore blu. Variazioni cromatiche interessanti si hanno soprattutto in ambiente basico. Infatti, aggiungendo dell'ammoniaca per abbassare l'acidità e quindi fornire un ambiente più basico, esso passa ad un colore blu verde. A pH 12 e oltre

(ambiente fortemente basico) il colore si trasforma in verde e poi giallo. Per ottenere livelli di basicità così elevati è necessario usare una soluzione di idrossido di sodio (NaOH). Vedi a tale proposito l'appendice di capitolo. La foto n. 4.10 mostra un cavolo rosso.



Fig. 4.10 - Un esemplare di cavolo rosso -

Sistemato il tutto e rimediato un indicatore, potreste operare in questo modo: innanzitutto occorre avere al centro del tavolo un bel contenitore trasparente di forma cilindrica pieno d'acqua. Anche di alcuni litri possibilmente, senza scritte o fronzoli vari sulla superficie. A questo punto potrete cominciare ad illustrare la teoria dell'acqua riferendovi più volte al contenuto dell'involucro posto sulla scrivania. Il contenitore non deve essere attorniato da oggetti o altri strumenti che potrebbero distrarre o confondere la platea. A tal proposito, diciamo fin d'ora, che è considerata buona norma creare un centro scena, all'interno del quale deve concentrarsi l'attenzione della platea. Sopra ad un tavolo diverso oppure ad una distanza opportuna realizzerete quello che uno scenografo definirebbe il "dietro le quinte". In quest'area saranno preparate soluzioni oppure prelevati e riposti strumenti utili alla dimostrazione. Le vere e proprie prove sperimentali su soluzioni andranno invece effettuate tramite un contenitore da 500 cc molto trasparente.

Introduciamo quindi, all'interno del contenitore, 10 oppure 20 ml di succo di **cavolo rosso** che deve presentarsi di un bel colore blu/viola se l'operazione di preparazione è stata effettuata correttamente. Fate osservare a questo punto la variazione di colorazione che si verifica aggiungendo pochi ml di ammoniaca e mostrate come questa può variare fino al verde aggiungendo 4 o 5 ml di Idrossido di sodio. Sempre utilizzando la stessa soluzione dell'indicatore potete mostrare a questo punto la variazione cromatica che si ottiene in ambiente acido aggiungendo dell'aceto oppure dell'acido cloridrico. Se riusciamo a raggiungere il pH 2 o pH1 la soluzione si presenterà di colore rosso porpora.

Dopo aver pulito il contenitore e dopo averlo riempito di nuovo per tre parti d'acqua, aggiungete 10 – 20 ml di succo concentrato di **malva**. Verificate come, aggiungendo 2 o 3 ml di acido cloridrico, la mistura passa da una colorazione rosa a una rosso porpora e, successivamente aggiungete 10 ml di idrossido di sodio per ottenere il passaggio a una colorazione gialla. Fate osservare agli allievi che si è costretti ad aggiungere un quantitativo maggiore di idrossido di sodio per riuscire ad osservare la colorazione. Infatti, per ottenere una

soluzione basica, bisogna prima neutralizzare la quantità di acido già messa in precedenza. A tal proposito potreste effettuare queste prove servendovi di più di un contenitore per mostrare la differenza. Vi ricordo che, in appendice, c'è la descrizione relativa alla preparazione delle soluzioni che vi sto indicando.

Lo stesso esperimento potrà essere ripetuto con le altre soluzioni alcoliche relative ai diversi fiori o succhi vegetali a disposizione. Anche il **vino rosso** modifica il suo colore mutando il suo colore in verde, se sottoposto ad una forte alcalinizzazione. Il **radicchio** è invece una pianta di cui potrete effettuare facilmente l'estrazione della parte colorata, utilizzando acqua bollente. Il radicchio è una specie di cavolo che a volte può essere confusa con il cavolo rosso. Per estrarre il nostro indicatore, inserite 4 o 5 foglie della pianta in acqua bollente e aspettate qualche minuto. Fatto ciò, estraete le foglie e conservate il succo rimanente: esso si presenterà come un succo acquoso di un colore scuro una sorta di miscela di giallo e marrone. Se ad alcuni cc di questo succo aggiungete un acido, come l'acido cloridrico oppure l'acido acetico, il colore della soluzione diventa rosso carminio. Viceversa se aggiungete una base come l'ammoniaca o ancora meglio l'idrossido di sodio la soluzione assumerà una colorazione verde.

