

GUIDA AI LABORATORI



CONOSCERE L'ACQUA

Modulo 2

Anno scolastico 2019/20

CONOSCERE L'ACQUA

Modulo 2

Schede didattiche

Le attività e gli approfondimenti presentati in queste schede si basano sull'esperienza maturata dal Museo nell'ambito della sua attività educativa e vogliono essere uno strumento a disposizione degli insegnanti per fornire spunti e riflessioni da sviluppare in classe per approfondire le tematiche affrontate.

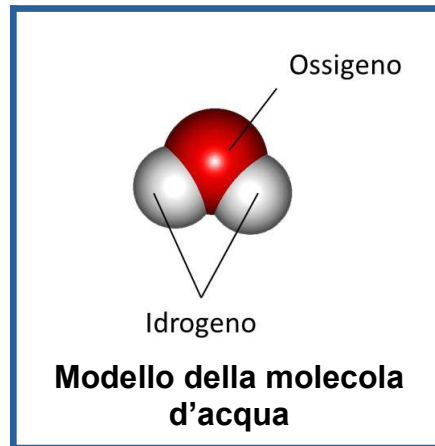
TEMI TRATTATI:

- Polarità
- Miscibilità e solubilità
- L'acqua in natura
- Conducibilità elettrica
- Conducibilità elettrica di soluzioni
- Concentrazione idrogenionica (pH)
- Acque dolci-acque dure
- L'acqua potabile a Bologna

LA MOLECOLA DELL'ACQUA

La molecola dell'acqua è composta da particelle ancora più piccole chiamate **atomi**. Ogni molecola è composta da tre atomi, uno di **ossigeno (O)** e due di **idrogeno (H)**. Da questo deriva la formula **H₂O**.

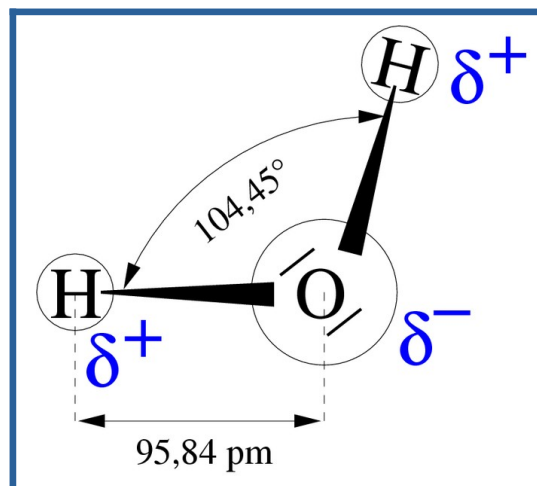
Nel modello proposto l'ossigeno è rappresentato dalla sfera rossa, mentre l'idrogeno è la parte bianca:



La prima scomposizione dell'acqua in idrogeno e ossigeno fu eseguita nel 1800 dal chimico inglese **William Nicholson**, tramite il processo di elettrolisi.

Ma la sola elettrolisi non spiega la particolare forma con cui siamo soliti rappresentare la molecola d'acqua: infatti i due atomi di idrogeno formano con l'ossigeno un angolo di 104,5°.

Come si può spiegare questa particolarità della molecola?





Esperienza 1

La polarità

Strumenti di lavoro:

- Bacchetta di ebanite
- Bacchetta di vetro
- 3 burette
- 3 bicchieri
- Sostegno e pinze

Sostanze e materiali usati:

- Acqua distillata
- Alcol etilico (etanolo)*
- Olio

* Da usare solo in laboratorio

PROCEDIMENTO

Parte 1

Questa è una prova preliminare che ci permette di verificare le caratteristiche delle bacchette di ebanite e di vetro quando vengono strofinate.

- Appendere una bacchetta di ebanite e avvicinare ad essa una seconda bacchetta di ebanite

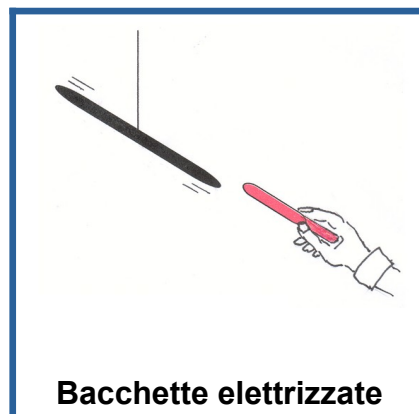
Osservazioni:

Non si notano comportamenti particolari.

- Strofinare l'estremità di entrambe le bacchette con un panno e avvicinarle.

Osservazioni:

La bacchetta appesa viene respinta



Deduzioni:

Attraverso lo strofinio sulle bacchette di ebanite si accumulano elettroni e quindi esse assumono una carica negativa (-).
Le bacchette cariche dello stesso segno si respingono.

- Avvicinare ora alla bacchetta di ebanite appesa e strofinata, una bacchetta di vetro anch'essa strofinata.

Osservazioni:

La bacchetta di ebanite viene attratta.



Deduzioni:

**La bacchetta di vetro, per strofinio, si impoverisce di elettroni e quindi assume una carica positiva (+).
Bacchette cariche di segno opposto si attirano.**

Parte 2

- Riempire le burette con i liquidi indicati (una con acqua distillata, una con olio e una con alcol).
- Aprire il rubinetto delle burette e far defluire il liquido lentamente nel sottostante bicchiere.
- Avvicinare la bacchetta di ebanite al flusso dei liquidi, senza toccarlo, uno dopo l'altro, dopo averla strofinata.



Osservazioni:

Il flusso dell'acqua distillata e dell'alcol sono attratti dalla bacchetta elettrizzata, mentre il flusso dell'olio non viene deviato.



Deduzioni:

**Nella molecola dell'acqua e in quella dell'alcol devono essere presenti cariche positive.
Nella molecola dell'olio non sono presenti cariche.**

Parte 3

- Avvicinare ora la bacchetta di vetro al flusso dei liquidi, senza toccarlo, uno dopo l'altro, dopo averla strofinata.
- N.B.** il vetro assume carica positiva opposta a quella dell'ebanite.

Osservazioni:

Anche questa volta il flusso dell'acqua distillata e dell'alcol sono attratti dalla bacchetta elettrizzata, mentre il flusso dell'olio non viene deviato.



Conclusioni:

Per spiegare il comportamento osservato dobbiamo supporre che sulle molecole dell'acqua e dell'alcol etilico siano presenti cariche positive e negative. La struttura che possiede entrambe le cariche assomiglia ad un piccolo magnete (calamita) e si chiama **DIPOLO ELETTRICO**.

