



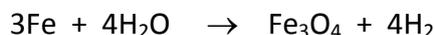
LE PROPRIETA' CHIMICO-FISICHE DELL'ACQUA



1. LA COMPOSIZIONE CHIMICA DELL'ACQUA

Esperimento 1 - Analisi dell'acqua

l'acqua è un composto chimico formato dalla combinazione di due gas: l'idrogeno e l'ossigeno. Questa esperienza ha lo scopo di evidenziare la composizione dell'acqua decomponendone il vapore su ferro rovente secondo la reazione



Il composto Fe_3O_4 è l'ossido ferroso-ferrico cioè l'ossido di ferro (II) e (III). La formula può essere anche vista come $\text{Fe}^{2+}(\text{Fe}^{3+}\text{O}_2)_2$ che è minerale magnetite



ferro (II) e (III).
costituente del

Materiale occorrente

- 1 provetta
- sostegno per provetta
- tappo di gomma a 1 foro
- tubo di vetro a punta
- spatola di acciaio
- bruciatore Bunsen o fornello ad alcol
- ferro in polvere
- sabbia fine
- spruzzetta con acqua

Procedimento

- introdurre nel fondo della provetta 2cm di sabbia fine ben pulita imbevuta d'acqua (l'acqua deve rimanere completamente assorbita dalla sabbia);
- introdurre quindi sopra la sabbia bagnata della polvere di ferro per un'altezza di circa 2 cm;
- disporre la provetta in posizione orizzontale dandole alcuni colpi in modo che la polvere di ferro si sparga sulle pareti, ma copra ancora la sabbia;
- fissare la provetta obliquamente al sostegno e introdurre nell'imboccatura il tappo di gomma nel quale è stato inserito il tubo di vetro a punta;
- iniziare a scaldare in corrispondenza della polvere di ferro e quindi riscaldare nel punto dove essa tocca la sabbia bagnata;
- avvicinare un fiammifero alla punta del tubo ed osservare.

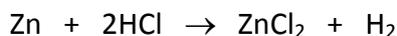
Domande

- a) Che cosa succede avvicinando la fiamma alla punta del tubo di ferro?
- b) Perché si riscalda la sabbia umida?
- c) Per quale motivo ritenete che si sia provveduto a riscaldare anche la polvere di ferro?

Esperimento 2 - La preparazione dell'idrogeno e sintesi dell'acqua

Si è visto nell'esperienza precedente che l'acqua è un composto costituito da idrogeno ed ossigeno. Per avere la conferma è necessario sintetizzare l'acqua a partire dai due elementi.

In questa esperienza l'idrogeno viene preparato per reazione tra un acido (acido cloridrico) ed un metallo (zinco) secondo la reazione:

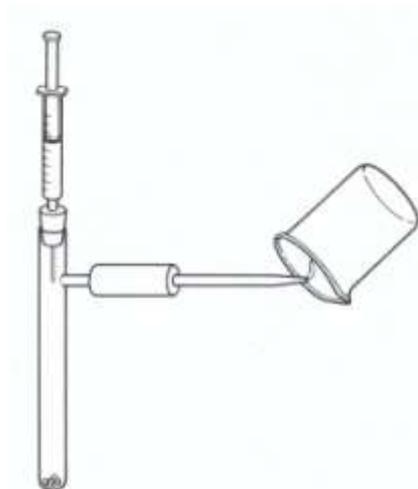


Successivamente viene realizzata la sintesi dell'acqua secondo la reazione:



Materiale occorrente

- provettone codato
- tappo di gomma a 1 foro
- tubo di vetro a punta con manicotto
- siringa di plastica
- becker di vetro da 100 ml
- zinco in granuli
- acido cloridrico
- sostegno per provetta
- spatola di acciaio
- bruciatore Bunsen o fornello ad alcol



Procedimento

- Introdurre nel provettone 5 o 6 granuli di zinco;
- riempire la siringa di plastica con l'acido cloridrico aspirandolo dal contenitore;
- fissare il tappo di gomma sul provettone ed inserire nel foro la siringa di plastica con l'acido;
- collocare il provettone in posizione verticale e premere lentamente sul pistone della siringa in modo da far cadere alcune gocce di acido sullo zinco contenuto nel provettone e osservare;
- collegare quindi la derivazione laterale del provettone mediante il manicotto di gomma con il tubo di vetro a punta;
- premendo di tanto in tanto il pistone della siringa far cadere alcune gocce di acido per mantenere costante lo sviluppo di gas;
- dopo circa 2 minuti accostare cautamente un fiammifero acceso all'estremità del tubo a punta. L'idrogeno brucia con una fiammella pallida;
- accostare ora sopra la fiammella il becker di vetro pulito ed asciutto tenendolo capovolto ed osservare.

Domande

- a) Che cosa succede quando le prime gocce di acido raggiungono lo zinco?
- b) Che cosa si osserva nel bicchiere capovolto sulla fiammella? Di che cosa si tratta?
- c) Da dove proviene l'ossigeno che si combina con l'idrogeno?

2. LA STRUTTURA DELLA MOLECOLA DELL'ACQUA

Premessa

In questa esperienza si rappresenterà la struttura dell'acqua allo stato solido con l'ausilio dei modelli molecolari. Il modello della molecola dell'acqua, nei suoi stati di aggregazione, contribuisce ad una migliore comprensione dei fenomeni naturali.

L'acqua è una sostanza composta da due elementi **ossigeno** e **idrogeno**. L'atomo si rappresenta solitamente con una sfera di volume diverso per i diversi tipi di atomi. Il modello è circa 360 milioni di volte più grande della realtà.

Nel nostro modello:

- la pallina rossa rappresenterà l'atomo di ossigeno (simbolo O).
- la pallina bianca rappresenterà l'atomo di idrogeno (simbolo H).

Materiale occorrente

- Modelli molecolari per la costruzione delle molecole



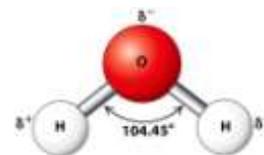
Procedimento e Spiegazione

La molecola dell'acqua

Il modello della molecola dell'acqua contiene un atomo di ossigeno e due atomi di idrogeno. La formula chimica dell'acqua sarà H₂O.

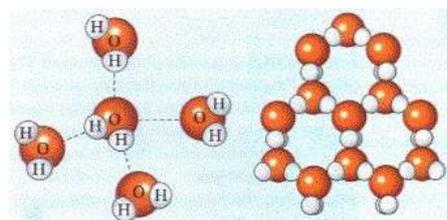
Lo stato liquido

Un bicchiere contenente molti modelli di molecole d'acqua libere di muoversi scivolando le une sulle altre, rappresenta una buona rappresentazione dell'acqua liquida. Lo stato liquido ha una massa e un volume proprio ma assume la forma del recipiente che lo contiene. Le molecole di un liquido sono poi nella realtà in continuo movimento, tanto più evidente quanto più alta è la sua temperatura. La temperatura è un indice dell'energia cinetica media delle molecole.



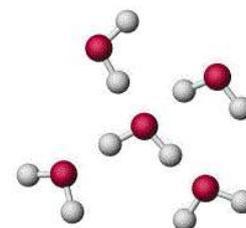
Lo stato solido

Se sottraiamo energia all'acqua liquida (raffreddamento) le molecole rallentano il loro movimento finché, alla temperatura di 0° C, le forze attrattive prevalgono e le molecole si bloccano in una struttura solida (passaggio di stato fisico detto **solidificazione**). La struttura formatasi ha massa, volume e forma propria. Anche nel solido esistono deboli movimenti, vibrazione degli atomi. Un aspetto fondamentale che mostrano tutti i solidi (solidi cristallini) e ben evidente nel nostro modello, è che le molecole non si sono bloccate a caso ma secondo una struttura ben definita (reticolo esagonale in questo caso). La struttura presenta evidenti spazi vuoti, canali esagonali, che conferiscono al ghiaccio una densità minore dell'acqua. Il ghiaccio infatti galleggia sul liquido.



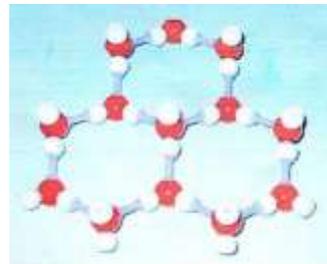
Lo stato aeriforme

Quando forniamo energia all'acqua liquida (riscaldamento) le molecole si muovono sempre più velocemente. Le molecole possiedono energia cinetica diversa, alcune ne acquisiscono tanta da poter abbandonare il liquido. Il fenomeno è detto **evaporazione** e avviene a tutte le temperature. Proseguendo nel riscaldamento si raggiunge la temperatura di 100 °C, per l'acqua a pressione normale, ora tutte le molecole hanno energia sufficiente per abbandonare il liquido e passare allo stato di vapore. Il fenomeno si dice **ebollizione**. L'evaporazione interessa solo la superficie del liquido, l'ebollizione tutta la massa. *Il vapore ha massa ma non forma e volume proprio.*

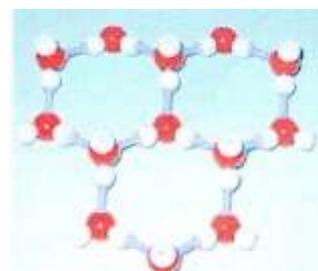


La costruzione del modello molecolare dell'acqua allo stato solido

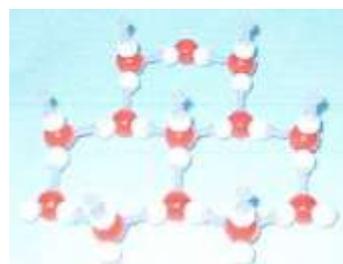
- costruisci il modello molecolare del ghiaccio assemblando 26 molecole d'acqua. Come noto una molecola d'acqua è formata da un atomo di ossigeno (sferetta rossa) legato a due atomi di idrogeno (sferette bianche). Usa i "collegamenti" grigi più corti che trovi nel kit per formare i legami covalenti all'interno della molecola;
- il modello molecolare del ghiaccio è formato da 2 strati contenenti ciascuno 13 molecole d'acqua. Costruisci ciascuno strato prima di collegarli tra loro.
- Disponi 13 molecole d'acqua su di una superficie piana a formare esagoni come indicato in figura;



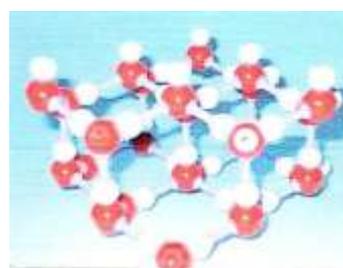
- unisci le molecole d'acqua usando i "collegamenti" grigi più lunghi, che trovi nel kit, che rappresentano i "ponti a idrogeno";
- nello stesso modo costruisci il secondo strato;



- aggiungi i legami a idrogeno al primo strato come mostrato in figura;



- unisci i due strati come mostrato in figura.



Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=2GUt6QINbWU>

3. LA POLARITÀ DELLA MOLECOLA DELL'ACQUA

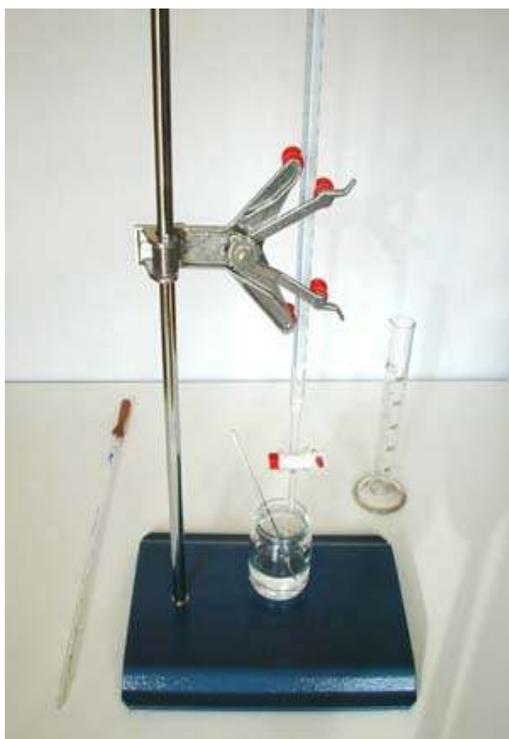
Lo scopo dell'esercitazione è quello di classificare alcune molecole come polari o apolari attraverso alcune loro proprietà, come il comportamento di queste molecole in campo elettrico, prodotto semplicemente da cariche elettrostatiche che si ottengono, sulla superficie di alcuni materiali plastici o resine naturali, quando questi materiali vengono sottoposti a strofinio

Materiale occorrente

- acqua distillata, alcol etilico, acido acetico, esano, acetone, cicloesano, benzene (l'esercitazione può essere eseguita testando la polarità di soli 2 liquidi, l'uno polare e l'altro apolare, ad esempio acqua e cicloesano o acqua e benzene)
- almeno 2 burette
- almeno 2 becher
- una bacchetta di vetro, una bacchetta di ebanite, una penna di plastica
- un panno di lana

Procedimento

- riempire le 2 burette con i liquidi a disposizione, iniziando con l'acqua distillata e il ciclo esano
- elettrizzare per strofinio la bacchetta di ebanite o la penna di plastica ed eseguire la stessa operazione con la bacchetta di vetro
- aprire il rubinetto delle burette e lasciar defluire i liquidi lentamente nel sottostante becher
- avvicinare al flusso dei liquidi, senza toccarlo, la bacchetta di ebanite o la penna elettrizzata, quindi ripetere l'operazione con la bacchetta di vetro elettrizzata
- ripetere il procedimento per gli altri liquidi in esame, osservandone e annotandone ogni volta il comportamento



Spiegazione

In talune molecole, come nel caso dell'acqua, la distribuzione della carica elettrica non è omogenea ed è disposta in modo da rendere la sostanza polare. In altre, come nel cicloesano o nel benzene, la distribuzione della carica rende la molecola apolare.

La polarità conferisce alle molecole alcune proprietà particolari, una di queste è il comportamento in vicinanza di un corpo elettricamente carico. Le molecole polari dei liquidi, come l'acqua, sono attratte dalla carica elettrica positiva del vetro e dalla carica negativa dell'ebanite, per questo il flusso d'acqua tende ad essere deviato dalla vicinanza della bacchetta.

Le molecole non polari dei liquidi, come l'esano e il benzene, non risentono in modo apprezzabile dell'attrazione e il filo di sostanza liquida che scende dalla buretta non viene deviato.

Richiami teorici

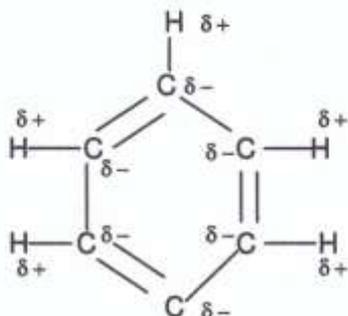
Il legame covalente se s'instaura tra atomi differenti, che hanno, per questo, differente elettronegatività, è un legame polare, perché sugli atomi interessati si creano poli elettrici, negativo sull'atomo più elettronegativo e positivo su quello più elettronegativo.