L'estratto alcolico dei fiori della **pervinca** (*Vinca major*) è molto indicato per effettuare esperienze di soluzioni sensibili all'acidità e alla basicità. Infatti, la soluzione alcolica, anche concentrata, è perfettamente trasparente, mentre assume un colore giallo carico a pH molto basico e un colore rosso con pH acido.

Disponendo di cartine universali al tornasole può anche risultare interessante acidificare o alcalinizzare la soluzione limpida al centro della scena operativa e, utilizzando le cartine sensibili, mostrare alla platea la variazione di colore di queste ultime e quindi la possibilità di rilevare lo stato acido dell'acqua.

Per concludere possono essere analizzate le varie sostanze più comuni come l'aceto, il succo di limone, l'ammoniaca ecc ed in questo caso possono essere rilevate le condizioni di pH e riportate su una tabella.

PROVA 2:

La seconda prova consiste nel mostrare alla platea le caratteristiche di un indicatore commerciale molto peculiare chiamato **BLU TIMOLO** acquistabile presso un qualsiasi rivenditore di reagenti chimici. Per prelevare l'indicatore, che si presenta come una polvere verde scuro, è sufficiente uno stuzzicadenti. Innanzitutto bisogna introdurre lo stuzzicadenti nel barattolo dove è contenuto l'indicatore, raccogliere sulla punta di legno la quantità di polvere che normalmente vi si aderisce e far cadere la polvere raccolta in un contenitore in vetro trasparente, in cui vi siano contenuti 500 cc di acqua, posto al centro della scena operativa. Mescolate l'acqua in modo da osservare una colorazione gialla molto pallida. Questa colorazione indica appunto che il pH dell'acqua adoperata è neutro.

Per facilitare le operazioni che seguono avreste bisogno di un cilindro in vetro tarato in ml. Oppure un contenitore con una capienza di circa 10 ml che userete più volte a modo di misura. In ogni caso, aggiungete 10 ml di soluzione di acido cloridrico, precedentemente preparata (vedi appendice) alla miscela di 500 cc di acqua e indicatore posta a centro aula e favorite la dissoluzione

mescolando con un verga di vetro o di plastica. Ben presto osserverete un bellissimo colore rosso. Aggiungete ora 15 o 20 ml di soluzione di idrossido di sodio. Agitate il tutto e osserverete una colorazione dotata di un blu molto carico. Aggiungere ancora 15 ml di acido cloridrico ed osservate come appare nuovamente la colorazione rossa. Aggiungete infine altri 15 o 20 ml di idrossido di sodio e verificate come si passi di nuovo dal colore rosso a una colorazione blu. Il BLU TIMOLO cambia la sua colorazione a rosso quando il pH è inferiore a **3**, mentre assume una colorazione blu solo se il pH raggiunge e supera il livello **10**.

Se avete a disposizione un pHmetro potete facilmente mostrare il funzionamento dell'apparecchio organizzando una verifica delle soluzioni preparate. A tal proposito sarà possibile misurare il pH di soluzioni saponate, di ammoniaca, di aceto, di limone o altro.

Una semplice osservazione per allievi di scuola elementare

In questa breve nota vi voglio ricordare che, se vi fosse possibile recarvi in un giardino dove possiate trovare delle formiche, potreste effettuare anche la seguente osservazione: prendete una cartina al tornasole indicatrice di pH universale e ponetela vicino al formicaio. Fate in modo che alcune formiche possano camminarci sopra e, quando questo avviene, stuzzicatele con un ramoscello. Le formiche, per difendersi dalla minaccia generata dal vostro ramoscello, emettono dall'addome spruzzi di acido formico (**HCOOH**). A riprova di ciò, dopo pochi minuti, vedrete sulla cartina tanti puntini rossi che dimostrano appunto l'emissione dell'acido sopra indicato.