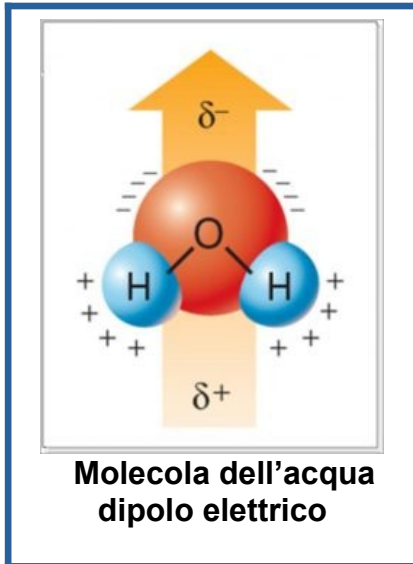
Le molecole di alcune sostanze sono, come l'acqua, dei dipoli. Questa caratteristica dipende dalla distribuzione delle cariche quando si formano i legami chimici e dalla asimmetria delle molecole. La molecola dell'acqua non può quindi essere simmetrica; ecco perché il modello proposto nell'esperienza presenta gli atomi di idrogeno disposti ad angolo.

La molecola d'acqua, nel suo complesso, è naturalmente neutra.

I liquidi che si comportano come l'acqua e l'alcol si dicono **POLARI**, quelli che si comportano come l'olio si dicono **APOLARI**.



APPROFONDIMENTO



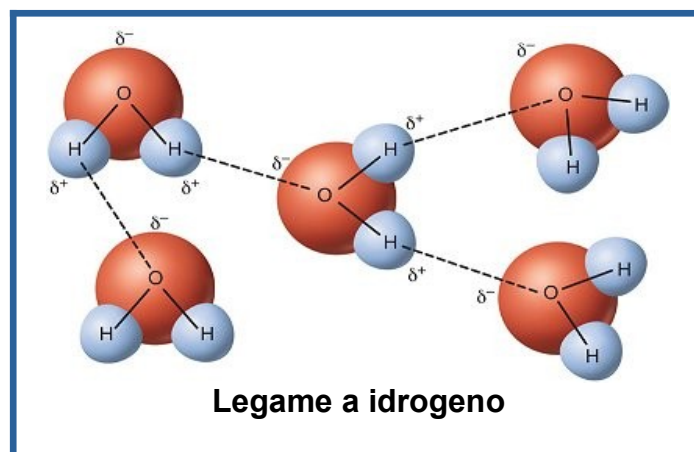
Le particolari caratteristiche chimico-fisiche dell'acqua sono proprio la conseguenza del fatto che la sua molecola si comporta come un **dipolo elettrico**, cioè come un corpo che, pur essendo elettricamente neutro, possiede una frazione di carica elettrica di segno opposto concentrata alle estremità.

Tra ogni molecola d'acqua e le molecole vicine si instaurano forze di attrazione elettrostatica dirette tra l'estremità positiva dell'una (atomi di idrogeno) e l'estremità negativa delle altre (atomi di ossigeno). Tali forze intramolecolari sono nell'acqua esaltate dalla presenza di un legame detto **legame a idrogeno** che è 5 volte più forte dell'attrazione dipolare.

Il legame a idrogeno spiega le "anomalie" dell'acqua in confronto ad altri composti simili (per esempio: H_2S , NH_3 , ecc.). Gli atomi di idrogeno, facendo da ponte tra quelli di ossigeno, tendono, in pratica, a far "aderire" più tenacemente le molecole d'acqua tra di loro.

Le proprietà influenzate dai legami a idrogeno sono la temperatura di ebollizione e fusione, la densità del liquido e del solido, la tensione superficiale.

Le molecole polari vengono identificate dal **momento dipolare**, definito come il valore del prodotto della carica per la distanza che separa le cariche del dipolo. Nel caso dell'acqua il valore è particolarmente alto.





Esperienza 2

Miscibilità e solubilità

Strumenti di lavoro:

- 3 cilindri graduati con tappo
- 3 bicchieri
- 1 asta di vetro

Sostanze e materiali usati:

- Acqua distillata
- Alcol etilico (etanolo)*
- Olio
- Sale da cucina
- Zucchero

* Da usare solo in laboratorio

PROCEDIMENTO

Parte 1

- Nel primo cilindro graduato versare 25 cm^3 di acqua distillata e poi, lentamente lungo le pareti in modo da non mescolare i due liquidi, 25 cm^3 di alcol.
- Nel secondo cilindro graduato versare 25 cm^3 di acqua distillata e poi, lentamente lungo le pareti in modo da non mescolare i due liquidi, 25 cm^3 di olio.
- Osservare, poi agitare delicatamente i liquidi contenuti in entrambi i cilindri.
- Lasciar riposare e osservare.

Osservazioni:

*Nel primo cilindro (acqua distillata e alcol), dopo l'agitazione, i due liquidi si mischiano completamente, formando un sistema omogeneo (**soluzione**).*

*Nel secondo cilindro (acqua distillata e olio), attendendo un po' dopo l'agitazione, i due liquidi si separano nuovamente formando due strati separati (l'olio, meno denso, sta in alto): **sistema eterogeneo**.*

Deduzioni:

Le prove eseguite dimostrano che liquidi polari si mescolano bene tra loro; così come ottima miscibilità si ha tra liquidi apolari. Difficile invece il mescolamento di un liquido polare con uno apolare.

LE SOSTANZE CHE HANNO LA STESSA NATURA SI MESCOLANO BENE TRA LORO, SOSTANZE CHE HANNO NATURA DIVERSA INVECE NON SI MESCOLANO.



Parte 2

- Versare nel terzo cilindro graduato 25 cm³ di alcol e poi, lentamente lungo le pareti in modo da non mescolare i due liquidi, 25 cm³ di olio.
- Osservare, poi agitare delicatamente i liquidi contenuti nel cilindro.
- Lasciar riposare e osservare.

Osservazioni:

Anche se nel precedente esperimento sulla polarità l'alcol era risultato essere una sostanza polare e l'olio una sostanza apolare, i due liquidi, dopo l'agitazione, si mischiano formando un sistema omogeneo (soluzione).

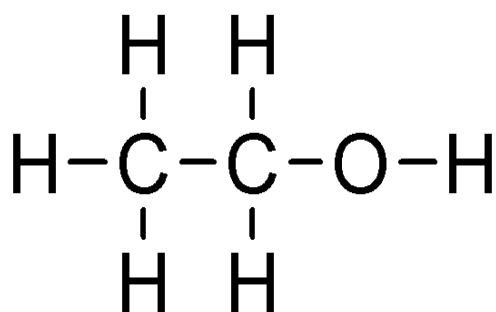
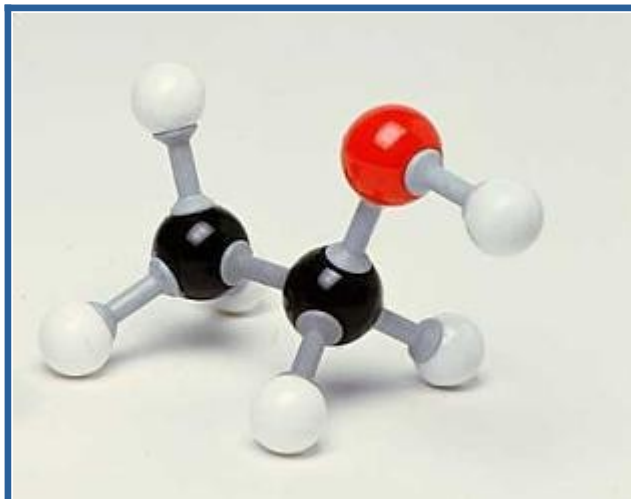


Deduzioni:

La buona miscibilità dell'alcol con l'olio si può spiegare conoscendo la formula chimica dell'alcol.