Se la molecolare è biatomica eteroatomica, ne consegue che essa sarà una molecola polare, come nel caso dell'acido cloridrico che presenta un polo elettrico negativo sul cloro e un polo positivo

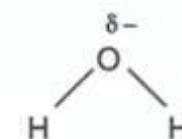
sull'idrogeno. Per molecole poliatomiche diviene importante, per stabilire la polarità complessiva di tutta la molecola, anche la geometria, vale a dire la disposizione nello spazio degli atomi.

La molecola del benzene, infatti, è apolare, perché, pur essendo il *legame C-H* del tipo *covalente polare*, la struttura regolare della molecola (un esagono regolare), fa sì che il baricentro delle cariche negative si trovi al centro geometrico della struttura come il baricentro delle cariche positive, annullando l'effetto di tali cariche.

La molecola d'acqua è, invece, polare perché l'atomo di ossigeno, che è più elettronegativo dell'atomo di idrogeno, determina un addensamento di carica negativa su di sé e una zona ad addensamento di carica positiva, dalla parte dei due atomi d'idrogeno.



La struttura della molecola del benzene



La struttura della molecola dell'acqua

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=JwarFOlg454>

4. LA CAPACITÀ DI ADESIONE E COESIONE DELLE MOLECOLE D'ACQUA

Esperimento 1 - la formazione del menisco - la pallina ubbidiente

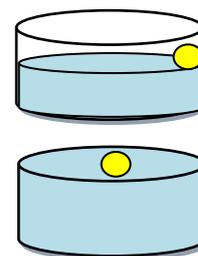
Materiale occorrente

- acqua di rubinetto
- vaschetta in vetro (cristallizzatore)
- becher
- pallina da ping-pong



Procedimento

- riempire per 2/3 il cristallizzatore con acqua;
- posizionare delicatamente una pallina da ping-pong al centro della vaschetta ed osservarne il comportamento. La pallina si sposterà verso il bordo e aderirà al bordo del recipiente;
- con un becher versare lentamente acqua nella vaschetta fino a giungere al livello del bordo superiore evitando di far versare del liquido all'esterno ed osservare il comportamento della pallina che si staccherà dal bordo del recipiente e migrerà verso il centro.



Spiegazione

Nei fluidi troviamo 2 tipi di forze attrattive di natura molecolare:

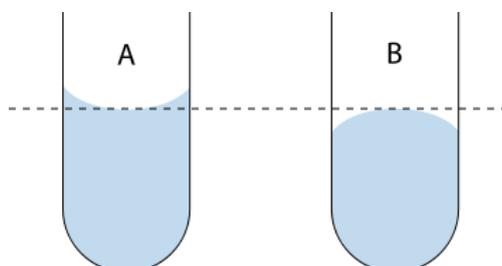
1. Forze di adesione: sono forze molecolari attrattive tra sostanze di natura differente che si può esercitare tra solidi, tra solidi e liquidi, tra solidi e gas, tra liquidi, tra liquidi e gas e tra gas
2. Forze di coesione: sono forze molecolari attrattive tra sostanze dello stesso tipo che causa l'attrito interno (viscosità)

La curvatura della superficie libera di un liquido in prossimità della parete del recipiente è detta menisco.

Il menisco si forma per effetto combinato della forza di coesione tra le particelle del liquido e la forza di adesione tra le particelle del liquido e le pareti del recipiente. Questa curvatura è più o meno evidente in correlazione al diametro del contenitore: minore è il diametro, maggiore è il menisco e viceversa.

Il menisco concavo (la parte centrale del liquido è più bassa di quella a contatto col contenitore) si forma quando la forza di adesione del liquido al contenitore è superiore a quella di coesione, come nel caso dell'acqua e del vetro (si dice che il liquido bagna le pareti).

Il menisco convesso, invece, si forma quando la forza di adesione del liquido è inferiore a quella di coesione, come nel caso del mercurio in un contenitore di vetro; in questo caso la parte centrale del liquido è più alta di quella a contatto col contenitore (si dice che il liquido non bagna la parete).



All'inizio, quando il recipiente è pieno per i 2/3 la pallina da ping-pong si avvicina al bordo del recipiente perché risente della interazione tra il liquido e le pareti, mentre con il riempimento della vaschetta la pallina si stacca dalle pareti perché il riempimento fino all'orlo ha eliminato il menisco dell'acqua

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=-K2RvNBwqS4>

Esperimento 2 - Giochi d'acqua sulla capacità di adesione - L'acqua contro la gravità

Materiale occorrente

- becher
- bicchiere a calice
- fazzoletto di stoffa
- ciotola di vetro
- acqua



Procedimento

- posizionare il fazzoletto di stoffa a coprire il bicchiere a calice;
- con la mano spingere il fazzoletto all'interno del bicchiere in modo che possa formare una concavità aderendo al vetro;
- versare acqua nel bicchiere fino ai 3/4
- tendere bene il fazzoletto
- afferrare il bicchiere, con il fazzoletto teso, dal gambo e capovolgerlo
- una volta capovolto il bicchiere, tirare i lembi del fazzoletto lentamente verso il basso; l'acqua non cadrà dal bicchiere
- riposizionare il bicchiere verticalmente, togliere il fazzoletto e far vedere che l'acqua può essere versata normalmente nella ciotola

Spiegazione

A causa della tensione superficiale tra le molecole d'acqua, si crea come una pellicola che chiude i fori tra le fibre del fazzoletto.

N.B. Un esperimento alternativo a quello descritto è quello del bicchiere d'acqua pieno su cui viene poggiata una lamina sottile di PVC, o una cartolina o una qualsiasi lamina in plastica, si capovolge il bicchiere e l'acqua viene trattenuta all'interno del bicchiere

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=Ab5nmQc8CHY>

Esperimento 3 - Giochi d'acqua sulla capacità di adesione - La torre dei due bicchieri pieni

Materiale occorrente

- 2 bacinelle
- 2 bicchieri di vetro
- moneta da 2 euro
- acqua



Procedimento

- riempire la bacinella con acqua fino ad un'altezza superiore all'altezza dei bicchieri
- immergere i due bicchieri contemporaneamente facendo in modo da riempirli d'acqua da tirarli fuori dalla bacinella l'uno sull'altro contrapposti e collocarli in un'altra bacinella vuota in modo da non bagnare il piano di lavoro
- si potrà notare che l'acqua non uscirà dalla circonferenza di unione dei due bicchieri
- sollevare leggermente il bicchiere superiore quanto basta per inserire tra i due bicchieri una moneta da 2 euro e notare che nemmeno in questo caso l'acqua fuoriesce ; se si prova ad inserire un'ulteriore moneta l'acqua non sarà più trattenuta all'interno dei due bicchieri

Spiegazione

La capacità di coesione tra le molecole d'acqua di adesione al vetro trattiene l'acqua nei due bicchieri fin quando l'apertura tra i due bicchieri non è sufficiente perché il peso della colonna d'acqua del bicchiere superiore non superi le forze di coesione ed adesione.

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=WuLtiXbfgM>

5. LA TENSIONE SUPERFICIALE DELL'ACQUA

Esperimento 1 - La tensione superficiale dell'acqua: la forma delle gocce

Materiale occorrente

- acqua di rubinetto
- mercurio
- sapone
- vetrino da orologio
- becher
- pipetta Pasteur
- carta cerata (carta forno)



Procedimento

- per osservare in dettaglio la tensione superficiale del mercurio, con la pipetta prelevare del mercurio e rilasciare una goccia sul vetrino da orologio. Si noterà che il mercurio forma una goccia sferica che non tende a schiacciarsi;
- per osservare in dettaglio la tensione superficiale dell'acqua, prelevare con una pipetta Pasteur un po' d'acqua dal becher e poggiare 3 gocce su una carta cerata;
- con la punta della pipetta trascinare la goccia sulla carta cerata. La tensione superficiale è talmente forte che è possibile far scorrere le gocce senza romperle
- sempre con l'uso della punta della pipetta Pasteur, unire le 3 gocce in un'unica grande goccia. Osservare che l'acqua non bagna la carta cerata perché le forze di attrazione tra ciascuna molecola d'acqua sono più forti delle forze di attrazione tra le molecole d'acqua e la carta cerata
- aggiungere ora una goccia di acqua saponata alle 3 gocce d'acqua unite precedentemente sulla carta cerata. Si noterà che all'aggiunta dell'acqua saponata, la goccia d'acqua già presente sulla carta cerata perde la sua forma e si appiattisce collassando e facendo "bagnare" la carta cerata



Spiegazione

La tensione superficiale è responsabile della forma assunta dalle gocce di un liquido.

Liquidi con elevata tensione superficiale, come il mercurio, danno delle gocce sferiche che non tendono a schiacciarsi.

L'acqua, invece, che ha una tensione superficiale minore del mercurio forma delle gocce che tendono a schiacciarsi più facilmente.

Tuttavia la forma assunta dalle gocce, oltre che dalla tensione superficiale del liquido, dipende anche dalla natura del materiale con cui esso interagisce. Se facciamo cadere una goccia d'acqua su un foglio di carta cerata notiamo subito che assume una forma più sferica; tale effetto è dovuto alla diversa interazione tra la superficie dell'acqua e quella della carta cerata.

Anche la presenza di eventuali soluti può influenzare notevolmente la forma della goccia; infatti se nell'acqua è presente un sapone, la goccia tenderà a spandersi più facilmente a causa della diminuzione della sua tensione superficiale

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=sJ7Q7KT3vtc>

<https://www.youtube.com/watch?v=ejCfAfcLFa0>

Esperimento 2 - La tensione superficiale: gli stuzzicadenti che si allontanano

Materiale occorrente

- acqua di rubinetto
- acqua con sapone
- cristallizzatore in vetro
- pipetta Pasteur
- 3 stuzzicadenti

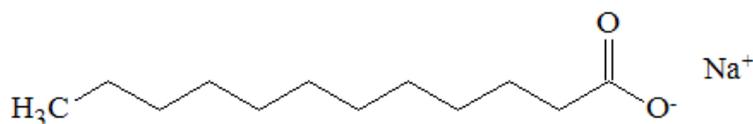


Procedimento

- riempire per 3/4 il cristallizzatore con acqua di rubinetto
- posizionare 3 stuzzicadenti a formare un triangolo avente come lato la lunghezza di uno stuzzicadente
- con una pipetta prelevare un po' di acqua saponata
- rilasciare alcune gocce di acqua saponata al centro del triangolo
- notare che i tre stuzzicadenti si allontanano rapidamente l'un dall'altro

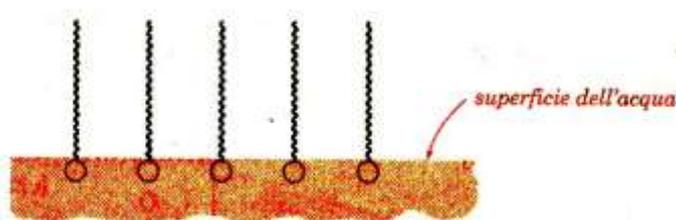
Spiegazione

Il **sapone** è generalmente un sale di sodio o di potassio di un acido carbossilico alifatico a lunga catena;



Il sapone ha funzione di tensioattivo cioè ha la proprietà di abbassare la tensione superficiale dell'acqua distruggendone i legami a idrogeno. La molecola del sapone ha una testa idrofila ionizzata negativamente e una coda idrofobica. essi si dispongono con la testa idrofila sulla superficie dell'acqua, e con la coda idrofoba dalla parte opposta.

Dato che tutte le teste delle molecole di sapone recano una carica negativa, esse si dispongono sulla superficie dell'acqua disponendosi a formare un strato superficiale esteso che tenderà ad allontanare i 3 stuzzicadenti



Osservazioni

Questo esperimento può essere eseguito utilizzando al posto dei 3 stuzzicadenti della farina o del pepe nero da spargere sulla superficie dell'acqua; successivamente in una zona centrale del cristallizzatore si lasciano cadere alcune gocce d'acqua saponata

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=3o-z7lePtp0>

<https://www.youtube.com/watch?v=O6V6OQDoaVg>

https://www.youtube.com/watch?v=_KG5pEcww64

Esperimento 3 - La tensione superficiale: la barca a sapone

Materiale occorrente

- acqua di rubinetto
- acqua con sapone
- vaschetta
- pipetta Pasteur
- barchetta di carta



Procedimento

- riempire la vaschetta con acqua
- appoggiare la barchetta di carta in un angolo
- rilasciare con la pipetta acqua saponata dietro la barchetta
- la barchetta partirà dirigendosi verso l'angolo opposto della vaschetta



Spiegazione

La spiegazione è identica a quella fornita per l'esperimento degli stuzzicadenti che si allontanano

Osservazioni

Per ripetere l'esperimento bisogna cambiare l'acqua nella vaschetta

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=Asi5Uzzoj4o>

Esperimento 4 - La tensione superficiale: la graffetta galleggia e poi affonda

Materiale occorrente

- acqua di rubinetto
- sapone
- vaschetta in vetro (cristallizzatore)
- becher
- pipetta Pasteur
- graffette
- reticella metallica



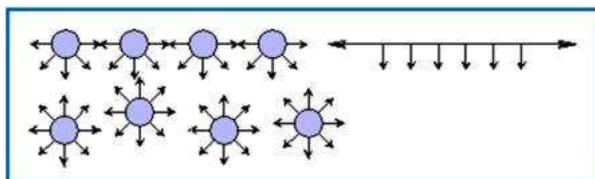
Procedimento

- riempire il contenitore di vetro fino ad alcuni centimetri al di sotto dell'orlo;
- appoggiare una graffetta metallica sulla superficie dell'acqua utilizzando un'altra graffetta modificata a forma di cucchiaio;
- osservare il comportamento della graffetta metallica. I metalli sono molto più densi dell'acqua, ma la graffetta si tiene su e non affonda, c'è una tensione sulla superficie che sostiene il metallo;
- ripetere l'esperienza poggiando sull'acqua la reticella metallica, di gran lunga più grande della graffetta. Anche la reticella metallica è sostenuta sulla superficie dell'acqua;
- come è possibile abbassare il valore della tensione superficiale dell'acqua? Basta utilizzare un detergente che è un tensioattivo. Prelevare con la pipetta una certa quantità d'acqua saponata dal becher e rilasciarla nella vaschetta. Osserveremo che la graffetta e la reticella metallica andranno a fondo perché il sapone riduce la tensione superficiale dell'acqua tanto da non essere più sufficiente per sostenere il metallo



Spiegazione

La tensione superficiale è la forza di coesione che si esercita fra le molecole superficiali di un liquido. È dovuta al fatto che, mentre su una molecola interna al liquido le forze esercitate dalle altre molecole sono simmetriche in tutte le direzioni, su quelle in superficie agiscono solo forze laterali e verso l'interno del liquido. Pertanto, sulle molecole che stanno sulla superficie agisce una forza risultante non nulla diretta verso il basso, appunto la tensione superficiale, che fa sì che la superficie del liquido, in una certa misura, si comporti come una membrana elastica.