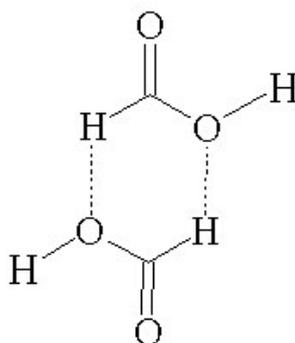


Fig. 4.1.10 - Un dimero di acido formico
(due molecole legate attraverso ponti di idrogeno) -

APPENDICE

PREPARAZIONE DELLE SOLUZIONI:

ACIDO CLORIDRICO

Per preparare questa soluzione bisognerebbe disporre di un cilindro graduato in vetro da laboratorio. L'ideale sarebbe avere la possibilità di disporre di vari cilindri dotati di diversa capacità. Nel caso non si disponesse di questo accessorio, posso consigliarvi anche l'uso di una siringa (sprovvista di ago metallico), tramite la quale si possano misurare quantità di liquido pari a 1 ml (cc). Occorre procurarsi dell'acido cloridrico o muriatico, anche di tipo commerciale, l'importante è che ne sia dichiarata la concentrazione e sia di buona qualità, riconoscibile dall'aspetto sufficientemente limpido e trasparente. In commercio esistono confezioni con concentrazioni pari a circa 24 %. In questo caso è sufficiente estrarne 13 o 14 ml e diluirla in acqua fino a farla diventare di 500 ml (mezzo litro). In caso l'acido fosse meno concentrato bisogna aumentarne sensibilmente la quantità. Se a vostra disposizione avete dell'acido cloridrico commerciale al 37% (attenzione, è un liquido fortemente corrosivo) bisogna cautamente aggiungere una quantità di 8,3 ml in mezzo litro d'acqua. La soluzione ottenuta nei due casi dovrebbe avere una concentrazione pari a 0,2 M e potrà essere conservata in una bottiglia di vetro regolarmente etichettata.

IDROSSIDO DI SODIO

L'idrossido di sodio può essere acquistato in drogheria. A tale proposito va detto che questa sostanza è molto corrosiva e deve essere maneggiata con cura. Si presenta normalmente in scaglie che vanno sciolte in acqua. Ricordate che l'operazione di dissoluzione dell'idrossido di sodio in acqua produce un po' di calore. A tal proposito vi consiglio di non realizzare soluzioni molto concentrate. Una volta preparata, questo tipo di soluzione non può essere conservata per periodi troppo lunghi. Diciamo non oltre 2 mesi. Normalmente è preferibile usare contenitori di plastica di polipropilene (PP) o eventualmente anche di vetro. Assolutamente sconsigliati sono i contenitori di polietilene (PE), in quanto questo tipo di plastica subisce degradazione a contatto con l'idrossido di sodio. Se trovate difficoltà a procurarvi l'idrossido di sodio potete benissimo utilizzare, per gli esperimenti relativi a questo laboratorio, quei prodotti commerciali utilizzati per sturare i lavandini che sono costituiti da idrossido di sodio (NaOH).

Nel caso si disponga di prodotto puro acquistato in negozi specializzati, l'idrossido di sodio si presenta in praline (piccole gocce). Essendo molto deliquescente e corrosivo bisogna fare attenzione a maneggiarlo. Soprattutto, una volta prelevata la quantità di composto occorrente, bisogna essere rapidi nel chiudere successivamente il contenitore con la massima cura, in quanto tale sostanza assorbe facilmente umidità dall'aria essendo fortemente igroscopica. La soluzione può essere preparata prelevando dalle 30 alle 40 praline, dissolvendole in mezzo litro d'acqua. Se ci fosse la possibilità di pesare il prodotto, bisognerebbe utilizzare circa 4 g di idrossido di sodio. La soluzione pronta dovrebbe avere una concentrazione di 0,2 M.

ACETO

Per realizzare questa sostanza è sufficiente adoperare semplicemente il contenuto di una bottiglia commerciale di aceto di vino bianco. È utile ricordare di comprare dell'aceto quanto più limpido e trasparente possibile. Data la bassa concentrazione di acido acetico presente nelle bottiglie di aceto in commercio, esso è già pronto per l'utilizzo.