La molecola dell'alcol etilico possiede infatti sia una componente polare che una componente apolare e avendo entrambe le nature può mescolarsi sia a sostanze polari (acqua distillata) che a sostanze apolari (olio).

La possibilità di certe molecole di mescolarsi sia con l'acqua che con sostanze apolari è ben nota ed è alla base dell'azione dei saponi e dei detergenti.



Molecola dell'alcol

Parte 3

- Mettere nel primo bicchiere circa 10 cm³ di acqua distillata, quindi aggiungere un po' di sale.
- Mettere nel secondo bicchiere 10 cm³ di acqua distillata, poi aggiungere un po' di zucchero.

- Mescolare con l'asta di vetro i due miscugli.
- Lasciare riposare e osservare.

Osservazioni:

Sia il sale che lo zucchero si sciolgono nell'acqua.



Deduzioni:

L'acqua esercita un potere solvente anche nei confronti di alcuni solidi.

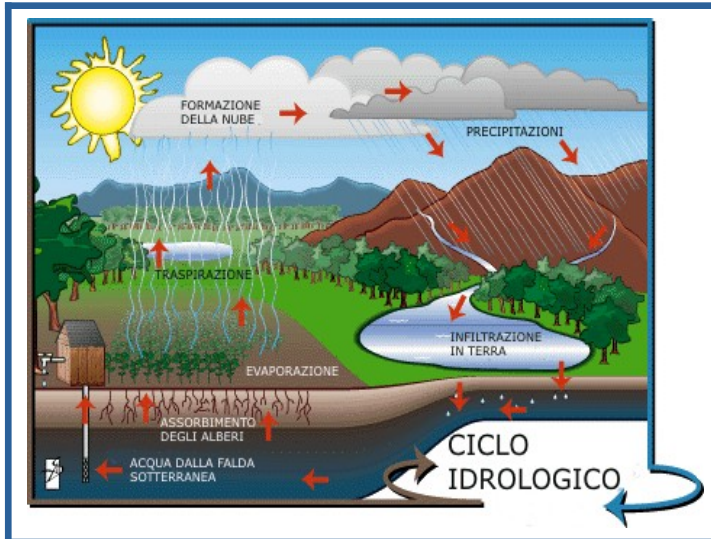
Seguendo il ragionamento fatto sopra diremo che il cloruro di sodio (sale) e il saccarosio (zucchero) hanno una natura polare.

La natura polare di un solido però non è condizione sufficiente per valutarne la solubilità in acqua.

Solo la termodinamica chimica risponde a questa domanda.



L'ACQUA IN NATURA



La **capacità solvente** dell'acqua fa sì che, nel corso del ciclo idrologico, essa si arricchisca di diverse sostanze in qualità e quantità variabili in relazione con la "storia" dell'acqua stessa. Evaporando dalla superficie terrestre le acque (mari, fiumi, laghi, ecc.) si liberano dei sali e altre sostanze in esse contenute. Quando l'umidità atmosferica condensa e cade come pioggia, vengono disciolti i gas dell'atmosfera, essenzialmente ossigeno, azoto e diossido di carbonio (provenienti da combustioni, fermentazioni, vulcani, ecc.).

Nelle zone industriali a questi gas si aggiungono ossidi di zolfo (combustione di carbone e prodotti petroliferi) e in misura minore altri gas (ossidi di azoto, ecc.). Negli strati bassi dell'atmosfera la pioggia incontra poi pulviscolo, fuliggine, batteri e spore di organismi microscopici, di modo che l'acqua piovana, al momento in cui raggiunge la superficie terrestre, contiene già un discreto numero di sostanze disciolte o sospese.

Infiltrandosi nel terreno l'acqua meteorica dissolve sostanze e a sua volta si spoglia dei materiali in sospensione per azione filtrante del terreno stesso. La natura del terreno sarà responsabile della qualità delle sostanze disciolte. In questo processo giocano un ruolo determinante alcuni gas disciolti che ne aumentano il potere solvente.

Nel linguaggio di tutti i giorni quando si parla di acqua non si intende perciò la sostanza chimica H_2O (acqua pura) ma una soluzione in acqua di componenti diversi.

L'acqua in natura possiede quindi caratteristiche proprie, diverse spesso da quelle del prodotto puro.

Nel linguaggio tecnico spesso si parla di "**acque**" al plurale per sottolineare le differenze che si presentano nella composizione della soluzione e quindi nella sua qualità. Una classificazione delle acque che parte dalla provenienza è:

- **Acque marine**: hanno un alto contenuto salino, specie cloruro di sodio (NaCl), e sono fonti di importanti materie prime in esse disciolte.
- **Acque dolci naturali**: si distinguono in sotterranee e superficiali (fiume, lago). Sono il tradizionale serbatoio per soddisfare il bisogno d'acqua.
- **Acque minerali**: in base al crescente grado di mineralizzazione si dividono in: oligo-minerali, medio-minerali, minerali. Sono usate nell'alimentazione e alcune possono avere proprietà terapeutiche.
- **Acque termali**: sono acque minerali che scaturiscono dalle sorgenti con temperatura maggiore di $20\text{ }^{\circ}\text{C}$. Per la loro particolare composizione possiedono proprietà terapeutiche.



Esperienza 3

La conducibilità elettrica

Strumenti di lavoro:

- Conducimetro comparatore
- Bicchieri

Sostanze e materiali usati:

- Acqua distillata

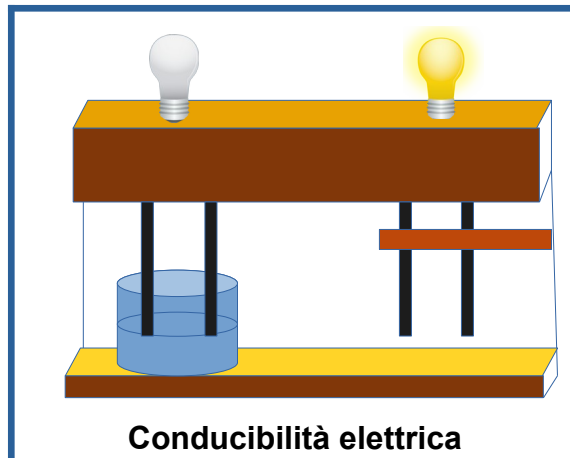
PROCEDIMENTO

Per misurare la conducibilità elettrica di liquidi e soluzioni si usano i **conducimetri**. Nell'esperienza si userà un conducimetro a comparazione. L'illuminazione di una lampadina e la sua intensità indicherà, in modo semiquantitativo, il passaggio della corrente elettrica. Lo strumento utilizza corrente alternata con tensione di circa 24 volt per evitare pericoli.