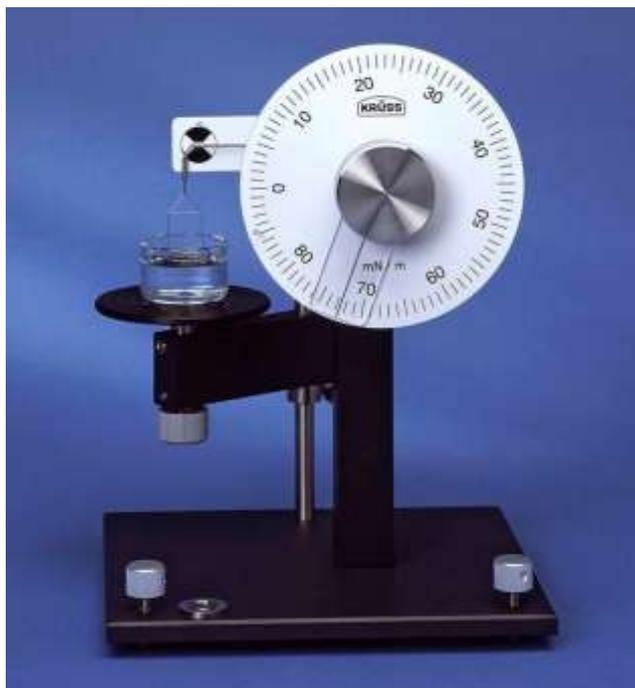
Quindi la superficie libera di un liquido si comporta come una sottile membrana elastica che può reagire a sollecitazioni perpendicolari e può quindi resistere a carichi non troppo elevati. In altri termini la superficie del liquido tende a contrarsi e ad opporre una certa resistenza a essere stirata e/o rotta (effetto membrana elastica)

Le molecole di tensioattivo (sapone) aggiunto all'acqua si allineano sull'interfaccia aria-acqua. I tensioattivi sono lunghe catene di idrocarburi con un'estremità polare o ionica. Questa estremità polare forma legami con l'acqua mentre le porzioni apolari di idrocarburo sporgono dalla superficie dell'acqua; in questo modo le molecole di tensioattivo interrompono i legami a idrogeno tra le molecole d'acqua e rompono la pellicola elastica.

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=sJ7Q7KT3vtc>

Esperimento 5 - La misura della tensione superficiale



Materiale occorrente

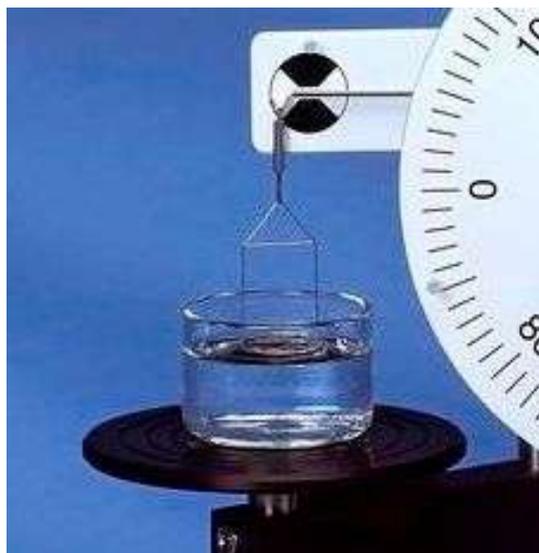
- tensiometro
- cristallizzatore di piccole dimensioni
- acqua
- sapone liquido
- spruzzetta
- pipetta Pasteur

Descrizione del tensiometro

E' uno strumento che serve a misurare la tensione superficiale di un liquido e consiste in una bilancia molto sensibile alla quale è appesa una sonda che può avere varie forme, la più comune è un anello di platino

Procedimento

- collocare il campione di acqua da analizzare sul supporto regolabile
- per eseguire la misura regolare il supporto in modo tale che l'anello di platino sia immerso nel liquido
- agire sull'apposita manopola del tensiometro ed applicare una forza sulla sonda nella direzione che la fa sollevare dall'acqua
- quando la forza supera la tensione superficiale che trattiene l'anello della superficie e l'anello si stacca dalla superficie stessa, leggere sul quadrante il valore indicato che rappresenta la tensione superficiale
- ripetere la misura con una soluzione con tensioattivo (acqua e sapone)



Spiegazione

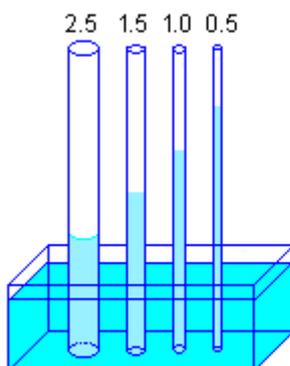
Se si osserva da vicino possiamo notare che la tensione superficiale rende la superficie del liquido simile ad un foglio di gomma. Mentre si estrae l'anello si può vedere la superficie deformarsi opponendosi alla forza applicata sulla sonda. La presenza di particolari sostanze nel liquido può avere grande effetto sulla tensione superficiale. I tensioattivi, ad esempio, come i saponi, abbassano la tensione superficiale. Ripetendo la misura con una soluzione contenente tensioattivo infatti, si ottiene un valore di tensione superficiale molto minore.

6. LA CAPILLARITÀ DELL'ACQUA

Esperimento 1 - La capillarità dell'acqua - la risalita lungo i tubi capillari

Materiale occorrente

- acqua
- colorante (blu di metilene)
- tubi cilindrici capillari di diverso diametro
- vaschetta di vetro
- pipetta Pasteur



diámetro del capillare (mm)	altezza dell'acqua (mm)
2.5	25
1.5	38
1.0	52
0.5	66

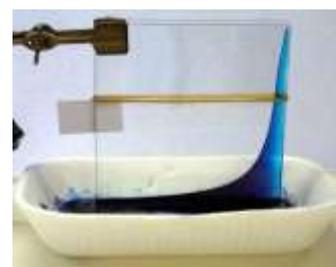
Procedimento

- riempire la vaschetta di vetro con acqua e colorarla aggiungendo alcune gocce di colorante;
- immergere i diversi tubi capillari nell'acqua e constatare che al loro interno il livello del liquido è più alto rispetto a quello del contenitore. L'acqua sale nei tubicini, ma non raggiunge lo stesso livello; più il tubo capillare è sottile più il livello è alto.

Esperimento 2 - La capillarità dell'acqua - la risalita lungo i vetri

Materiale occorrente

- acqua
- colorante (blu di metilene)
- lastre di vetro 10cm x 15cm oppure due vetri
- vaschetta di vetro
- elastico
- cartoncino da utilizzare come spessore

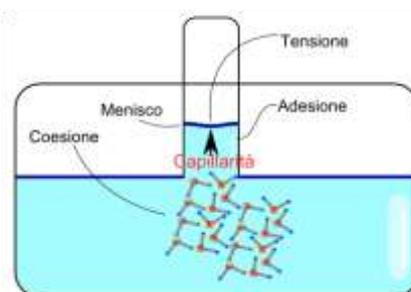


Procedimento

- versare dell'acqua nel contenitore e aggiungere qualche goccia di blu di metilene per colorarla;
- mettere un po' di cartoncino ripiegato tra i due vetri, vicino ad un bordo, e tenerli uniti con un elastico, in modo da formare un sottile spazio tra i due vetri, che diventa sempre più esiguo man mano che ci allontaniamo dal cartoncino ripiegato; se si usano i vetri è possibile usare degli aghi, invece del cartoncino, da inserire tra i due vetri;
- immergere quindi i due vetri nel contenitore con l'acqua colorata e osservare come si comporta il liquido. L'acqua sale maggiormente dove la distanza capillare tra i vetri è minore, proprio grazie alla proprietà di capillarità.

Spiegazione

La capillarità è un fenomeno che permette all'acqua di salire in tubicini molto sottili. Questo fenomeno è spiegato dall'esistenza di forze di attrazione tra le molecole dell'acqua e le pareti del tubicino: tali forze sono dette forze di adesione. Anche tra una molecola d'acqua e l'altra esistono forze di attrazione dette forze di coesione. Quando l'acqua è contenuta in un tubo dal diametro grande, il numero delle molecole d'acqua a contatto con il vetro è relativamente piccolo. Quando invece si tratta di un tubo capillare, il numero di molecole dell'acqua a contatto con il vetro è molto più grande, quindi prevalgono le forze di adesione sulle forze di coesione. L'acqua sale per un certo tratto lungo il tubo di vetro, mentre la superficie del liquido non si presenta piana ma curva, con la concavità verso l'alto.



Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=i8mSLCbwLcM>

<https://www.youtube.com/watch?v=jPMtUGyKsmY>

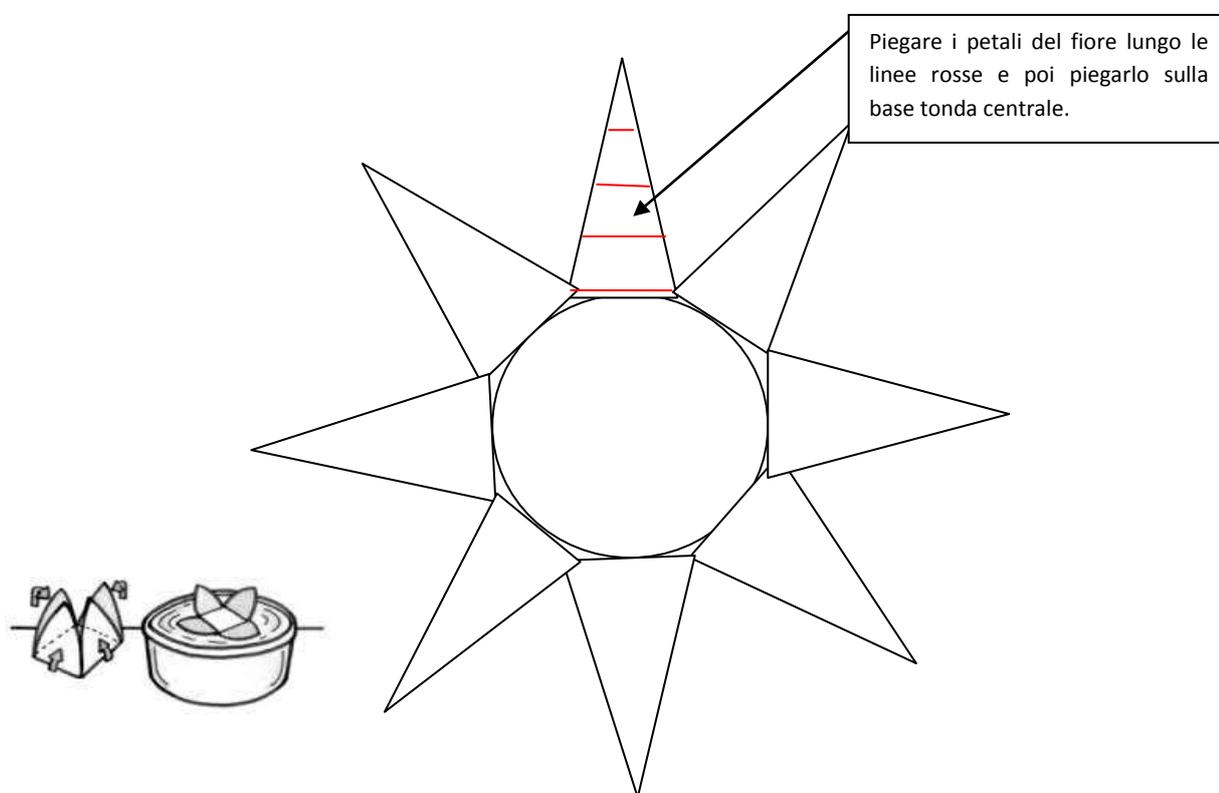
Esperimento 3 - La capillarità dell'acqua - fiori di carta che sbocciano

Materiale occorrente

- acqua
- colorante (blu di metilene)
- vaschetta di vetro
- carta di colore bianco
- forbici

Procedimento

- versare dell'acqua nel contenitore e aggiungere qualche goccia di blu di metilene per colorarla;
- ritagliare il foglio di carta con la sagoma dei fiori e ripiegare i petali verso l'interno come mostrato in figura;
- appoggiare i fiori di carta con la base circolare sulla superficie dell'acqua;
- dopo 5-10 minuti i petali di carta si apriranno.



Spiegazione

Piano piano i fiori di carta si aprono proprio come se sboccassero, questo avviene perché l'acqua per il fenomeno della capillarità penetra nei piccoli spazi presenti tra le fibre della carta gonfiandola, le piegature di conseguenza si distendono facendo "sbocciare" il fiore.

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=PiAnkIQkQw>

Esperimento 4 - La capillarità dell'acqua - fiore reciso con stelo che si colora

Materiale occorrente

- acqua
- colorante
- becker da 250 ml
- gambo di sedano con foglie (meglio se bianco)

Procedimento

- mettere dell'acqua nel bicchiere e colorarla con il colorante
- immergervi il gambo di sedano con foglie e attendere per 24 ore
- il fusto e le foglie del sedano si colorano

Spiegazione

L'acqua è risalita per capillarità lungo il gambo fino alle foglie lungo i vasi xilematici.



Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=y9hprlmck44>

Esperimento 5 - La capillarità dell'acqua - l'acqua purificata

Materiale occorrente

- acqua
- un contenitore
- un becher da 250 ml
- caffè in polvere (in alternativa terra)
- carta assorbente (oppure un pezzo di stoffa lungo circa 30 cm e largo 5-10 cm) (oppure un cordoncino formato da fili grossi di lana)

Procedimento

- riempire circa un terzo della bacinella con acqua sporca di polvere di caffè;
- alzare la bacinella rispetto al piano del tavolo, preparando un sostegno opportuno;
- inserire nell'acqua sporca un'estremità della striscia di carta assorbente, lasciando cadere l'altra estremità dentro al becher vuoto, che deve restare appoggiato sul tavolo.
- dopo un po' di tempo nel bicchiere si raccolgono gocce d'acqua pulita, dopo molte ore il becher si riempie.



Spiegazione

L'acqua si sposta per capillarità lungo la carta assorbente, raccogliendosi goccia a goccia nel becher. La polvere di caffè resta nella bacinella perché le sue molecole non riescono ad "arrampicarsi" lungo le fibre della stoffa.