INDICATORE ALLA FENOLFTALEINA

Questo indicatore risulta trasparente per un largo range di pH, che va da acido fino alla neutralità per poi cominciare a presentare variazioni cromatiche a pH 8,2 –10. A questo grado di basicità, la soluzione alcolica di fenolftaleina assume una colorazione rosa intensa.

Ricordo che in passato, per procurarmi questo indicatore, utilizzavo un medicinale lassativo molto diffuso, che conteneva quasi esclusivamente fenolftaleina, che poteva esserne estratta sbriciolando le compresse di cui era costituito. La polvere ottenuta, la scioglievo infine in alcole etilico per liquori. A questo punto il reattivo era pronto. Oggi queste pillole lassative non sono più in commercio poiché, dal 1997 il principio attivo (appunto la fenolftaleina) è stato ritenuto cancerogeno. L'attuale confetto lassativo contiene un principio attivo diverso (sodio picosolfato), che non produce assolutamente il fenomeno illustrato. Resta quindi un'unica possibilità, comprare il reattivo rivolgendosi ad un negozio di articoli chimici. Se riuscite a procurarvi il reattivo, dovete scioglierne una quantità piccolissima (circa 0,2 g) in 10 ml di alcole etilico puro (quello per liquori può andare bene). La soluzione può essere allungata con altri 10 ml di acqua pura e conservata in una boccetta scura munita di contagocce.

| MATERIALE | PH |
|--|--------------------|
| Acqua di mare | 7.75 – 8.25 |
| Terreni | 3 – 10 |
| Tessuti e fluidi vegetali | ≈ 5.2 |
| Tessuti e fluidi animali | ≈ 7.5 |
| Sangue | 7.35 – 7.5 |
| Urine | 5.0 – 7.0 |
| Acido cloridrico (1 N) | 0.1 |
| Acido solforico (1,0 N) | 0.32 |
| Acido cloridrico (0,1 N) | 1.08 |
| Acido solforico (0,1 N) | 1.17 |
| Succhi gastrici | 1.7 |
| Acido acetico | 2.37 |
| Succo di limone | 2.0 – 2.2 |
| Acido cloridrico (0,001 N) | 3.00 |
| Cocacola | 3 |
| Frutta acida | 3.0 – 4.5 |
| Gelatina di frutta | 3.0 – 3.5 |
| Succo di pomodoro | 4 |
| Latte | 6.5 – 7.0 |
| Acqua distillata | 7 |
| Succhi pancreatici | 7.8 |
| Succhi intestinali | 7.7 |
| Bianco d'uovo – acqua di mare | 8 |
| Bicarbonato di sodio | 9 |
| Ammoniaca (10% NH₃) | 11.80 |
| Fosfato trisodico , 2% | 11.95 |
| Varechina (uso domestico) | 12.5 |
| Acqua di calce Ca (OH)₂ satura | 12.40 |
| Idrossido sodico (0,1 N) | 12.84 |
| Idrossido sodico (1 N) | 13.73 |

Tabella che mostra i valori del pH di alcune sostanze a 25° C

INTERVALLO DI VIRAGGIO DEGLI INDICATORI PH

| PH | | | | | | | | | | | | | | | |
|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|------------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|----------------------------------|
| 0 | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | INDICATORE |
| Red | Red | Red | Pink | Pink | Purple | Blue | Light Blue | Blue | Green | Green | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Cavolo rosso |
| Yellow | Grey | Grey | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Violetto cristalli |
| Red | Red | Grey | Grey | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Giallo metile |
| Yellow | Yellow | Grey | Grey | Green | Green | Green | Green | Green | Green | Green | Green | Green | Green | Green | Verde brillante |
| Yellow | Yellow | Grey | Grey | Purple | Purple | Purple | Purple | Purple | Purple | Purple | Purple | Purple | Purple | Purple | Violetto metile |
| Red | Red | Grey | Grey | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Grey | Grey | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Blu timolo |
| Red | Red | Red | Red | Grey | Grey | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Arancio metile (metilarancio) |
| Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Grey | Grey | Red | Red | Red | Red | Red | Red | Red | Red | Red | Rosso congo |
| Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Grey | Grey | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Blu di bromofenolo |
| Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Grey | Grey | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Alizarina S |
| Red | Red | Red | Red | Red | Grey | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Rosso metile |
| Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Grey | Grey | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Porpora di bromo cresolo |
| Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Grey | Grey | Red | Red | Red | Grey | Grey | Purple | Purple | Purple | Alizarina |
| Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Yellow | Grey | Grey | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Blu di Bromotimolo |
| Yellow | Grey | Grey | Grey | Red | Red | Red | Red | Red | Rosso fenolo |
| | | | | | | | | Grey | Grey | Pink | Pink | Pink | Pink | Pink | Fenolftaleina |
| | | | | | | | | | Grey | Grey | Cyan | Cyan | Cyan | Cyan | Timolftaleina |
| 0 | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | |

Sono qui ritratti due dei fiori menzionati nel testo di teoria per permettere un facile riconoscimento all'insegnante che voglia approvvigionarsene. La malva è un fiore primaverile/estivo, l'ipomea purpurea è un fiore di tarda estate autunnale.



Fig. 5.10 - Malva silvestris -



Fig. 6.10 - Ipomea purpurea -

INDICATORE PH UNIVERSALE

Consiste in una soluzione che ha la capacità di rilevare contemporaneamente più valori di pH. Per ottenerlo occorre sciogliere in 100 cc di alcole etilico puro: 0,1 g di **blu timolo** (pH=2), 0,06 g di **giallo di metile** (pH=3,5), 0,04 g di **rosso di metile** (pH=5), 0,08 g di **blu di bromotimolo** (pH=7) e 0,002 g di **fenolftaleina** (pH=9). La soluzione alcolica deve presentare una colorazione gialla quando è neutra. La scala cromatica di variazione risulta la seguente:

| COLORE | PH |
|---------|------|
| Rosso | ≈ 2 |
| Arancio | ≈ 4 |
| Giallo | ≈ 6 |
| Verde | ≈ 8 |
| Blu | ≈ 10 |
| Viola | ≈ 12 |

ALLEGATO:

All'inizio abbiamo parlato della teoria di Arrhenius a proposito della definizione dell'acidità di una soluzione. Per estendere in modo più generale la definizione che abbiamo dato, precisiamo subito che un acido viene definito come una qualunque sostanza in grado di fornire protoni alla soluzione, in gergo chimico si dice spesso "protonare" e ci si riferisce alla dinamica della dissociazione. Infatti un acido, dissociandosi in soluzione acquosa, fornisce ioni H^+ che risultano essere in definitiva protoni. Viceversa una base è considerata una qualunque sostanza chimica in grado di accettare protoni. Se una base accetta protoni significa che ha un elettrone o un gruppo di elettroni disponibili al legame. Quanto detto in forma sintetica e molto semplificata è la definizione data da Bronsted nel 1923.

In chimica organica si sente invece parlare di acidi e basi di Lewis. Anche in questo caso, il concetto di acidità e basicità, riguarda lo scambio di cariche. In particolare in chimica organica le sostanze **elettrofile** sono chiamate anche acidi di Lewis e sono infatti, avidi di elettroni. Invece le sostanze **nucleofile** chiamate basi di Lewis sono alla ricerca di protoni cioè di atomi di idrogeno.

Tornando alla chimica inorganica è molto importante studiare il comportamento del mezzo acquoso poiché il concetto di acidità e di basicità si basa fondamentalmente sul comportamento dell'ambiente in cui avvengono reazioni e dissociazioni. Di conseguenza è necessario valutare correttamente come si comporta l'acqua e cercare di fornire una spiegazione analitica al fenomeno. Premettiamo che la nostra trattazione sarà estremamente semplificata e sintetica. Rimandiamo quindi il lettore interessato ad approfondire su altri testi.

L'acqua si dissocia debolmente con un grado di dissociazione (α) pari a:

$$\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9} \quad (1.10)$$

Ricordiamo che il grado di dissociazione ionica di un elettrolito esprime la frazione di elettrolito dissociato in ioni.

Il valore di α è dato dal rapporto fra il numero di molecole dissociate in ioni e il numero totale di molecole messe in soluzione: ad esempio per un elettrolita con grado di dissociazione α pari a 0,30 si dirà anche che è dissociato nella misura del 30%.