- Mettere in un bicchieri l'acqua distillata e inserire gli elettrodi di grafite.
- Per confronto, collegare gli elettrodi di una postazione dello strumento con una placchetta di rame.

Osservazioni:

La placca di rame fa accendere la lampadina (il rame è un ottimo conduttore), mentre con l'acqua distillata la lampadina non si accende (l'acqua distillata non conduce corrente elettrica).



Commento:

L'esperienza sulla polarità ha rivelato che la molecola d'acqua è un dipolo. Il comportamento verificato ora sui liquidi conferma che (teoria di Faraday):

1. Il passaggio della corrente elettrica è dovuto alla presenza di **ioni positivi (cationi)** e **ioni negativi (anioni)** ossia di particelle o atomi o raggruppamenti di atomi rispettivamente con un difetto o un eccesso di elettroni.
2. Il non passaggio della corrente elettrica esclude la presenza di ioni e conferma la presenza esclusiva di **molecole neutre**.



Si dicono **CONDUTTORI DI PRIMA SPECIE** i conduttori in cui il passaggio di corrente è dovuto agli elettroni (ad esempio i metalli).

Si dicono **CONDUTTORI DI SECONDA SPECIE** quelli in cui il passaggio di corrente è dovuto agli ioni (ad esempio le soluzioni e i sali fusi).

Le sostanze che, allo stato liquido o in soluzione, conducono la corrente elettrica si dicono **ELETTROLITI**, non elettroliti gli altri.

L'ACQUA NON È UN ELETTROLITA.



Esperienza 4

La conducibilità elettrica di soluzioni

Proviamo ora ad aggiungere all'acqua distillata altre sostanze in soluzione

Strumenti di lavoro:

- Conducimetro comparatore
- Bicchieri

Sostanze e materiali usati:

- Acqua distillata
- Acqua potabile
- Zucchero (saccarosio)
- Sale da cucina (cloruro di sodio)
- Aceto

PROCEDIMENTO

Verificare, mediante il conducimetro a comparazione, la conducibilità delle diverse soluzioni acquose:

- acqua distillata e zucchero,
- acqua distillata e sale,
- acqua distillata e aceto,
- acqua distillata e acqua potabile.

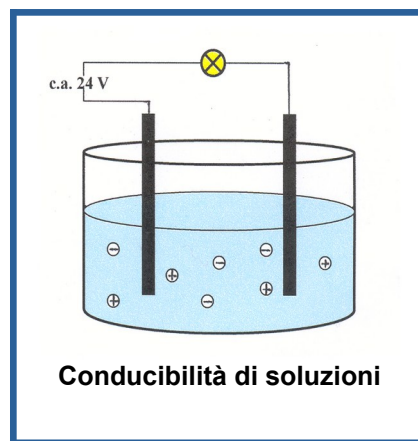
N.B. Il **conducimetro a comparazione** serve per verificare se una soluzione acquosa è in grado di condurre la corrente elettrica. È costituito da una serie di coppie di barre in grafite, conduttori di elettricità, ciascuna delle quali è collegata a una lampadina.

Le barre sono immerse in bicchierini in cui verseremo le diverse soluzioni.

Collegando l'apparecchio ad una sorgente di corrente continua le lampadine si accendono in misura proporzionale alle rispettive conducibilità .

Osservazioni:

Dall'osservazione compiuta si evince che le soluzioni di sale, aceto e acqua potabile conducono la corrente elettrica, mentre l'acqua distillata e la soluzione di acqua e zucchero non conducono corrente elettrica.





Deduzioni:

È la presenza di ioni (positivi e negativi) nelle soluzioni acquose che consente il passaggio della corrente elettrica.

La soluzione di zucchero non conduce la corrente e quindi contiene molecole di saccarosio intere.

Le soluzioni di sale, aceto e acqua potabile conducono la corrente elettrica e quindi in queste soluzioni sono presenti ioni positivi e ioni negativi. Gli ioni derivano dal soluto presente.

Ulteriori studi chiariscono che:

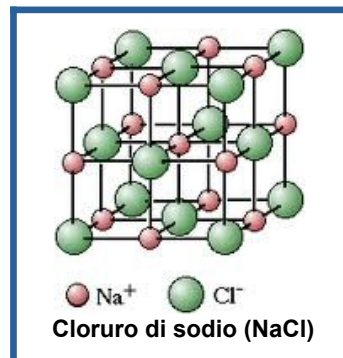
- Gli ioni possono essere presenti già nella sostanza disciolta (**SOSTANZE IONICHE**) e l'acqua non ha altra funzione che allontanarle (il processo è detto **DISSOCIAZIONE**). È il caso del cloruro di sodio. Queste soluzioni sono sempre ottimi conduttori.
- Gli ioni possono formarsi dalla reazione tra il soluto (**SOSTANZE MOLECOLARI**) e l'acqua (il processo è detto **IONIZZAZIONE**). È il caso dell'acido acetico. Queste soluzioni possono essere ottimi o anche solo deboli conduttori.



APPROFONDIMENTO

La prova di conducibilità chiarisce che il saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$) ha molecola polare, mentre il cloruro di sodio (NaCl) non presenta una vera molecola, ma un aggregato di ioni positivi (Na^+) e negativi (Cl^-) uniti da forze attrattive di natura elettrostatica.

I valori della forza che attrae ioni positivi e negativi separati sono proporzionali al prodotto dei valori delle cariche diviso per il prodotto tra il quadrato della distanza che separa tali ioni per una costante che varia a seconda del mezzo di separazione. Tale costante, nota come **costante dielettrica** (ϵ), è per l'acqua più grande che in qualunque altra sostanza.