Video collegati

https://www.youtube.com/watch?v=w_tc8tlEoBs

7. LA DENSITÀ DELL'ACQUA: acqua calda e acqua fredda

PRIMA SERIE DI ESPERIMENTI

Materiale occorrente

- un cilindro da 250ml
- un imbuto a gambo lungo (o un imbuto separatore)
- acqua calda
- acqua fredda
- blu di metilene



Procedimento

- 1a prova :
- colorare con blu di metilene 100ml di acqua fredda contenuta in un cilindro
 - aggiungere con cautela 100ml di acqua calda in quella fredda
 - osservare la netta separazione tra l'acqua calda e l'acqua fredda che si stratifica su quella fredda. Toccando il cilindro in alto e in basso si noterà la differenza di temperatura: la parte bassa è fredda, la parte alta è calda

- 2a prova:
- colorare con blu di metilene 100ml di acqua fredda contenuta in un cilindro
 - introdurre nel cilindro acqua calda incolore
 - sistemare l'imbuto in maniera da farlo giungere con il gambo al fondo del cilindro
 - attraverso l'imbuto, introdurre l'acqua fredda colorata
 - osservare che l'acqua calda, spinta dall'acqua fredda, sale in superficie. Toccando il cilindro in alto e in basso, si riscontra la differenza di temperatura poiché l'acqua calda è più leggera dell'acqua fredda

N.B. L'esperimento può essere ripetuto una terza volta colorando in blu l'acqua calda; il risultato sarà sempre lo stesso

SECONDA SERIE DI ESPERIMENTI

Materiale occorrente

- Una beuta da 50 mL
- Un filo lungo 20- 30 cm
- 1 becher da 1000 mL
- colorante alimentare o permanganato di potassio

Procedimento

- 1a prova :
- stringere il filo intorno al collo della beuta
 - riempire il becher grande con acqua del rubinetto fredda, magari raffreddata ancora con ghiaccio
 - riscaldare l'acqua colorata della beuta fino a 60-65°C
 - tenendo con il filo la beuta, abbassarla nel becher
 - osservare ciò che accade



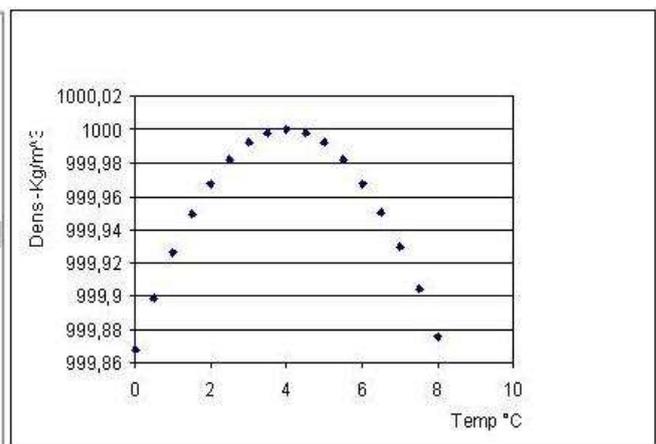
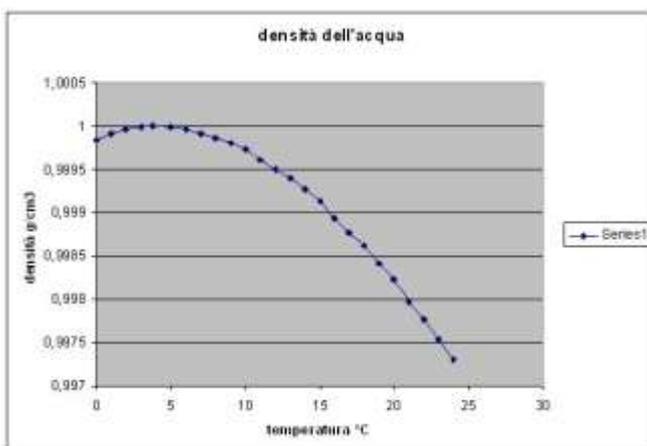
- 2a prova : - fare lo stesso esperimento con acqua fredda in entrambi i contenitori
- 3 prova : - stringere il filo intorno al collo della beuta
 - riempire il becher grande con acqua di rubinetto e scaldarla fino a 60-65°C
 - riempire la beuta con acqua fredda ed aggiungere alcune gocce di colorante alimentare
 - tenendo con il filo la beuta, abbassarla nel becher
 - osservare ciò che accade



Spiegazione

L'acqua calda è più leggera dell'acqua fredda perché in essa gli spazi intramolecolari aumentano e quindi la densità diminuisce.

Rispetto ad altre sostanze l'acqua ha un comportamento anomalo della densità rispetto al variare della temperatura. La densità minima dell'acqua è a 0°C, mentre quella massima si riscontra a 4 °C. Al di sopra dei 4°C la densità diminuisce progressivamente all'aumentare della temperatura



8. LA PRESENZA DEI LEGAMI A IDROGENO E L'ALTA T_{eb}

Materiale occorrente

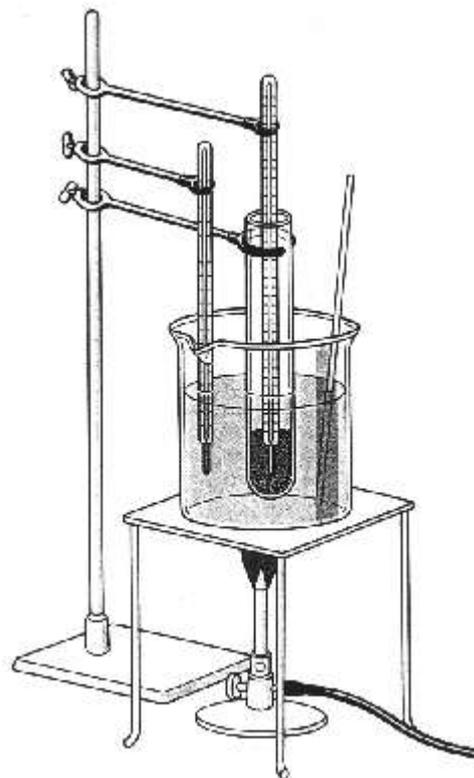
- liquidi: acqua, alcol etilico e acetone
- becher da 100 ml e provetta
- termometro
- bacchetta di vetro
- asta di sostegno
- 2 morsetti con pinze di sostegno
- bruciatore Bunsen, treppiede e retina metallica

Procedimento

Il procedimento descritto per l'alcol etilico, può essere svolto contemporaneamente per i tre liquidi.

- Prelevare 5 ml di alcol etilico e versarli in una provetta.
- Riempire per metà un becher da 100 ml e metterlo sul treppiede sulla fiamma del Bunsen.
- Immergere nell'acqua la provetta contenete l'alcol etilico, avendo cura che non tocchi le pareti del becher, fissandola ad un sostegno.
- Riscaldare l'acqua lentamente, mescolando con una bacchettina di vetro per distribuire il calore in modo uniforme. In questo modo l'alcol viene riscaldato a bagno-maria (misura necessaria perché è un liquido infiammabile e sarebbe pericoloso avvicinarlo alla fiamma).
- Quando l'alcol comincia a bollire smettere di riscaldare e registrare il valore della temperatura

In modo analogo si può determinare il punto di ebollizione di altri liquidi che bollono a temperature diverse dall'alcol etilico.



Spiegazione

I passaggi di stato (in questo caso dallo stato liquido a quello aeriforme) avvengono a temperature caratteristiche per ogni sostanza. La T_{eb} dell'acqua è 100 °C, quella dell'alcol etilico è 78,4 °C, mentre quella dell'acetone è 56,2 °C. Le diverse temperature di ebollizione dei tre liquidi sono determinate dal tipo di legami intermolecolari presenti tra le molecole che lo costituiscono.

L'acqua (H_2O) è una molecola polare poiché in essa l'ossigeno è parzialmente negativo, mentre i due idrogeni sono parzialmente positivi; la polarità delle molecole d'acqua consente la possibilità di formare legami intermolecolari detti legami a idrogeno. Allo stato solido ogni molecola d'acqua è legata ad altre quattro molecole mediante legami a H, mentre allo stato liquido il numero dei legami a idrogeno formati è inferiore e dipende dalla temperatura del liquido.

Anche l'alcol etilico (CH_3CH_2OH) è una molecola polare, a livello del legame O-H, con l'ossigeno parzialmente negativo e l'idrogeno parzialmente positivo, ma il numero di legami a H che possono formarsi tra le molecole di alcol etilico è inferiore a quello riscontrabile tra molecole d'acqua.

Le molecole dell'acetone (CH_3COCH_3), invece, presentano una polarità moderata a livello del legame C=O in cui l'ossigeno è parzialmente negativo ed il carbonio parzialmente positivo; tra le molecole di acetone si formano quindi delle interazioni dipolo-dipolo cioè dei legami intermolecolari che sono però più deboli dei legami a idrogeno.

Le diverse temperature di ebollizione dei tre liquidi sono quindi conseguenza sia dell'intensità delle interazioni tra molecole che del numero di legami che una molecola polare può formare

9. LA CAPACITÀ SOLVENTE DELL'H₂O: SOSTANZE IDROFILE ED IDROFOBE

Partendo dalla classificazione del benzene e dell'acqua in composti rispettivamente apolari e polari, si effettuerà una comparazione della loro miscibilità con altri liquidi e si determinerà la polarità o apolarità dei liquidi testati, avendo presente il criterio che liquidi polari si sciolgono in liquidi polari e liquidi apolari si sciolgono in liquidi apolari. Infine si sottoporranno a test anche alcuni solidi con lo stesso criterio di solubilità.



Materiale occorrente

- acqua, benzene (può essere sostituito da altro solvente non polare come l'esano o la benzina), tetracloruro di carbonio, alcool etilico, acetone, paraffina, glucosio, cloruro di sodio, iodio
- provette
- pipette Pasteur

Procedimento

Prove comparative di miscibilità

Si eseguono prove comparative della miscibilità dei liquidi da testare traendone, in base alle osservazioni, le dovute conclusioni.

a) Acqua con Benzene

Si prelevano 2 ml circa di benzene versandoli in una provetta contenente alcuni ml d'acqua; si agita e si osserva il comportamento dei due liquidi.

b) Acqua con Tetracloruro di carbonio

Si opera come nel caso precedente, e, dopo l'agitazione, e si osserva il comportamento dei due liquidi.

c) Benzene con Tetracloruro di carbonio

Si prelevano 2 ml di benzene ponendoli in una provetta contenente altrettanto tetracloruro di carbonio; si agita e si osserva il comportamento dei due liquidi.

d) Acqua con Alcool etilico

Si aggiungono 2 o 3 ml di alcool etilico ad una provetta contenente alcuni ml d'acqua; si agita e si osserva il comportamento dei due liquidi.

e) Acqua con Acetone

Si versano in una provetta contenente alcuni ml d'acqua un'eguale quantità di acetone; si agita e si osserva il comportamento dei due liquidi.

f) Benzene con Acetone

Si pongono in una provetta 2 ml di benzene e ad essi si aggiunge altrettanto acetone; si agita e si vede cosa accade nella provetta.

g) Benzene con Alcool etilico

Ad una provetta contenente 2 o 3 ml di alcool etilico si aggiungono 2 ml di benzene. Dopo aver agitato, si osserva cosa si è ottenuto nella provetta.



Solubilità di solidi nei liquidi polari e non-polari

Si preparano tre file da quattro provette contenenti, la prima fila 2 o 3 ml di benzene, la seconda fila un'uguale quantità di acqua e la terza di alcool etilico.

a) Solubilità nel benzene

Si prendono le provette contenenti il benzene e in una di esse si aggiunge un pezzettino di paraffina, in una seconda alcuni cristalli di glucosio, in una terza alcuni cristalli di iodio e, infine, in una quarta una punta di spatola di cloruro di sodio. Si osserva quale delle sostanze si solubilizza e quale no.

b) Solubilità in acqua

Si ripete l'esperienza, con le sostanze indicate in precedenza, versandole nelle provette contenenti acqua. Si osserva, anche in questo caso, quale delle sostanze si solubilizza e quale no.

c) Solubilità in alcool

Si sottopone a test anche la fila di provette con l'alcool etilico, ripetendo quanto fatto con benzene e acqua. Si osserva, anche in questo caso, quale delle sostanze si solubilizza e quale no.

Dopo le prove di miscibilità e di solubilità effettuate si riempiono le tabelle riassuntive riportate di seguito.

Tabella riassuntiva delle prove di miscibilità

	Benzene (apolare)	Acqua (polare)
Acqua		-----
Alcool etilico		
Tetracloruro di carbonio		
Acetone		

Tabella riassuntiva delle prove di solubilità

	Benzene (apolare)	Acqua (polare)	Alcool etilico
Paraffina			
Glucosio			
Iodio			
Cloruro di sodio			

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=yNfriKrTNMo>

10. L'OSMOSI

Premessa

L'osmosi è un fenomeno che consiste nel passaggio spontaneo di un liquido di una soluzione, il solvente, attraverso una membrana selettivamente permeabile, che permette cioè il passaggio solo di alcune sostanze, i solventi, impedendone il passaggio di altre, i soluti, da una zona a potenziale idrico maggiore e quindi minore concentrazione di soluto, ad una zona a potenziale idrico minore e quindi maggiore concentrazione di soluto. Infatti sappiamo che il potenziale idrico dell'acqua dipende dalla sua concentrazione; ad esempio una soluzione salina che è meno concentrata dell'acqua pura avrà potenziale idrico minore, mentre l'acqua pura, più concentrata, avrà potenziale idrico maggiore. Dunque l'acqua, attraverso il processo dell'osmosi, si sposterà da una regione a soluzione ipotonica, cioè meno concentrata e con maggiore potenziale idrico, ad una regione ipertonica più concentrata, cioè con un potenziale idrico minore.

A differenza del fenomeno della diffusione in cui la situazione che determina la fine del processo è data dal raggiungimento dell'equilibrio di concentrazione, l'osmosi termina quando la pressione idrostatica risulta uguale alla pressione osmotica, cioè quando la pressione dell'acqua esercitata sulle pareti della membrana è bilanciata dalla pressione del soluto sulle pareti della membrana, dalla parte a maggior concentrazione, che tende ad opporsi alla diffusione di solvente. Infatti con l'osmosi non si potrà mai raggiungere una concentrazione equa da entrambe le parti, bensì il termine del processo di passaggio del solvente da un minor potenziale osmotico a un maggior potenziale osmotico, avrà termine con una situazione di equilibrio di pressione.

Di seguito vengono riportati alcuni esperimenti per mettere in evidenza il fenomeno dell'osmosi in cellule vegetali e in cellule animali.

Gli esperimenti sono:

[Esperimento 1](#) - Cellule che si gonfiano e che si sgonfiano

[Esperimento 2](#) - L'osmosi nei tessuti del radichchio

[Esperimento 3](#) - L'osmosi nei tessuti della patata: cilindretti di patata

[Esperimento 4](#) - L'osmosi nei tessuti della patata: le patate incavate

[Esperimento 5](#) - L'osmosi: l'uovo nudo

[Esperimento 6](#) - L'osmosi: l'uovo ristretto

[Esperimento 7](#) - L'osmosi: modello di simulazione

Esperimento 1 - Cellule che si gonfiano e che si sgonfiano

Materiali

- acqua
- sale da cucina
- una patata
- un cetriolo
- un becher
- un cucchiaio
- due piatti fondi di plastica
- un coltello
- un tagliere



Procedimento

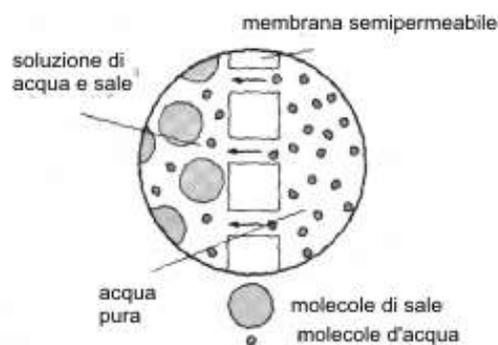
- Versare 250 ml di acqua nel becher e aggiungere 3 cucchiaini colmi di sale
- Versare in un piatto l'acqua salata e nell'altro acqua di rubinetto
- Tagliare la patata e il cetriolo a fette dello spessore di circa 5 mm
- Mettere due fette di patata e due di cetriolo nel piatto con l'acqua salata e altrettante fette nel piatto con acqua di rubinetto
- Dopo circa un quarto d'ora togliere le fette da entrambi i piatti e cerca di piegarle, per confrontarne consistenza e flessibilità

Osservazione

Le fette di patata e cetriolo immerse per un certo tempo in acqua salata sono più flosce, quelle immerse in acqua di rubinetto sono più rigide.