La costante di equilibrio della dissociazione dell'acqua dipende dalla formula:

(1.11)

$$K = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

Sappiamo che in un litro d'acqua (1000 g) sono presenti

$$\frac{1000}{18} = 55,55 \cdot \text{moli} \cdot H_2O$$

(1.12)

Infatti, 18 è il peso molecolare dell'acqua. Quindi, in base al grado di dissociazione α , possiamo scrivere al numeratore che le quantità dissociate corrispondono al numero totale di moli presenti in 100g di acqua moltiplicato per il grado di dissociazione α : in cifre, $[H_3O^+] = [OH^-] = 55 \times 1,8 \cdot 10^{-9}$ grammoioni/litro = 10^{-7} grammoioni /litro. Sostituendo i valori nella formula 1.01 possiamo scrivere quindi:

$$K = \frac{10^{-7} \cdot 10^{-7}}{(55,55 - 10^{-7})} \cong \frac{10^{-7} \cdot 10^{-7}}{55,55} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (1.13)$$

Poiché il valore delle moli d'acqua dissociate in un litro è molto contenuto, possiamo considerare, con buona approssimazione, le moli d'acqua (55,55) costanti.

Ma analizziamo il numeratore della formula 1.13. Volendolo isolare dalla relazione possiamo scrivere certamente:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad (1.14)$$

Questo valore si chiama **prodotto ionico dell'acqua** e varia a seconda della temperatura.

| Temperatura in °C | K_w |
|-------------------|-------------------|
| 0 | 0.1139 10^{-14} |
| 10 | 0.2920 10^{-14} |
| 20 | 0.6809 10^{-14} |
| 25 | 1.008 10^{-14} |
| 30 | 1.469 10^{-14} |
| 40 | 2.919 10^{-14} |
| 50 | 5.474 10^{-14} |
| 60 | 9.614 10^{-14} |
| 100 | 56 10^{-14} |

Per una maggiore semplificazione operativa si può anche scrivere:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad (1.15)$$

Dalle approssimazioni fatte su tale grado di dissociazione, possiamo quindi considerare che, nell'acqua pura e nelle soluzioni neutre, si ha:

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \quad (1.16)$$

In questo modo abbiamo definito la soluzione neutra, come quella soluzione in cui le concentrazioni di H^+ e di OH^- sono uguali fra loro e pari a 10^{-7} . Nelle soluzioni acide si ha $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ e $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$, per mantenere costante il prodotto ionico pari a 10^{-14} .

In conclusione in una soluzione di acqua distillata alla temperatura di 25°C possiamo dire che abbiamo all'incirca 10^{-7} **moli/litro** di ioni dissociati.

È possibile quindi immaginare una scala di valori che consente di misurare l'acidità o la basicità di una soluzione elettrochimica.

Si definisce pH il logaritmo della concentrazione dello ione H^+ in una soluzione, cambiato di segno (cologaritmo).

| Soluzioni | Conc. | PH |
|-----------------|------------|----|
| Acide | 1 | 0 |
| | 10^{-1} | 1 |
| | 10^{-2} | 2 |
| | 10^{-3} | 3 |
| | 10^{-4} | 4 |
| | 10^{-5} | 5 |
| | 10^{-6} | 6 |
| Neutre | 10^{-7} | 7 |
| Alcaline | 10^{-8} | 8 |
| | 10^{-9} | 9 |
| | 10^{-10} | 10 |
| | 10^{-11} | 11 |
| | 10^{-12} | 12 |
| | 10^{-13} | 13 |
| | 10^{-14} | 14 |

Per far variare il pH di una soluzione chimica non è indispensabile fornire alla soluzione specie chimiche contenenti necessariamente ioni idrogeno, oppure ioni ossidrilici. Alcuni sali, anche se mancanti nella loro molecola di questi gruppi, possono alterare la distribuzione relativa degli ioni idrogeno e ossidrilici a favore dell'uno o dell'altro, modificando sostanzialmente il valore del pH della soluzione.