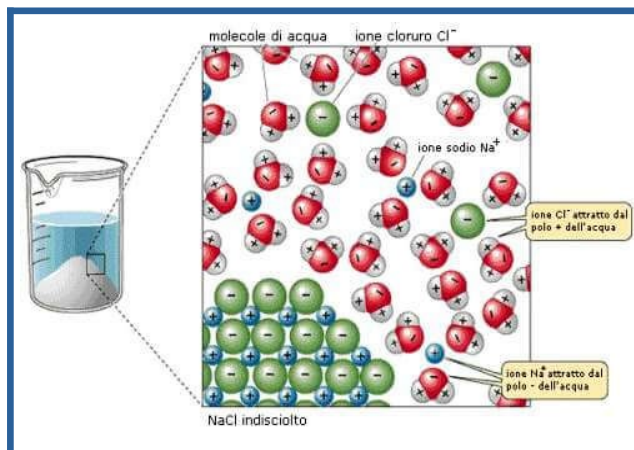


$$F \propto \frac{q_1 \cdot q_2}{\epsilon \cdot d^2} \quad (\text{legge di Coulomb})$$

Il valore della costante elettrica dell'acqua è 80 volte più grande che nell'aria. Per esempio, per ottenere nell'acqua la stessa forza di attrazione che si registra nell'aria, è necessario che la distanza che separa gli ioni sia nell'acqua nove volte inferiore che nell'aria.

Per la loro natura polare le molecole d'acqua tendono a disporsi con l'estremità negativa verso i cationi e con quella positiva verso gli anioni, circondandoli.

Il processo è detto *idratazione*.



Il processo di solubilizzazione coinvolge sempre scambi energetici. È il bilancio energetico che stabilisce la solubilità o meno della sostanza.

Glossario:

SISTEMA: porzione di materia oggetto di studio da distinguere da tutto ciò che lo circonda, detto ambiente.

SOLUZIONE: sistema omogeneo che presenta eguali proprietà in ogni sua parte.

SOLVENTE: componente liquido, o presente in maggior quantità, di una soluzione.

SOLUTO: componente solido, o presente in minor quantità, di una soluzione.

CONCENTRAZIONE: quantità di soluto, in massa o volume, presente in una nota quantità di solvente, massa o volume.

SOLUBILITÀ: quantità massima di soluto che si scioglie in una quantità nota di solvente ad una certa temperatura.

SOLUZIONE SATURA: soluzione che contiene la massima concentrazione di soluto; è presente il corpo di fondo (soluto indisciolti).



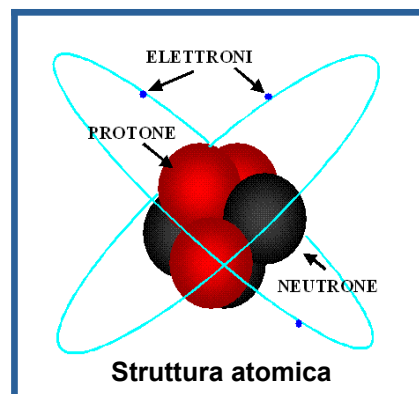
Esperienza 5

La concentrazione idrogenionica: pH

Le prove hanno mostrato che l'acqua ha una molecola polare ma, allo stato liquido, non conduce apprezzabilmente la corrente elettrica; ciò esclude la presenza di particelle cariche, gli ioni. È proprio così?

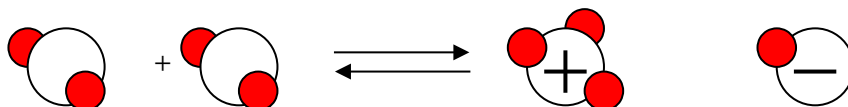
Per rispondere a questa domanda è necessario approfondire la nostra conoscenza degli atomi.

L'atomo in realtà non è indivisibile ma è costituito da particelle più piccole. I **protoni** (carichi positivamente) e i **neutroni** (neutri), posti nel nucleo centrale, gli **elettroni** (carichi negativamente), disposti alla periferia. L'atomo di idrogeno, il più semplice di tutti, è costituito da un solo protone nel nucleo e da un solo elettrone periferico.



Osservazioni qualitative:

Opportune esperienze mostrano che due molecole d'acqua possono scambiarsi un protone (atomo di idrogeno che ha perso l'elettrone). Lo scambio origina due particelle cariche elettricamente di segno opposto.



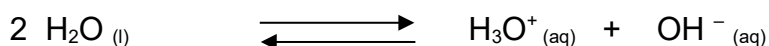
Il processo si dice **IONIZZAZIONE** (autoionizzazione) dell'acqua ed è un equilibrio dinamico (rappresentato dalla doppia freccia) nel senso che il numero di ioni si mantiene costante ma le particelle interessate cambiano continuamente.

Le particelle ottenute si chiamano **IONI** e precisamente **IDRONIO** (positivo) e **OSSIDRILE** (negativo). In acqua pura ioni positivi e ioni negativi sono, naturalmente, in egual numero. L'esperienza di conducibilità indica che il fenomeno deve essere molto limitato.

Per avere un'idea dell'entità della ionizzazione basti pensare che interessa le molecole d'acqua presenti in una goccia quando questa è diluita in circa 30.000 litri di acqua, cioè 30 metri cubi.

Osservazioni quantitative:

Il processo di autoionizzazione dell'acqua è correttamente rappresentato dalla scrittura.



L'indice (l) indica lo stato liquido, (aq) l'idratazione dell'ambiente acquoso.

Per quantificare l'entità del fenomeno, occorre esprimere la concentrazione dello ione H_3O^+ (spesso semplificato in H^+). La ionizzazione interessa una mole di molecole d'acqua su 10 milioni di litri di acqua stessa.

La concentrazione dello ione idronio e dello ione ossidrile sarà:

$$\frac{1 \text{ mol idronio}}{10.000.000 \text{ litri}} = \frac{1 \text{ mol idronio}}{1 \cdot 10^7 \text{ litri}} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/litro di } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ o } [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7}$$

$$\frac{1 \text{ mol ossidrile}}{10.000.000 \text{ litri}} = \frac{1 \text{ mol ossidrile}}{1 \cdot 10^7 \text{ litri}} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/litro di } \text{OH}^- \text{ o } [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$$

Questa condizione è detta di neutralità. Il prodotto $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ vale sempre $1 \cdot 10^{-14}$.

Il pH

Avendo bisogno di utilizzare il parametro concentrazione idrogenionica torna utile definire un **indice numerico** semplice ed incisivo che sia ad essa legato. Questo indice numerico è il **pH**. Assume il valore dell'esponente, cambiato di segno, della base 10 dell'espressione della concentrazione $[\text{H}^+]$ (p indica l'operazione matematica eseguita).

Nell'acqua pura le particelle H_3O^+ e OH^- sono presenti in egual numero ed il pH è 7.

La **condizione di neutralità** coincide con **pH 7**.

A volte, per aggiunta di certe sostanze all'acqua, si altera l'equilibrio tra H_3O^+ e OH^- , ed una prevale sull'altra.

Quando **prevale la specie H_3O^+** avremo pH via via più bassi: 6, 5, 4, ... 0 e la soluzione si dice **ACIDA**.

Quando **prevale la specie OH^-** avremo pH via via più alti: 8, 9, 10, ... 14 e la soluzione si dice **BASICA**.