Spiegazione

L'acqua entra ed esce dalle cellule spostandosi verso il lato della membrana cellulare in cui è presente la maggior quantità di sostanze disciolte. Nel caso delle fette in acqua salata, l'acqua si sposta dalle fette alla soluzione nel piatto perché qui il sale è più concentrato che all'interno delle cellule. E' questa disidratazione che rende le cellule più flosce. Il contrario avviene nell'altro piatto; in questo caso l'acqua entra nelle cellule, rendendole più turgide e rigide.



Lo stesso fenomeno accade nei pesci:

- ✓ I pesci che vivono in acqua salata tendono a disidratarsi proprio come le fette di cetriolo e patata. Cercano di compensare la perdita d'acqua bevendo grandi quantità d'acqua marina ed espellendo il sale attraverso le branchie, inoltre i loro reni si sono adattati per espellere pochissima acqua al corpo.
- ✓ I pesci d'acqua dolce invece tenderebbero a gonfiarsi perché a loro accade il contrario: il mezzo in cui sono immersi è infatti meno salato del loro interno e l'acqua viene assorbita dalle cellule. Si sono adattati all'ambiente in cui vivono espellendo molta acqua attraverso i reni.

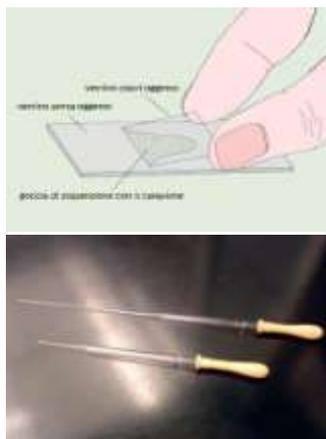
Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=kt2grDooAfE>

Esperimento 2 - L'osmosi nei tessuti del radicchio

Materiale occorrente

- foglia di radicchio
- acqua distillata
- cloruro di sodio
- vetrino portaoggetto
- vetrini coprioggetto
- bacchetta di vetro
- pipetta Pasteur
- pinzette da laboratorio
- bisturi
- carta da filtro
- microscopio ottico



Procedimento

Fase 1 - Previa incisione con una lametta da rasoio, si stacca, da una foglia di radicchio trevigiano, un sottile strato di epidermide che, con la pinzetta, viene subito trasferita in una goccia di acqua distillata posta sopra un vetrino portaoggetti

Osservazione 1 - Si riconoscono le cellule rettangolari dell'epidermide con vacuoli che riempiono completamente le cellule e contengono gli antociani responsabili del colore rosso.

Fase 2 - Con una bacchetta di vetro si porta una goccia della soluzione di sale da cucina su un orlo del coprioggetti e, appoggiando la carta da filtro all'orlo opposto, la goccia viene aspirata sotto il coprioggetti.

Osservazione 2 - Appena la soluzione di sale da cucina passa nelle cellule, il protoplasma si stacca dalla parete delle cellule stesse. Il vacuolo ha perso acqua e diviene più piccolo.

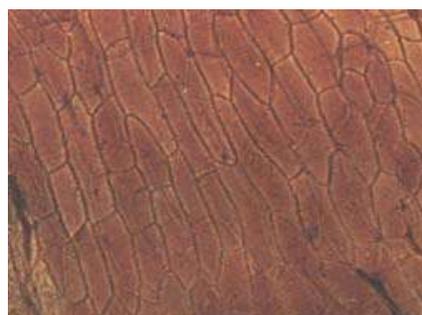
Fase 3 - Si procede in modo identico all'esperimento 2, ma al posto della soluzione di sale da cucina al 6%, viene aspirata sotto il coprioggetti acqua distillata.

Osservazione 3 - Il protoplasma si espande e riempie di nuovo le cellule.

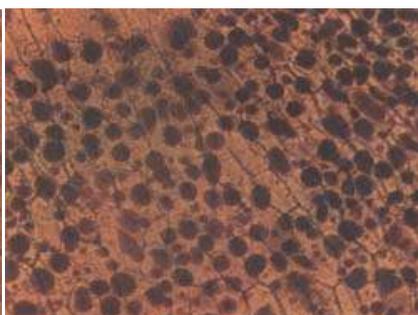
Spiegazione

La pressione osmotica di una soluzione di sale da cucina è più elevata del valore osmotico delle cellule e, in conseguenza di ciò, a causa della membrana relativamente semipermeabile, l'acqua fuoriesce dalle cellule, il protoplasma si raggrinzisce e avviene la plasmolisi.

Riducendo la concentrazione dei sali mediante aggiunta di acqua, questo procedimento viene di nuovo annullato, e si giunge alla deplasmolisi che riporta le cellule alle condizioni normali.



sezione di foglia di radicchio



sezione di foglia di radicchio immersa in acqua salata



sezione di foglia di radicchio immersa in acqua

Nelle cellule vegetali la membrana cellulare, posta immediatamente al di sotto della parete cellulare ha le proprietà di una membrana relativamente semipermeabile.

Se la concentrazione dei sali all'interno di una cellula è più elevata che nell'ambiente esterno, la cellula assorbe acqua per via osmotica. La pressione aumentata fa tendere le pareti della cellula (**turgore**) e ciò ha grande importanza per la consistenza delle piante erbacee.

Se, però, la concentrazione dei sali è più elevata nell'ambiente extra cellulare che nella cellula stessa, allora l'acqua si porta fuori della cellula ed un simile fenomeno viene chiamato **plasmolisi**.

Esperimento 3 - L'osmosi nei tessuti della patata: cilindretti di patata

Materiale occorrente

- saccarosio
- acqua distillata
- due provette o cilindri o becher
- becher
- tavola da dissezione
- patata
- foratappi o levatorsoli
- bisturi
- bilancia



Procedimento

- Preparare una soluzione di saccarosio sciogliendo per ogni 100 ml di acqua circa 35 g di zucchero.
- Contrassegnare con A e B le due provette (o cilindri). Con una pipetta graduata, mettere 20 ml d'acqua nella provetta A e 20 ml di una soluzione di saccarosio 1M nella provetta B.
- Lavorando possibilmente su una tavoletta da dissezione, tagliare le estremità di una grossa patata e con un foratappi (o un levatorsoli) ricavare alcuni cilindretti di tessuto, i più lunghi possibile, che verranno rifilati con il bisturi in modo da renderli tutti uguali di lunghezza.
- Pesare i due campioni A e B annotandone il peso. A è il controllo mentre B è il campione che viene sottoposto ad una soluzione zuccherata ad elevata concentrazione osmotica che provoca una perdita del turgore delle cellule e conseguente perdita di volume e di peso.
- Immergere in ogni provetta un campione lasciandovelo per 24 ore, trascorse le quali, con una pinzetta o un ago da dissezione, togliere il cilindretto di patata dalla provetta A e misurarne la lunghezza in mm. Ripetere l'operazione per il campione di patata della provetta B sciacquandolo prima in un becker d'acqua.

Osservazioni

Osservare la compattezza o meno del tessuto del campione B rispetto a quella del campione A. Il campione B, immerso nella soluzione di saccarosio risulterà più corto del campione A e più flaccido. Pesando poi i due campioni dopo averli asciugati, il campione B risulterà meno pesante del campione A.

Dopo aver tolto entrambe le patate dai becher le abbiamo confrontate e abbiamo notato che la patata venuta a contatto con l'acqua distillata è cresciuta in spessore e quindi si è ingrossata, mentre non possiamo dire la stessa cosa per quella in soluzione zuccherina.

Spiegazione

Dalle osservazioni riscontrate possiamo dedurre che si è trattato di un fenomeno di osmosi. Distinguiamo infatti il processo osmotico nei due casi riscontrati:

1- per quanto riguarda la patata immersa in soluzione zuccherina, potremo ipotizzare che l'acqua sia passata da una zona ipotonica a minor concentrazione di soluto, nel nostro caso la patata, ad una zona ipertonica a maggior concentrazione di soluto, nel nostro caso la soluzione zuccherina. Dunque l'acqua uscendo dalla cellula e quindi dalla patata, avrebbe causato una leggera diminuzione del suo volume e un lieve innalzamento del livello dell'acqua all'interno del becher.

2- per quanto riguarda la patata immersa in acqua distillata per il fenomeno dell'osmosi l'acqua passerà dalla regione ipotonica a minore concentrazione di soluto, in questo caso l'acqua distillata, ad una regione ipertonica a maggiore concentrazione di soluto, in questo caso la patata. Quindi quest'ultima aumenterà il suo volume in spessore, mentre diminuirà il livello dell'acqua all'interno del becher.

Esperimento 4 - L'osmosi nei tessuti della patata: le patate incavate

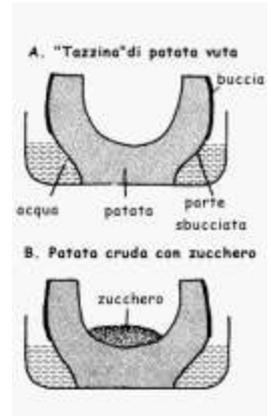
Materiale occorrente

- due becher
- una patata
- un coltello
- due spilli
- zucchero
- inchiostro
- acqua

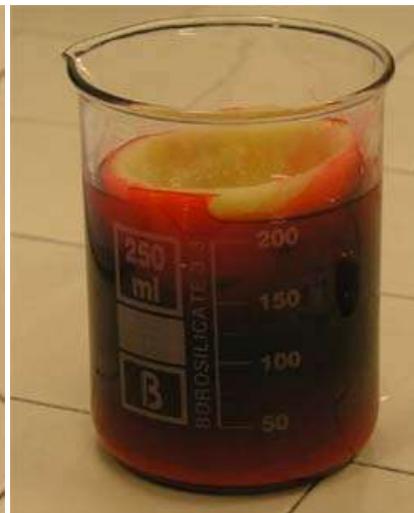


Procedimento

- dividere una patata in due metà e scavare le mezze patate; appiattire leggermente la parte curva in modo che le due metà stiano in piedi, scavate dall'altra parte in modo da formare due "tazzine" facendo attenzione a non forare il fondo (vedi figura di fianco);
- in una mezza metà di patata mettere dello zucchero sciolto in un po' d'acqua mentre nell'altra mettervi solo l'acqua;
- mettere la mezza patata contenente la soluzione zuccherata in un becher contenente inchiostro diluito in acqua e l'altra mezza patata con solo l'acqua in un becher contenente zucchero e inchiostro e acqua; le due mezze metà possono essere collocate sul fondo di due vaschette oppure a galleggiare in un becher;
- segnare il livello del liquido dentro la patata con uno spillo e controllare come cambia il livello del liquido.



**soluzione zuccherina all'esterno e
acqua distillata colorata con
inchiostro all'interno**



**soluzione zuccherina all'interno e
acqua distillata colorata con
inchiostro all'esterno**

Osservazioni

Dopo circa un quarto d'ora si può osservare che nella patata contenente la soluzione zuccherina il livello del liquido è aumentato mentre nella patata contenente solo acqua il livello del liquido è diminuito.



il livello del liquido dentro la patata è aumentato e ha coperto lo spillo

il livello del liquido dentro la patata è diminuito e ha scoperto lo spillo

Conclusioni

L'acqua distillata è entrata per osmosi nella patata per diluire la soluzione zuccherina e perciò il livello del liquido all'interno della patata è aumentato, il livello del liquido è diminuito nella patata che conteneva solo acqua ed era immersa nella soluzione zuccherina e questo perché l'acqua per osmosi ha attraversato la parete della patata per muoversi da una soluzione ipotonica verso una soluzione ipertonica.

Il flusso di acqua si interrompe quando la pressione idrostatica che spinge l'acqua è equilibrata dalla pressione osmotica del liquido ipertonico.

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=kt2grDooAfE>

<https://www.youtube.com/watch?v=SzOk5wwaJG8>

Esperimento 5 - L'osmosi: l'uovo nudo

Materiali

- un uovo
- un barattolo con coperchio
- aceto bianco
- un pezzo di spago
- un righello



Procedimento

- Aiutandosi con lo spago, misurare ed annotare la circonferenza massima di un uovo
- Sistemare l'uovo all'interno di un barattolo, facendo attenzione a non rompere il guscio. ; è sufficiente un barattolo di circa il doppio del volume dell'uovo (circa 60-70 ml) come un bicchiere da tavola mezzo pieno di aceto in cui si immerge l'uovo fino a ricoprirlo.
- Coprire l'uovo con aceto, chiudere il barattolo ed attendere qualche giorno.
- Togliere l'uovo nudo dal barattolo e misurarne la circonferenza con lo spago, facendo attenzione a non romperlo.

Osservazioni

Appena inserito l'uovo in aceto si osservano delle bollicine. Dopo almeno 24 ore tutto il guscio è sparito (ne resta solo qualche traccia, facilmente asportabile) e l'uovo è "nudo", cioè ricoperto solo della membrana che c'è sotto al guscio. L'uovo "nudo" si è molto ingrossato.



**primo sviluppo
di bollicine**



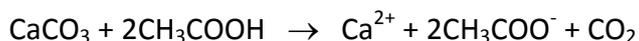
**dopo 24 ore il guscio
si è sciolto**



L'uovo nudo si è molto ingrossato

Spiegazione

Il guscio dell'uovo è costituito quasi interamente di carbonato di calcio (cioè calcare) insolubile che a contatto con l'acido acetico dell'aceto reagisce per dare acetato di calcio solubile liberando anidride carbonica secondo la reazione seguente:



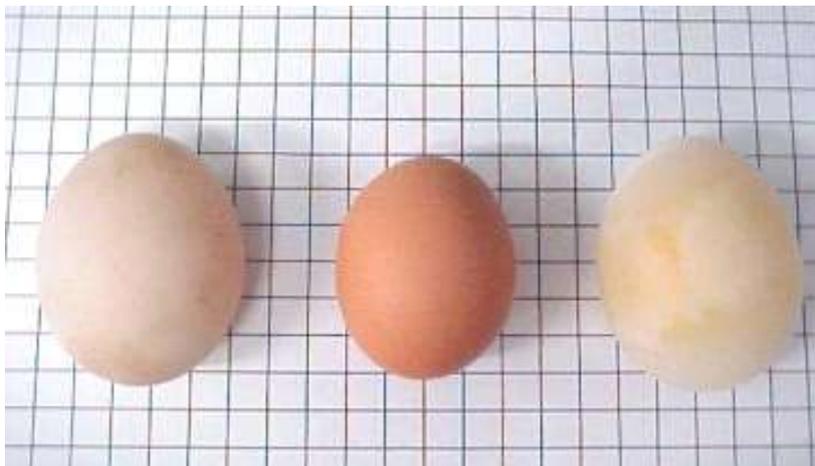
Durante questo processo si dovrebbe notare la formazione di bollicine sulla superficie del guscio che dopo qualche ora formano una schiuma galleggiante. La reazione continua lentamente fino a quando tutto il guscio non si è sciolto nell'aceto.