Per intervenire su grandi variazioni del livello di acidità di una soluzione, di grande importanza sono le soluzioni definite "tampone" che servono proprio a mantenere entro certi limiti il pH di una soluzione elettrochimica consentendo solo leggere variazioni di questo parametro. Rimandiamo a testi specifici per approfondire l'argomento.

NOTE1: Attualmente gli studi di Giuliano Preparata, Emilio Del Giudice e Giuseppe Vitello, mostrano che la teoria dell'acqua deve essere necessariamente rivista. La teoria dei domini di coerenza prevede un'interpretazione della struttura dell'acqua completamente rinnovata. L'acqua non

è solo un insieme di molecole legate fra di loro da ponti di idrogeno, ma, un insieme di due o più stati coesistenti. In modo particolare dalla teoria di Preparata/DelGiudice, si dimostra che l'acqua normale a temperatura ambiente è costituita da almeno due stati. Uno di questi stati pari al 40% è coerente, mentre il restante 60% si trova nello stato caotico (o non coerente). Un elettrolita, determina uno stato coerente a se, mentre lo ione di idrogeno essendo molto piccolo potrebbe essere un costituente del dominio di coerenza principale. Ma, come può essere correttamente interpretato un dominio di coerenza ? Un dominio di coerenza è un raggruppamento di molecole di acqua a simmetria sferica (in genere costituito da 1.200.000 molecole) che sono tenute insieme da una oscillazione sincronica a 62000 GHz (circa). Le molecole si comportano come piccole antenne tutte sincronizzate fra di loro che oscillano in fase come un laser. L'energia associata ad ogni dominio che risulta avere dimensioni molto prossime a 50 nm e di 0,28 eV. Questi domini sono distribuiti all'interno della massa di liquido e conferiscono all'acqua straordinarie proprietà magnetiche. Non dobbiamo pensare di poter avvertire con metodi macroscopici il magnetismo dell'acqua. Come sappiamo l'acqua presenta macroscopicamente un effetto leggermente diamagnetico. Gli effetti magnetici di cui parliamo sono legati al ruolo che l'acqua assolve quando reagisce con un elettrolita o quando dispone spazialmente i vari domini realizzando dei cluster geometricamente strutturati che conferiscono all'acqua proprietà di memoria. Ebbene sì, anche se tale affermazione rischia di destare stupore e predispone il lettore ad un sorriso di sufficienza, recenti studi del professor Vittorio Elia del dipartimento di chimica dell'INFN di Napoli, mostrano che le soluzioni di acqua omeopatiche si comportano in modo veramente strano. Le peculiarità delle soluzioni di Vittorio Elia che mostrano anomalie in pmetria, calorimetria e conduttimetria, possono essere facilmente interpretate e giustificate prendendo in considerazione il modello dei domini di coerenza di Preparata/DelGiudice. La teoria dei domini di coerenza è in grado di fornire anche un modello di funzionamento in grado di spiegare le proprietà dell'acqua a seguito del suo comportamento come acido o come base. Invitiamo il lettore ad approfondire l'argomento in letteratura per trarre altre informazioni che purtroppo non possiamo aggiungere in questi capitoli per ragioni di spazio. Resta inteso che le considerazioni fatte in questa nota di fine modulo sono date a titolo espressamente informativo. Le ricerche di cui abbiamo parlato non sono state ancora completamente accettate dalla maggior parte dei ricercatori e delle comunità scientifiche mondiali.

NOTE2:

L'uso del cavolo rosso come indicatore di pH potrebbe essere molto interessante poiché da questo ortaggio è possibile ottenere per vari valori di pH una gamma molto varia di colori. E' necessario però effettuare un'estrazione alcolica utilizzando alcole etilico per liquori e facendo macerare per almeno due ore una certa quantità di foglie di cavolo rosso ridotte a pezzetti. Si filtra il liquido ottenuto ricordando che trattasi di un liquido infiammabile e si conserva in bottiglia scura per effettuare i vari esperimenti. In tabella di pagina 461 di questo modulo è possibile vedere i viraggi di colore di questo reattivo naturale scoprendo quindi che la natura senza troppe complicazioni si adatta nel migliore dei modi per risolverci un determinato problema di misura.