È facile capire che per una variazione di una unità di pH la concentrazione cambia di ben 10 volte. A pH 6 è ionizzata una mole di H_2O su 1 milione di litri d'acqua. Ben difficilmente in natura un parametro fisico può avere variazioni così forti.

Misurare il pH

La misura rigorosa del pH viene eseguita con strumenti detti **piaccametri**. Misure indicative vengono fatte per mezzo di **indicatori**. Gli indicatori sono sostanze organiche che hanno la proprietà di cambiare colore a seconda della concentrazione idrogenionica (o del pH) dell'ambiente in cui sono posti. Molti coloranti vegetali possiedono questa caratteristica. È noto il comportamento del tè che cambia di colore all'aggiunta del succo di limone. Ma questo è anche evidente nel succo del cavolo rosso e nell'estratto alcolico dei petali di molti fiori.

Tra gli indicatori usati in laboratorio è noto il **tornasole**, ma anche il **metilarancio** e la **fenolftaleina**. Usato spesso, anche dagli appassionati di acquari, è l'**indicatore universale**. Tutti gli indicatori possono essere usati in soluzione oppure come cartina impregnata della loro soluzione.

Il tornasole assume colore rosso con gli acidi, blu con le basi, resta inalterato in condizioni di neutralità. Si tratta di un indicatore semplice. L'indicatore universale invece assume colorazioni diverse a seconda del grado di acidità o basicità delle soluzioni, dal rosso (acidi) al blu o verde intenso (basi). È costituito da una opportuna miscela di tre indicatori.

Strumenti di lavoro:

- 6 tubi da saggio o 6 provette
- Tubicino sottile

Sostanze e materiali usati:

- Limone
- Aceto
- Bicarbonato di sodio
- Sapone liquido
- Acqua distillata
- Acqua di rubinetto
- Indicatore universale

PROCEDIMENTO

Parte 1

- Porre in 5 tubi da saggio 10 cm³ di acqua distillata.
- Aggiungere nei primi 4 tubi una diversa sostanza (succo di limone, aceto, bicarbonato di sodio, sapone liquido), lasciare l'ultimo tubo solo con acqua distillata.
- Aggiungere in ciascun tubo 2-3 gocce di indicatore universale.

Osservazioni:

L'indicatore universale assume le seguenti colorazioni:

tubo	1	2	3	4	5
prodotto	succo limone	aceto	acqua distillata	sapone	sodio bicarbonato
colore indicatore	rosso acceso	rosso	verde chiaro	verde	verde scuro
pH	circa 2	circa 3	7	circa 8	circa 9



Commento:

Il processo di solubilizzazione di alcuni prodotti arricchisce l'acqua di ioni. Se fra questi ci sono H_3O^+ e OH^- , se ne altererà il loro equilibrio nell'acqua e la soluzione diventerà ACIDA ($pH < 7$) se prevarrà H_3O^+ o BASICA ($pH > 7$) se prevarrà OH^- .

Le sostanze della prima categoria si dicono ACIDI, quelle della seconda IDROSSILI o BASI.

Parte 2

La prova effettuata mette in evidenza che l'alterazione del pH può avvenire anche per solubilizzazione di altre categorie di sostanze.

Per chiarire ciò conduciamo un secondo esperimento:

- Porre in un tubo da saggio 10 cm³ di acqua, distillata di recente, e 2 gocce di indicatore universale.
- Soffiare aria dolcemente con un tubicino sottile.

Osservazioni:

Il colore dell'indicatore si modifica e vira leggermente verso il giallo.



Deduzioni:

L'equilibrio degli ioni H_3O^+ e OH^- viene alterato per reazione tra la sostanza disciolta e le molecole dell'acqua. Nel caso osservato è il diossido di carbonio (anidride carbonica) il responsabile.



Questo equilibrio è alla base del FENOMENO CARBICO.



NOTA STORICA



Robert Boyle

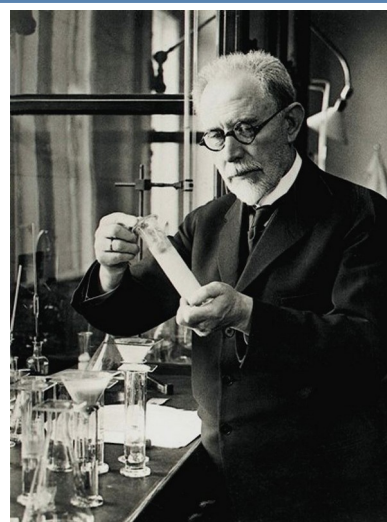
Il primo studioso ad occuparsi in modo sistematico degli acidi fu lo scienziato irlandese **Robert Boyle** (1627-1691), che applicò allo studio di queste sostanze il metodo sperimentale suggerito da Galilei. Egli si occupò anche dei cosiddetti alcali, sostanze presenti nelle ceneri delle piante, che, sciolte in acqua, formano soluzioni scivolose al tatto e di sapore amaro, le quali, mescolate in adatte proporzioni agli acidi, annullano le loro proprietà. L'osservazione che l'attività di queste sostanze neutralizzava quella degli acidi con formazione di sali suggerì di chiamarle basi, perché considerate, appunto, le basi di partenza per la preparazione dei sali.

Verso la fine del 1700 lo scienziato francese **Antoine Lavoisier** (1743-1794), avendo osservato che molti ossidi, reagendo con l'acqua, generavano soluzioni acide, si convinse che dovesse essere l'ossigeno ad impartire le tipiche proprietà agli acidi, tanto che il nome che poi fu assegnato a questo elemento significa proprio "generatore di acidi". Solo successivamente fu chiaro che l'elemento caratterizzante degli acidi non era l'ossigeno ma l'idrogeno.

Il chimico tedesco **Justus von Liebig** (1803-1873), facendo tesoro dell'osservazione del chimico inglese Humphry Davy, il quale dimostrò per primo, nel 1810, che l'acido cloridrico, pur essendo un acido forte, non includeva l'ossigeno, definì gli acidi come dei composti che contengono atomi di idrogeno, i quali possono essere sostituiti da atomi di metalli.

Il primo tentativo di dare una definizione completa e funzionale di acido e di base, in grado anche di interpretare il loro comportamento in soluzione acquosa, fu compiuto da **Svante Arrhenius** (1859-1927), secondo il quale: "Un acido è una qualsiasi sostanza che sciolta in acqua è in grado di dissociarsi e liberare ioni idrogeno H^+ , mentre una base è una qualsiasi sostanza che sciolta in acqua è in grado di dissociarsi e liberare ioni ossidrilici OH^- ".

L'introduzione del concetto di pH avviene nel 1909 a opera di **Søren Peter Lauritz Sørensen**. Il pH è un valore numerico legato, da una formula matematica, alla concentrazione di ioni H^+ . È in pratica un modo diverso, più comodo, per indicare l'acidità o la basicità delle sostanze.