Dopo circa 24-40 ore il guscio dell'uovo è ridotto ad uno strato molto sottile e l'uovo è flessibile. A questo punto la membrana semipermeabile a contatto con la soluzione esterna comincia a far fluire solvente (l'acqua contenuta nell'aceto) dall'esterno all'interno dell'uovo in modo che la concentrazione delle particelle all'interno equilibri quello all'esterno. Infatti ci sono più sostanze disciolte nell'acqua all'interno dell'uovo di quante non ve ne siano nell'aceto. Dopo circa 24 ore si potrà constatare che il volume dell'uovo è visibilmente aumentato rispetto all'uovo di partenza o ad un altro uovo simile al primo, dimostrando l'effetto della pressione osmotica.

Effettuando questo esperimento ed utilizzando 3 uova, un uovo non degusciato, un uovo degusciato in acido fosforico e un uovo degusciato in aceto ho ottenuto i seguenti risultati:

Stato dell'uovo	Volume (ml)	Peso (grammi)
Uovo non degusciato	60-62	67,3
Uovo degusciato in H₃PO₄	85-86	90,4
Uovo degusciato in aceto	80-83	87,3

L'uovo degusciato (a sinistra) è stato degusciato con acido fosforico in circa 6 ore, mentre quello a destra è stato degusciato con aceto in circa 30 ore.



A sinistra: uovo degusciato in acido fosforico

Al centro: uovo non sottoposto a trattamento completo di guscio

A destra: uovo degusciato in aceto

Esperimento 6 - L'osmosi: l'uovo ristretto

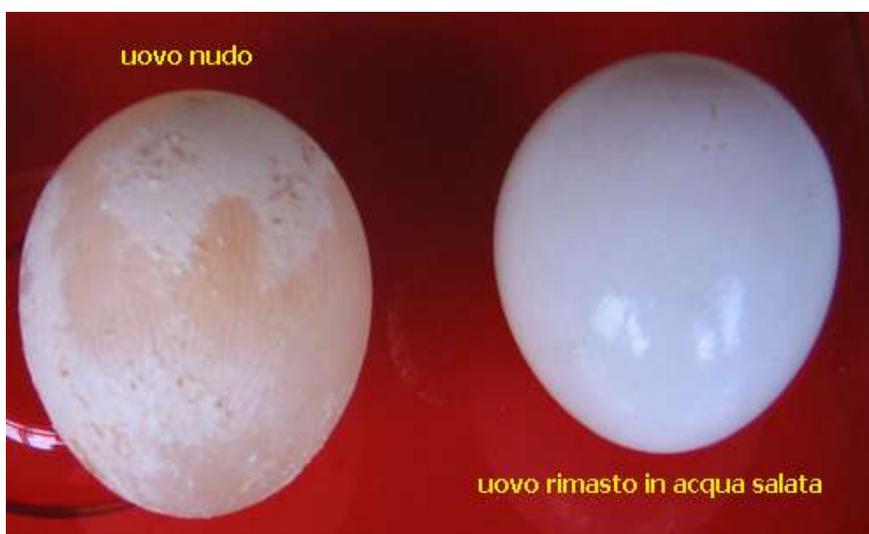
Materiali

- un uovo nudo
- un barattolo con coperchio
- sale
- un pezzo di spago
- un righello



Procedimento

- Versare acqua in un barattolo riempiendolo per circa $\frac{3}{4}$ e aggiungere sale, mescolando, fino a quando il sale non si scioglie più (soluzione satura)
- Sistemare l'uovo nudo ottenuto dall'esperienza precedente all'interno del barattolo, facendo attenzione a non romperlo, chiudere e lasciare riposare per qualche giorno
- Togliere l'uovo dal barattolo e misurarne la circonferenza.



Osservazioni

L'uovo nudo, dopo essere stato immerso a lungo in acqua sale, si è un po' ristretto.

Spiegazione

In questo caso il fenomeno dell'osmosi ha provocato il trasferimento d'acqua in senso inverso rispetto alla prova precedente, cioè l'acqua si è spostata dall'uovo alla soluzione di acqua salata contenuta nel barattolo.

Esperimento 7 - L'osmosi: modello di simulazione

Materiali

- modello di simulazione dell'osmosi (modello W55885 della 3B Scientific) comprendente 2 tubi a "L", capillare di vetro, tappi di gomma perforati e supporto
- colorante alimentare (30 ml)
- elastico
- righello
- membrane semipermeabili
- saccarosio
- becher
- grasso o vaselina
- acqua distillata
- cronometro

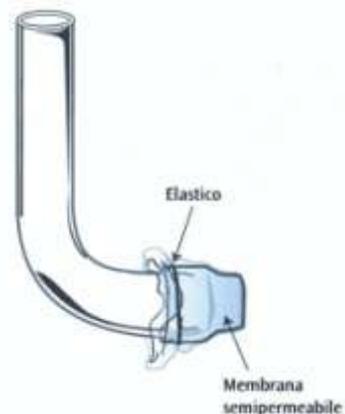
Procedimento

- Preparare le seguenti soluzioni ipertoniche di 500 ml
 - a) soluzione colorata di saccarosio 1 M
 - b) soluzione colorata di saccarosio 0,5 M
 - c) soluzione colorata acida di saccarosio 1 M
 - d) soluzione colorata basica di saccarosio 1 M

Le soluzioni di saccarosio acide o basiche possono essere prodotte aggiungendo, rispettivamente, acido cloridrico diluito o idrossido di sodio.

- Tagliare la membrana semipermeabile in pezzi di circa 7,5 cm di lunghezza. Lasciate impregnare completamente la membrana semipermeabile in un bicchiere d'acqua per un paio di minuti.

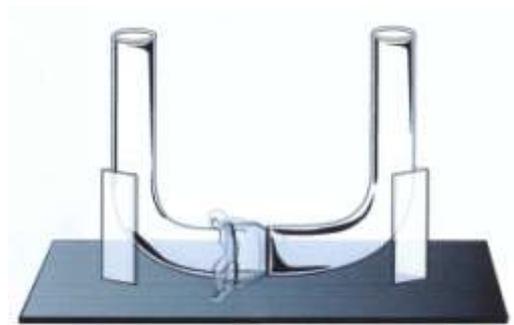
- Collocare un pezzo bagnato di membrana semipermeabile sopra il tubo a "L", fissato con un elastico.



- Inserire il tubo ad "L" con la membrana semipermeabile nell'altro tubo ad "L". Il punto di raccordo deve essere leggermente ingrassato per garantire la tenuta stagna.



- Collocare l'intero apparato sul suo supporto, come illustrato in figura.
- Versare la soluzione colorata (1 M) preparata in un'estremità dell'apparato, fino al bordo superiore



- Inserire con cautela il capillare di vetro nel tappo di gomma. Ora il tappo può essere lubrificato con uno strato sottile di vaselina per rendere stagna la chiusura.

Attenzione:

Prestare molta attenzione durante l'inserimento dei capillari di vetro nei tappi di gomma. Lubrificare preliminarmente il vetro e il tappo di gomma. Usare dei guanti di cuoio per proteggere le mani dalle schegge di vetro. Per evitare ferite da perforazione, tenete sempre i capillari lateralmente. Non spingere completamente il capillare nel tappo di gomma. Spingere con cautela il capillare di vetro per circa metà della sua lunghezza nel tappo di gomma.



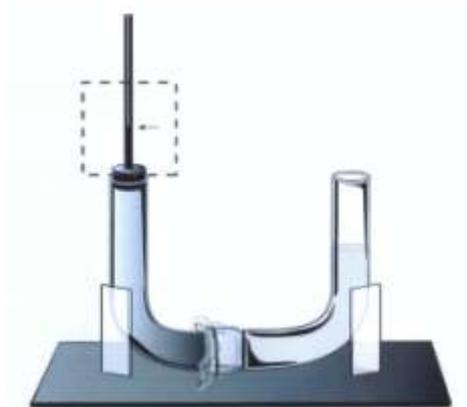
- Inserire il tappo di gomma con il capillare nel tubo riempito dell'apparato. Un mezzo giro garantirà il corretto posizionamento del tappo. A questo punto il liquido dovrebbe già trovarsi leggermente al di sopra del capillare ed essere appena visibile sopra il tappo.

Importante:

Assicurarsi che sotto il tappo non vi siano bolle. Se fosse necessario, sarà opportuno aggiungere altra soluzione.



- Riempire l'altra metà dell'apparato con acqua distillata o di rubinetto
- Segnare il livello di partenza della soluzione ipertonica nel capillare di vetro nella Tabella 1. A questo punto occorre avviare il cronometro.
- Con il trascorrere del tempo il livello dell'acqua della soluzione ipertonica colorata dovrebbe salire nel capillare di vetro. Segnare la posizione del livello dell'acqua della soluzione colorata ogni 2 minuti, e per i successivi 30 minuti, annotandone i valori nella Tabella 1.



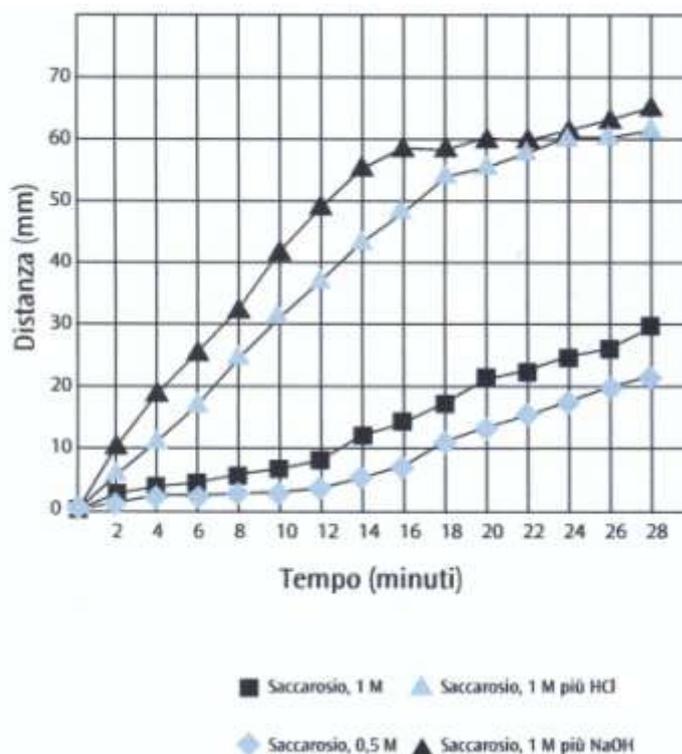
Osservazioni

E' possibile ripetere lo stesso esperimento con la soluzione con 0,5 M di saccarosio, con la soluzione acida o basica di saccarosio oppure con soluzioni a temperature diverse. È anche possibile usare soluzioni a piacere con amido o sali disciolti.

Tabella 1 -

Tempo	Tratto percorso in mm			
	Saccarosio, 1 M	Saccarosio, 0,5 M	Saccarosio, 1 M più HCl	Saccarosio, 1 M più NaOH
0	0	0	0	0
2	2	1	5	10
4	3	2	11	19
6	4	2	17	25
8	6	3	25	32
10	8	3	31	41
12	9	4	37	49
14	12	6	44	55
16	14	8	49	58
18	17	11	55	58
20	21	14	56	60
22	22	16	58	60
24	24	18	60	61
26	26	20	60	63
28	30	22	62	65

Risultati



11. L'ACQUA CHE RISALE ALL'INTERNO DI UNA BEUTA

Materiali

- due beute da 250 ml (o anche di più piccole dimensioni)
- Bunsen
- cristallizzatore
- acqua
- colorante

Procedimento

- Riscaldare sul Bunsen le due beute da 250mL (una con il collo d'uscita rivolto verso il basso e l'altra con il collo rivolto verso l'alto), successivamente, maneggiando con una certa cura e un po' velocemente, si introducono con il collo rivolto verso il basso sul fondo di un cristallizzatore di una certa capacità contenente dell'acqua colorata.
- Si osserva attentamente ciò che accade;
- Si chiede che ogni gruppo fornisca un'interpretazione di quanto osservato ed in seguito si passa alla discussione plenaria fino ad arrivare alla corretta interpretazione del fenomeno. E' utile richiamare l'attenzione al fatto che se si fosse introdotta la beuta nel cristallizzatore senza preventivo riscaldamento, l'acqua non sarebbe risalita all'interno della beuta.
- Si descrive il fenomeno anche in termini particellari



Spiegazione

Dall'osservazione, si nota che in entrambe le beute c'è la "risalita" di acqua nel loro interno.

In entrambe le beute, prima del riscaldamento, è contenuta aria che si trova ad una certa pressione. Il riscaldamento produce una espansione dell'aria e quindi la sua fuoriuscita (almeno parziale) da ognuna delle due beute; ciò produce, di conseguenza, una diminuzione di pressione all'interno delle beute (si precisa che, sia che il riscaldamento avvenga con il collo della beuta rivolto verso l'alto o verso il basso, la fuoriuscita dell'aria riguarda entrambe le beute).

Introducendo le due beute capovolte all'interno del cristallizzatore con acqua, si produce all'interno di entrambe le beute un risucchio dell'acqua che andrà ad occupare lo spazio non più occupato dall'aria.

Nell'interpretazione particellare, il riscaldamento produce la fuoriuscita di parte delle particelle di aria presenti inizialmente nelle due beute. Se si confronta questo comportamento con quanto si verifica a temperatura ambiente (l'acqua non riesce a penetrare nella beuta), ciò è dovuto all'incessante movimento delle particelle di aria sulla superficie del liquido. Di conseguenza, l'aria presente nella beuta possiede la stessa pressione che l'aria possiede al di



fuori della beuta e che viene esercitata sulla superficie dell'acqua nel cristallizzatore. Questo equilibrio di pressione impedisce la possibilità da parte delle particelle di acqua di penetrare all'interno della beuta.

Quando vi è il riscaldamento, con la fuoriuscita di parte dell'aria, un minor numero di particelle di aria ancora presenti nelle due beute esercita una minore pressione sulla superficie dell'acqua e pertanto si crea una condizione in cui la pressione esterna alle due beute è maggiore di quella interna. Si provoca quindi una spinta maggiore sull'acqua circostante le beute; di conseguenza, le particelle di acqua penetreranno nello spazio vuoto che le particelle di aria hanno lasciato libero.