Søren Peter Lauritz



APPROFONDIMENTO

Non c'è vita senza acqua e non c'è acqua senza vita. L'acqua, infatti, oltre a essere il principale componente in peso (dal 40 al 98%) della materia vivente, costituisce il mezzo in cui si svolge la maggior parte dei processi biochimici (per esempio, il citoplasma, la sostanza fluida racchiusa tra le pareti delle cellule, è una soluzione acquosa).

L'acqua, inoltre, muovendosi incessantemente sulla superficie terrestre e tra questa e l'atmosfera (ciclo idrogeologico), mette in circolazione innumerevoli sostanze tra i vari ambienti ed ecosistemi, donando fertilità e vita, e rappresenta un fondamentale fattore geomorfologico, cioè di modellamento del paesaggio (attraverso l'erosione meccanica o chimica) e climatico (regolando la temperatura ambientale attraverso i meccanismi di evaporazione-condensazione, le precipitazioni e le correnti oceaniche).



La Terra

L'acqua contenuta nel suolo varia tra un pH 3 (corrispondente ad una acidità assai elevata) e un pH 10 (corrispondente ad una alcalinità assai elevata): tale variabilità corrisponde ad un intervallo da 1 a 10 milioni.

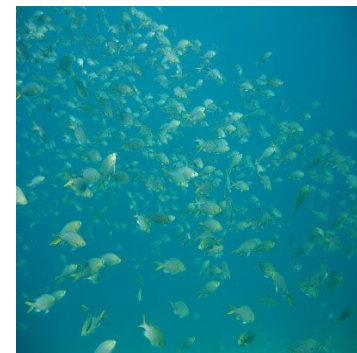


Piante coltivate

Queste sono però condizioni estreme e la maggior parte delle piante terrestri, ivi comprese quelle utilizzate per l'agricoltura, crescono in suoli che contengono acqua con pH variabili di poche unità all'intorno del valore 6.

L'intervallo di pH in cui si sviluppano gli organismi marini è ancora più ristretto: le acque costiere hanno un valore di circa 9 mentre la media per gli oceani è poco al di sopra di 8.

Al di sotto di un pH 7,5 la maggior parte degli animali marini muore: le loro uova sono poi particolarmente vulnerabili. Al di sotto di un pH 7 i carbonati presenti nell'acqua marina rimarrebbero in soluzione, rendendo impossibile la formazione di qualunque tipo di scheletro.



Organismi marini



Approfondimento in classe

Acque dolci-Acque dure

Il passaggio sul terreno arricchisce l'acqua di sali minerali in funzione del tempo di permanenza e del tipo di suolo attraversato. Il contenuto salino delle acque potabili rappresenta un fatto positivo, ad esempio per l'assorbimento di sostanze utili al metabolismo dell'uomo, ma, a volte, anche dannoso perché ne intralcia alcuni usi.

Strumenti:

- 2 bottigliette di vetro con tappo
- Bottiglia di lavaggio
- Contenitori

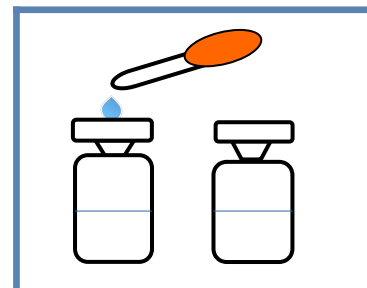
Sostanze e materiali usati:

- Soluzione alcolica di sapone
- Resina a scambio ionico
- Acqua potabile e distillata

PROCEDIMENTO

Parte 1

- Porre 40 cm³ di acqua distillata e 40 cm³ di acqua potabile nelle due bottigliette di vetro.
- Aggiungere 2 gocce di soluzione di sapone in ogni contenitore ed agitare.



Osservazioni:

Nella bottiglia contenente acqua distillata si è formata una schiuma abbondante e persistente; nell'altra la soluzione non è più trasparente e non presenta schiuma.

- Continuare l'aggiunta di gocce di soluzione di sapone all'acqua potabile.
- Osservare e descrivere.

Osservazioni:

Solo dopo l'aggiunta di un certo volume di sapone compare una schiuma persistente.



Commento:

I sali di calcio e magnesio contenuti nell'acqua reagiscono con il sapone formando composti insolubili. Solo quando tutti questi ioni hanno reagito compare la schiuma persistente.

Acque contenenti pochi sali di calcio e magnesio si dicono **DOLCI**; con quantità più alte si dicono **DURE**. La quantità di sali di calcio e magnesio presenti nell'acqua ne definisce la durezza.

La presenza di acque potabili dure costringe ad un uso superiore di detersivo nelle operazioni di lavaggio. Le tavole riportate sui fustini di detersivo indicano le quantità da usare nelle diverse zone d'Italia. È noto a tutti com'è difficile in montagna rimuovere il sapone quando ci si lava le mani; in montagna le acque sono generalmente dolci.

Parte 2

La rimozione dei sali presenti nell'acqua è una pratica usata per l'esigenza di alcune lavorazioni industriali e, a volte, per l'alimentazione. I principali metodi sono:

1. La distillazione:

Produce acqua distillata, esente cioè da ogni componente in soluzione.

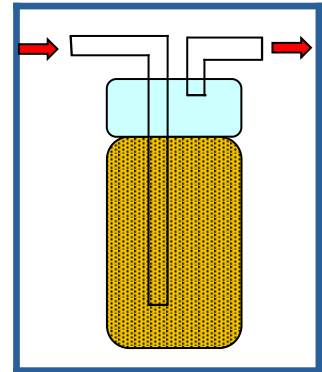
2. L'osmosi inversa:

Consiste nell'applicazione di una pressione che costringe l'acqua ad attraversare una membrana semipermeabile che lascia passare preferenzialmente le molecole di acqua, mentre blocca quelle di soluto. Impianti di piccole dimensioni vengono impiegati per uso domestico.

3. L'uso di resine a scambio ionico:

Mediante il passaggio su speciali resine è possibile sostituire gli ioni (cationi ed anioni) presenti nell'acqua con altri. Le esigenze indirizzeranno la scelta del tipo di resina.

- Far passare acqua potabile sulla resina e raccoglierne 40 cm³ nella bottiglietta di vetro.
- Eseguire il saggio con la soluzione di sapone come fatto sopra.



Osservazioni:

Poche gocce di sapone sono in grado di produrre una schiuma persistente.



Commento:

La resina usata ha sostituito gli ioni Ca^{++} e Mg^{++} presenti nell'acqua e responsabili della durezza. L'operazione prende il nome di **ADDOLCIMENTO**. La resina usata è detta cationica, in grado cioè di scambiare i cationi (ioni positivi) del campione.

In commercio si vendono caraffe provviste di cartucce con resine in grado di addolcire l'acqua da bere.