12. ESPERIMENTO CON CANDELA, PIATTO, ACQUA, ETC.

Premessa

L'esperimento è molto semplice e consiste nel prendere un piatto, incollarvi una candela, mettere dell'acqua nel piatto, accendere la candela, coprire la candela accesa con un Becker capovolto ed osservare quello che succede. Come potete vedere, dopo pochi secondi la candela si spegne e parecchia acqua viene risucchiata all'interno del Becker. Fin qui, niente di particolare. I problemi nascono quando si cerca di interpretare quello che è successo. La spiegazione che mi è quasi sempre capitato di leggere è che l'acqua entrerebbe nel Becker per occupare lo spazio lasciato dall'ossigeno consumato dalla fiamma della candela. E' giusta? Vediamo! A tale scopo, ripetiamo l'esperimento.

Materiali

- una candela
- un piatto fondo
- dell'acqua
- un Becker da 400 ml (Meglio usare un becher rispetto ad un bicchiere perché le sue pareti sottili si raffreddano prima)
- un po' di sugo di rape rosse
- un paio di guanti

Procedimento

- Tagliate la candela alla lunghezza di 4,5 centimetri, lasciando un po' di stoppino.
- Accendete la candela ed attaccatela al centro del piatto per mezzo di qualche goccia di cera fusa. Spegnete la candela per il momento.
- Mettete dell'acqua nel piatto fino a raggiungere un livello di 15 mm circa. Mescolate all'acqua un po' di sugo di rape rosse, in modo da migliorare la visibilità del liquido.
- Accendete nuovamente la candela, aspettare qualche secondo che la fiamma si stabilizzi, poi coprite la candela con il Becker capovolto (figure 2 e 3).

Osservazioni

Appena la fiamma della candela si spegnerà, vedrete una certa quantità d'acqua risalire tumultuosamente nel Becker (figura 4).



Figura 2 - Mettete un Becker capovolto sulla candela.



Figura 3 - Dopo pochi secondi, la candela si spegne.

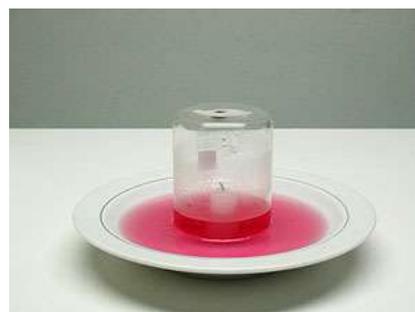


Figura 4 - Dentro il Becker, il livello dell'acqua sale.

Spiegazione

Come ho detto, questo fenomeno viene comunemente spiegato con la combustione dell'ossigeno all'interno del Becker ad opera della fiamma della candela. La sottrazione di questo gas creerebbe una depressione che richiamerebbe l'acqua all'interno del Becker. A riprova della bontà di questa spiegazione viene fatto osservare che il livello dell'acqua si è alzato di circa un quinto del volume del gas rimanente, più o meno il volume che l'ossigeno occupa nell'atmosfera.

A me è però venuto il sospetto che questa spiegazione non fosse valida. Infatti, nella fiamma della candela l'ossigeno atmosferico si combina con atomi di carbonio forniti dalla candela formando anidride carbonica. In particolare, per ogni molecola di ossigeno consumato, viene prodotta una molecola di anidride carbonica, quindi dal momento che il numero di molecole non cambia, il volume del gas presente nel Becker non deve cambiare per questo motivo.

La cera, la paraffina e la stearina, materiali di cui sono formate le candele, sono ricche di carbonio. Per ogni molecola di ossigeno che reagisce con un atomo di carbonio viene prodotta una molecola di anidride carbonica ($C + O_2 = CO_2$). In base alla legge di Avogadro, a parità di pressione e di temperatura, il volume di un gas è proporzionale al numero di molecole di cui è composto. Poiché il numero di molecole di O_2 presenti all'inizio della combustione è pari al numero di molecole di CO_2 alla fine della combustione, il volume di gas all'interno del Becker deve rimanere costante.

Allora perché vediamo alzarsi il livello dell'acqua nel Becker? Certamente ciò non avviene a causa della produzione di CO_2 . L'ipotesi che mi sembra più verosimile è che al momento di coprire la candela con il Becker, si intercetta una colonna ascensionale di aria calda. Dopo che la fiamma si è spenta, questo gas raffreddandosi si contrae e crea una depressione che richiama l'acqua all'interno del Becker.

Facciamo ora una prova per verificare la validità di questa ipotesi.

STESSO ESPERIMENTO, SENZA LA CANDELA

In questo secondo esperimento, faremo a meno della candela e per avere dell'aria calda dentro al Becker, lo scaldiamo con dell'acqua bollente.

Procedimento

- Riempite quindi il Becker di acqua bollente e aspettate un minuto che il Becker si scaldi (figura 5).
- Per evitare che il Becker si rompa, prima di versare l'acqua potete mettere al suo interno un cucchiaino.
- Indossate un guanto e vuotate il Becker versando l'acqua nuovamente nella pentola (non nel piatto!).
- Tenete il Becker **capovolto** per una dozzina di secondi (figura 6) per permettere all'aria contenuta di scaldarsi.
- Lentamente per non scacciare l'aria calda, posate il Becker nel piatto contenente l'acqua colorata (senza la candela).

Osservazioni

Anche in questo caso vedrete l'acqua venire risucchiata dentro al Becker (figura 7). Questa volta però il processo sarà molto più lento perché è necessario che il Becker e l'aria che contiene si raffreddino. Se avete usato un Becker con pareti abbastanza sottili, ci vorrà circa un quarto d'ora. Con un bicchiere dalle pareti spesse ci vorrebbe molto di più. Per accelerare il raffreddamento, potete anche soffiare sul Becker o mandargli aria con un ventaglio. Non impiegate aria a temperatura più bassa di quella ambiente.



Figura 5 - Versate acqua bollente nel Becker per scaldarlo.



Figura 6 - Tenete il Becker capovolto per scaldare l'aria al suo interno.



Figura 7 - Lentamente, dopo avere posato il Becker, l'acqua entra nel Becker.

Conclusione

Questo secondo esperimento, nel quale abbiamo tolto la candela, dimostra che l'aria calda presente nel Becker raffreddandosi si contrae. Quindi, a produrre una riduzione del volume del gas all'interno del Becker partecipa anche l'aria calda che abbiamo intrappolato nel momento in cui abbiamo messo il Becker sulla candela accesa.

A questo punto, potrebbe venire il sospetto opposto che la riduzione di volume del gas nel Becker sia dovuta solo all'aria calda intercettata dal Becker. Prima di trarre questa conclusione, osservate bene quello che succede durante l'esperimento con la candela. Come potete notare, mentre il Becker viene deposto sulla candela, al suo interno ci sono alcune gocce d'acqua, ma non c'è condensa. Invece quando la candela si spegne, all'interno del Becker resta una condensa di vapor acqueo. Potete vedere la condensa anche nelle figure 3 e 4. Da dove viene?

Spiegazione

Cerchiamo ora di esaminare questo fenomeno alla luce della chimica. Le candele sono formate principalmente da cera, paraffina e stearina. Si tratta di sostanze composte da lunghe catene di carbonio e di idrogeno e, per quello che riguarda la cera e la stearina anche da alcuni atomi di ossigeno. A titolo di esempio, la formula di una paraffina è la seguente: $C_{16}H_{34}$, mentre la formula di una cera è la seguente: $C_{43}H_{86}O_2$. La loro combustione con l'ossigeno atmosferico non produce solo anidride carbonica (CO_2), ma anche acqua (H_2O). Poiché esistono diversi tipi di cera, di paraffina e di stearina, la definizione quantitativa e precisa dei prodotti della loro combustione non è possibile a meno di non conoscere la composizione della candela.

Per dare un'idea di quello che succede durante la combustione di una candela, immaginiamo che essa sia formata tutta da molecole di un solo tipo di paraffina, quello che risponde alla formula $C_{16}H_{34}$, già citata. La combustione di questa molecola produce 16 molecole di CO_2 e 17 molecole di H_2O con un consumo di 32 e di 17 atomi di ossigeno rispettivamente. La combustione di una molecola di questa paraffina richiede $32 + 17 = 49$ atomi di ossigeno. La CO_2 è gassosa e, come abbiamo visto, resta nell'atmosfera del Becker senza modificare la pressione. L' H_2O prodotta è inizialmente in forma di vapor acqueo che poi condensa rapidamente in acqua. Poiché l'acqua prodotta ha un volume trascurabile, l'ossigeno che si combina all'idrogeno per produrre acqua viene sottratto dal volume del gas presente nel Becker.

Di conseguenza in queste condizioni, solo circa un terzo del volume dell'ossigeno ($17/49$) verrebbe sottratto al gas presente nel Becker, mentre i due terzi ($32/49$) continuerebbero a far parte di tale gas sotto forma di anidride carbonica. Infine, una buona parte della contrazione del gas interno al Becker è dovuta al suo raffreddamento fino a raggiungere la temperatura ambiente. Allo spegnimento della candela, all'interno del Becker non vi sarà più ossigeno libero.

Tornando all'esperimento con la candela, potete osservare che appena la candela si spegne dallo stoppino esce una colonna di fuliggine. Credo che questa fuliggine non abbia sensibili conseguenze sul fenomeno che stiamo studiando. Se però prevedete di fare diverse prove, per evitare di inalare quella fuliggine indossate una mascherina o lavorate in un locale ventilato. Quando togliete il Becker, con un tovagliolo di carta assorbite l'eventuale acqua caduta nel bacinetto della candela.

Conclusione finale

Come conclusione di questi esperimenti, mi sembra di poter dire che l'affermazione per cui la risalita dell'acqua nel Becker sarebbe dovuta alla combustione dell'ossigeno sia vera solo in piccola parte (produzione di acqua), mentre la maggior parte di tale risalita sarebbe dovuta alla contrazione termica del gas caldo intrappolato nel Becker. Il consumo di ossigeno nella produzione di anidride carbonica non avrebbe invece alcuna influenza.

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=krJe-UWhjBY>

13. LA CONDUCEBILITA' ELETTRICA DELLE SOLUZIONI ACQUOSE

Obiettivo

Verificare la conducibilità elettrica di alcune soluzioni e stabilire se alcune sostanze sono elettroliti.

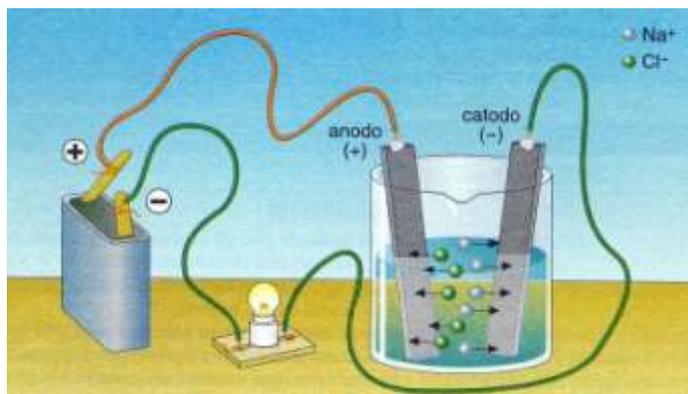
Materiale occorrente

- generatore di corrente continua (si può usare un alimentatore in corrente alternata con uscita di 12 volt in continua, oppure una batteria da 4,5 volt o due di esse collegate in serie)
- elettrodi di grafite (si possono usare mine di matita o i cilindretti di grafite che costituiscono l'elettrodo positivo delle pile a secco (si estrae con le pinze il cilindretto centrale di grafite di alcune pile a stilo esaurite)
- lampadine da 6 V con portalampadina su tavoletta di legno
- filo elettrico e 2 morsetti a coccodrillo
- becher da 200 mL
- matracci da 500 mL
- spatoline
- spruzzetta
- bilancia



Reagenti

- acqua distillata
- acido cloridrico HCl, soluzione diluita
- idrossido di sodio NaOH, soluzione diluita
- acido acetico CH₃COOH, soluzione diluita
- alcol etilico
- cloruro di sodio NaCl
- solfati rameico CuSO₄
- zucchero glucosio C₆H₁₂O₆



Procedimento

Prima parte: preparazione delle soluzioni 1M

- per preparare le soluzioni 1M dei diversi composti è necessario pesare una quantità in grammi di soluto pari alla massa molare; per preparare 500 mL di soluzione bisognerà pesare una quantità pari alla metà della massa molare
- introdurre accuratamente la sostanza pesata all'interno del matraccio da 500 mL e aggiungere acqua distillata per sciogliere il composto, portando poi a volume

Seconda parte: preparazione del circuito

- versare per ogni prova 100 mL della soluzione in un becher da 200 mL
- collegare la pila o l'alimentatore con i due elettrodi, inserendo in serie la lampadina.
- verificare l'accensione della lampadina quando i due elettrodi vengono messi a contatto tra loro

Terza parte: esecuzione delle prove di conducibilità

- immergere gli elettrodi, in modo che non si tocchino, in acqua distillata. La lampadina non si accende, mostrando che non si ha conduzione di corrente
- immergere successivamente gli elettrodi in soluzioni di diverse sostanze osservando che la lampadina si accende, a prova della conducibilità delle soluzioni
- osservare e annotare anche l'intensità della luce, che indica in modo grossolano l'intensità della conducibilità

N.B. E' necessario per ogni prova usare un becher diverso. Nel caso in cui non se ne disponesse a sufficienza, si può usare lo stesso, purché sia ogni volta ben lavato e asciugato.
E' importante, inoltre, che dopo ogni prova gli elettrodi vengano lavati ripetutamente con acqua distillata e asciugati con carta da filtro.

Conducibilità elettrica delle soluzioni		
Soluzione	Conduce corrente	Osservazioni
Acqua pura
Acido cloridrico
Iidrossido di sodio
Acido acetico
Alcol etilico
Cloruro di sodio
Solfato rameico
Zucchero ((glucosio)

Spiegazione

Gli elettroliti sono sostanze le cui soluzioni conducono la corrente elettrica, a causa della presenza di ioni derivanti dalla dissociazione o dalla ionizzazione della sostanza. In assenza di ioni, l'acqua pura non conduce la corrente.

Sono elettroliti:

i **sali** che si dissociano in ioni positivi e negativi $BA \leftrightarrow B^+ + A^-$
 gli **acidi**, che si ionizzano liberando ioni H^+ $HA \leftrightarrow H^+ + A^-$
 le **basi**, che si ionizzano liberando ioni OH^- $BOH \leftrightarrow B^+ + OH^-$

Secondo il loro grado di ionizzazione (o dissociazione), gli elettroliti si distinguono in forti, se sono completamente ionizzati o dissociati in soluzione, e deboli, se sono ionizzati soltanto parzialmente.