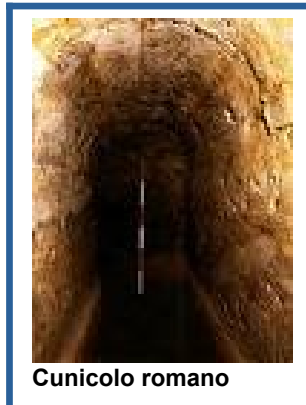


L'ACQUA POTABILE A BOLOGNA

In epoca romana il cosiddetto **cunicolo romano** drenava acqua dal subalveo del torrente Setta (alla confluenza con il fiume Reno) e la convogliava in città, percorrendo, sotto la collina, un tragitto di 18 chilometri, con una pendenza costante dell'1%. L'acquedotto romano fu costruito probabilmente durante l'impero di Augusto e rifornì la città per tutto il periodo imperiale. Dopo cinque-sei secoli di funzionamento fu abbandonato, poiché l'interruzione della necessaria e continua opera di manutenzione ne aveva provocato l'interramento in molti tratti. Si ritornò, quindi, ad utilizzare l'acqua dei rii e dei canali che attraversavano la città, nonché quella delle falde freatiche attraverso pozzi poco profondi.

Nel 1393 furono riscoperti alcuni tratti di cunicolo, ma fino all'età pontificia e poi napoleonica non si fece niente per ripristinarlo.

Tra il XIV e il XV secolo l'apporto idrico fu arricchito dalla costruzione di un complesso sistema di cunicoli e cisterne che convogliavano in città le acque delle fonti dal colle di Valverde (oggi in Via Bagni di Mario) e della fonte Remonda (S. Michele in Bosco). Ciò nonostante, la quantità di acqua non era soddisfacente, tant'è che si fecero più intense le ricerche di nuove risorse idriche.



Cunicolo romano



Fontana del Nettuno

A metà del XVI secolo si decise di convogliare acqua nel centro di Bologna e lo scultore Jean de Boulogne (Giambologna) fu incaricato di realizzare la fontana del Nettuno. La grande "conserva" per la raccolta dell'acqua sorgiva da convogliare dalla collina alla fontana si trova in Via Bagni di Mario.

Nei secoli XVI e XVII Bologna era una città manifatturiera tra le più importanti in Europa per la produzione della seta. Il funzionamento delle macchine idrauliche (mulini da seta) e il commercio erano garantiti dalla fitta rete di canali e chiaviche che regolavano il flusso dell'acqua in città. Nel corso del 1700, per diversi motivi, si verificò un calo della produzione fino quasi alla scomparsa di questo tipo di impianti, ma i canali continuarono a svolgere una funzione importante nella vita urbana.

Nel XVII secolo un'epidemia di peste che provocò la morte di oltre 23.600 persone in città e, nel 1855, una di colera che ne uccise circa 3.600, resero ancor più pressante l'esigenza di acqua pulita e corrente. L'intreccio con la rete fognaria rese rischioso per la salute l'uso potabile delle acque superficiali.

Nel 1862 si riscoprì l'antico acquedotto romano e la Giunta affidò all'architetto Antonio Zannoni l'incarico di valutare se quest'opera poteva tornare nuovamente utile alle esigenze idriche della città. Vent'anni dopo, nel 1881, il cunicolo romano e le opere di presa dal fiume Setta furono rimesse in funzione, per fornire acqua alla città che contava già 120.000 abitanti.

Nei decenni successivi, la forte espansione demografica e residenziale costrinse l'Amministrazione di Bologna a ricercare altre fonti di approvvigionamento che furono individuate nelle falde artesiane (in pressione) del Reno e del Savena. Nel 1911, infatti, fu realizzata la centrale di captazione di Borgo Panigale e, successivamente, nel 1937, la centrale del Tiro a Segno; nel 1948, quella del Fossolo; nel 1973, quella di San Vitale e, nel 1979, sull'Idice, quella di Mirandola di Ozzano.

Nel 1948 si ha la definitiva municipalizzazione dell'acquedotto e nel 1953 le aziende pubbliche che distribuiscono gas ed acqua vengono riunite nella municipalizzata Amga. La gestione dell'acquedotto passa nel 1980 ad Acoser, poi a Seabo e dal 2002 a Hera.

Oggi la città e parte della provincia si alimentano in due modi: con acqua superficiale del torrente Setta, in misura di circa il 50% e, per circa il rimanente 50%, con acqua da pozzi.

PER SAPERNE DI PIÙ...

Bibliografia essenziale:

- Asimov Isaac, Breve storia della chimica. Introduzione alle idee della chimica, Zanichelli, Bologna, 1968.
- Bagatti Franco, Corradi Elis, Desco Alessandro, Ropa Claudia, *Chimica*, II ediz., Zanichelli, Bologna, 2017.
- Ball Philip, *H2O. Una biografia dell'acqua*, Rizzoli, Milano, 2003.
- Califano Salvatore, *Storia della chimica. 1. Dai presocratici al XIX secolo*, Bollati Boringhieri, Torino 2010.
- Frova Andrea, *Perché accade ciò che accade*, Rizzoli, Milano, 2003.
- Frova Andrea, *Ragione per cui. Perché accade ciò che accade. Atto 2°*, Rizzoli, Milano, 2004.
- Goldstein-Jackson Kevin, *Esperimenti con le cose di tutti i giorni*, Zanichelli, Bologna, 1979.
- Gray Theodore, *Le Molecole. Gli elementi e l'architettura di ogni cosa*, Rizzoli, Milano, 2015.
- Lewin Walter, *Per amore della Fisica. Dall'arcobaleno ai confini del tempo*, Edizioni Dedalo, Bari, 2013
- Silvestroni Paolo, *Fondamenti di chimica*, X ed., Rozzano-Bologna, CEA-Zanichelli, 1996.
- Thorpe Edward, *Storia della chimica*, Società tipografico-editrice nazionale, Torino, 1911.

Per bambini e ragazzi:

- Bianchi Claudia, Bugini Annalisa, Monaco Lorenzo, Pompili Matteo, *Esperimenti con frutta, verdura e altre delizie*, Editoriale Scienza, Trieste, 2012.
- Ghigliano Cinzia, Novelli Luca, *La storia della chimica a fumetti*, Milano Libri, Milano, 1984.
- Novelli Luca, *Lavoisier e il mistero del quinto elemento*, Editoriale Scienza, Trieste, 2007.

Siti Internet:

www.bibliolab.it
www.didaweb.net
www.chimica-online.it
www.cosediscienza.it
www.online.scuola.zanichelli.it/chimicafacile/
www.orizzontescuola.it
www.pianetabambini.it/didattica/
www.sapere.it

Ideazione e realizzazione: Museo del Patrimonio Industriale

Consulenza scientifica: Andrea Assiri