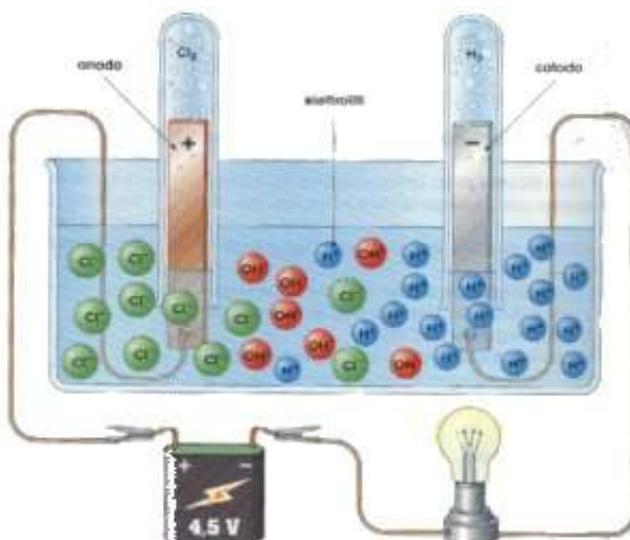
Gli elettroliti sono detti conduttori di seconda specie per differenziarli dai conduttori di prima specie, come i metalli, in cui la conduzione elettrica è dovuta a un flusso di elettroni.

Il meccanismo della conduzione elettrolitica è dovuto al fatto che, quando in una soluzione elettrolitica si trovano due conduttori collegati a un circuito elettrico (elettrodi), gli ioni tendono a migrare verso gli elettrodi di segno opposto e, a contatto con questi, perdono la loro carica.

Gli ioni positivi (cationi), a contatto con l'elettrodo negativo (catodo), acquistano elettroni (cioè si riducono) e si trasformano in atomi neutri e subito dopo in molecole. Gli ioni negativi (anioni), a contatto con l'elettrodo positivo (anodo), si scaricano cedendo i loro elettroni (si ossidano).

La continua sottrazione di elettroni dall'elettrodo negativo e la contemporanea immissione di elettroni all'elettrodo positivo, stabilisce il passaggio della corrente nel circuito elettrico.

Dal momento che tutte le soluzioni hanno la stessa concentrazione (1M), la maggiore o minore luminosità della lampadina dipende soltanto dalla maggiore o minore forza dell'elettrolita.



14. L'ELETTROLISI DELL'ACQUA (con il voltmetro di Hoffmann)

Obiettivo

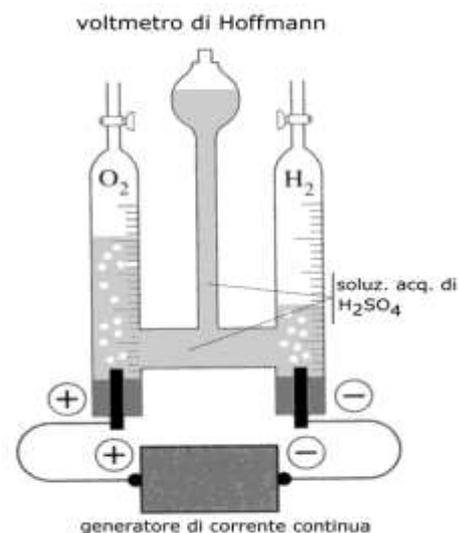
Studiare le reazioni chimiche provocate dal passaggio di corrente

Materiale occorrente

- voltmetro di Hoffmann
- cavetti di collegamento
- morsetti
- alimentatore
- provette
- fiammiferi
- soluzione di solfato di calcio Na_2SO_4 al 5%
- soluzione di NaOH al 5%
- soluzione di H_2SO_4 al 5%
- indicatore universale

Montaggio del voltmetro di Hoffmann

Il voltmetro è uno strumento che permette di raccogliere e misurare il volume di gas prodotto durante l'elettrolisi. Consiste in due canne di vetro graduate, collegate tra loro e con un ampolla centrale. In ogni tubo di vetro è inserito un elettrodo di platino o di grafite, che si collega, tramite un morsetto, a un alimentatore di corrente continua.



Procedimento

- aprire i rubinetti nei tubi laterali del voltmetro e versare la soluzione diluita scelta nell'ampolla centrale fino al raggiungimento della tacca dello zero nei tubi laterali
- chiudere i rubinetti non appena la soluzione nei tubi laterali raggiunge il livello dello zero
- collegare gli elettrodi tramite due cavi al generatore di corrente e accendere l'alimentatore. Da questo momento fluisce corrente elettrica all'interno del voltmetro
- indicare sul voltmetro e contrassegnare il tubo contenente l'elettrodo positivo (anodo) con 1 e l'elettrodo negativo (catodo) con 2.
- una volta acceso il generatore, si nota uno sviluppo di gas ai due elettrodi

Parte prima : elettrolisi di una soluzione acquosa diluita di Na_2SO_4

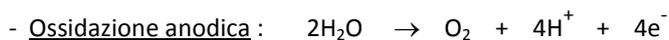
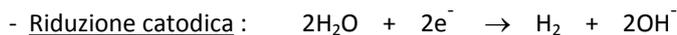
Si utilizza una soluzione di Na_2SO_4 al 5% cui sono state aggiunte alcune gocce di indicatore universale.

Il risultato del passaggio di corrente elettrica continua è la decomposizione dell'acqua. Gli ioni Na^+ e SO_4^{2-} non partecipano direttamente alla reazione, ma la loro presenza è indispensabile. L'acqua pura, infatti, è un cattivo conduttore e questo rende praticamente impossibile far avvenire il processo elettrolitico. L'elettrolita aggiunto aumenta la conducibilità elettrica della soluzione e quindi la velocità di reazione.

Prima dell'elettrolisi sono presenti nella soluzione molecole di H_2O dipolari, ioni Na^+ e SO_4^{2-} provenienti dalla dissociazione del sale. Innescando l'elettrolisi si ottiene una migrazione di ioni e molecole, e cioè:

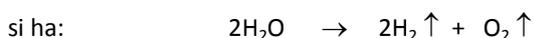
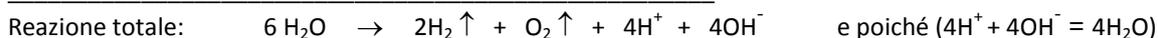
- Al catodo (-) migrano gli ioni a carica positiva Na^+ e le molecole di H_2O .
Si ha la riduzione di molecole di H_2O in quanto il loro potenziale redox ($E^\circ_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,83 \text{ v}$) è maggiore di quello di Na^+ ($E^\circ_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ v}$)
- All'anodo (+) migrano gli ioni a carica negativa SO_4^{2-} , e le molecole di H_2O .
Si ha ossidazione di molecole di H_2O in virtù del loro potenziale ($E^\circ_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = +1,23 \text{ v}$) minore di quello di SO_4^{2-} ($E^\circ_{\text{SO}_4^{2-}/\text{S}_2\text{O}_8^{2-}} = +2,05 \text{ v}$)

Avvengono le seguenti reazioni ossidoriduttive:



Quindi all'elettrodo negativo (catodo) si sviluppa idrogeno gassoso e l'indicatore universale assume un colore blu indice di un ambiente basico dovuto agli ioni OH^- (la soluzione iniziale era di colore giallo-verde), mentre all'elettrodo positivo (anodo) si sviluppa ossigeno e l'indicatore universale assume un colore rosso indice di un ambiente acido dovuto agli ioni H^+ (la soluzione iniziale era di colore giallo-verde).

Per ricavare l'equazione totale è necessario moltiplicare per 2 la reazione di riduzione e sommare le due semireazioni.

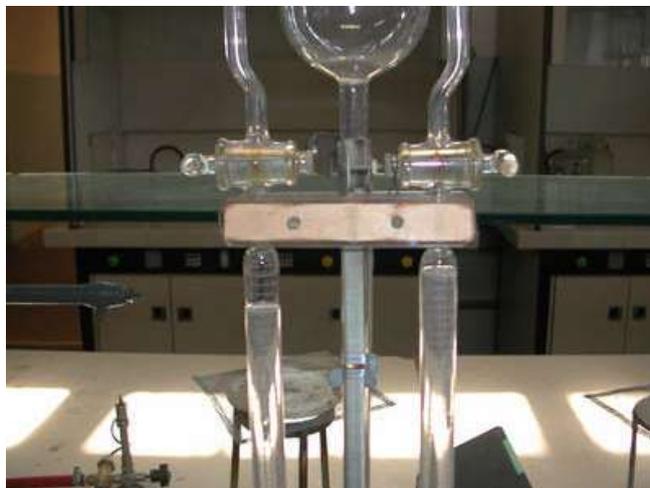


Osservazioni

Lasciamo in funzione l'apparecchio sino a far scendere di qualche centimetro il livello del liquido all'interno dei tubi. Successivamente se proviamo a variare (aumentando o diminuendo) la corrente, osserviamo che l'intensità con cui le bolle di gas si sviluppano dagli elettrodi, rispettivamente, aumenta o diminuisce.

Osserviamo anche che le bolle di gas che si sviluppano in corrispondenza dei due elettrodi non sono di uguale grandezza; il volume di gas che si raccoglie all'estremità superiore dei due elettrodi non è uguale, ma l'uno è all'incirca il doppio dell'altro. Osservando la reazione globale di elettrolisi dell'acqua ($2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$), si vede che per ogni molecola di ossigeno che si forma, se ne formano due di idrogeno; pertanto, si può ipotizzare che il gas che si raccoglie con volume maggiore sia idrogeno e l'altro ossigeno (Fig. 1)

Fig.1 - Particolare dell'apparecchio di Hofmann, dove è possibile osservare che, nei limiti dell'errore, il volume di idrogeno prodotto (colonna di sinistra) è il doppio del volume di ossigeno (colonna di destra)



Dopo aver spento l'alimentatore, leggiamo i volumi dei gas raccolti nei due tubi e riportiamo sia le osservazioni che i dati le seguenti prove nella tabella 1.

Per poter stabilire la natura del gas sviluppatosi agli elettrodi è possibile eseguire le seguenti prove:

Tab. 1

	Catodo (Elettrodo -)	Anodo (Elettrodo +)
Volume del gas raccolto (cm ³)		
Colore dell'indicatore		
Prove per stabilire la natura del gas		
Osservazioni		

- a) prepariamo un fiammifero appena spento, ma in modo tale che rimanga ancora della brace. Avviciniamolo al rubinetto dell'elettrodo carico positivamente (anodo), che apriremo bruscamente per un brevissimo intervallo di tempo. La fiamma, in presenza del gas, si ravviva, confermando in questo modo la presenza di ossigeno, gas che alimenta la combustione (Fig. 2)
- b) raccogliamo il gas rimasto nel tubo dell'elettrodo negativo (catodo) utilizzando una provetta capovolta sul rubinetto (attenzione a non far uscire l'acqua). Mantenendo la provetta capovolta, cioè con l'imboccatura verso il basso, introduciamo un fiammifero acceso. Il gas presente brucia con un piccolo scoppio e sulla parete della provetta condensa del vapore acqueo. In questo caso il gas raccolto è idrogeno (Fig. 3)

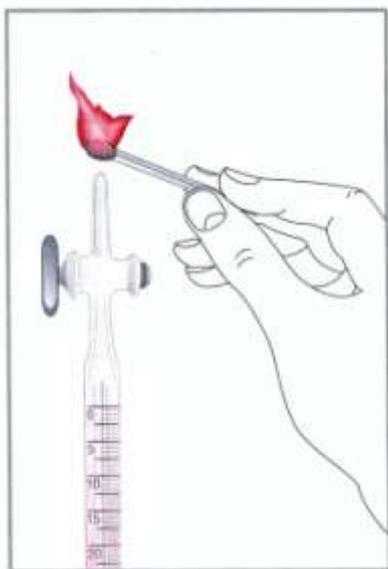


Fig. 2



Fig. 3

Parte seconda : elettrolisi di una soluzione diluita di NaOH

Si utilizza una soluzione ca. 5% di NaOH. Prima dell'innesco dell'elettrolisi sono presenti in soluzione molecole dipolari di H₂O e gli ioni OH⁻ e Na⁺ provenienti dalla dissociazione della base. Attivando la reazione elettrolitica si ottiene una migrazione di ioni e molecole, e cioè:

- Al catodo (-) migrano gli ioni a carica positiva Na⁺ e le molecole di H₂O.
Si ha la riduzione di molecole di H₂O in quanto il loro potenziale redox ($E^\circ_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,83 \text{ v}$) è maggiore di quello di Na⁺ ($E^\circ_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ v}$)
- All'anodo (+) migrano gli ioni a carica negativa OH⁻ e le molecole di H₂O.
Si ha ossidazione di ioni OH⁻ in quanto il loro potenziale ($E^\circ_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = +0,40 \text{ v}$) è minore di quello di H₂O ($E^\circ_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = +1,25 \text{ v}$)

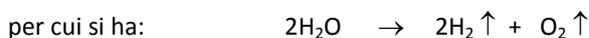
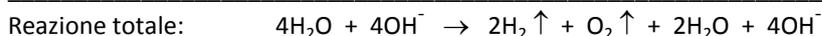
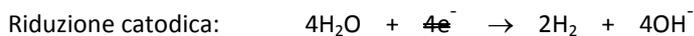
Avvengono le seguenti reazioni ossidoriduttive:

- Riduzione catodica : $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
- Ossidazione anodica : $4\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$

Quindi all'elettrodo negativo (catodo) si sviluppa idrogeno gassoso e l'indicatore universale assume un colore blu indice di un ambiente basico dovuto agli ioni OH⁻ (la soluzione iniziale era di colore giallo-verde), mentre all'elettrodo

positivo (anodo) si sviluppa ossigeno e l'indicatore universale assume un colore rosso indice di un ambiente acido dovuto agli ioni H^+ (la soluzione iniziale era di colore giallo-verde).

Per ricavare l'equazione totale è necessario moltiplicare per 2 la reazione di riduzione e sommare le due semireazioni.



Parte terza : elettrolisi di una soluzione diluita di H_2SO_4

Si utilizza una soluzione di acido solforico H_2SO_4 al 5% ca. Prima dell'elettrolisi sono presenti nella soluzione molecole dipolari di H_2O e gli ioni H^+ e SO_4^{2-} provenienti dalla dissociazione dell'acido. Innescando la reazione elettrolitica si ottiene una migrazione di ioni e molecole, e cioè:

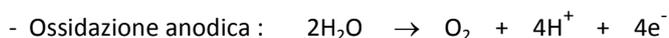
- Al catodo (-) migrano gli ioni a carica positiva H^+ e le molecole di H_2O .

Si ha la riduzione di ioni H^+ in quanto il loro potenziale redox ($E^\circ_{H^+/H_2} = -0,00 \text{ v}$) è maggiore di quello di H_2O ($E^\circ_{H_2O/H_2} = -0,83 \text{ v}$)

- All'anodo (+) migrano gli ioni a carica negativa SO_4^{2-} , e le molecole di H_2O .

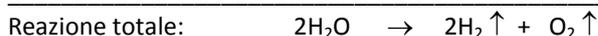
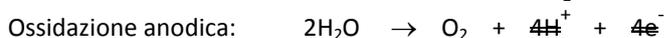
Si ha ossidazione di molecole di H_2O in virtù del loro potenziale ($E^\circ_{O_2/H_2O} = +1,23 \text{ v}$) minore di quello di SO_4^{2-} ($E^\circ_{SO_4^{2-}/S_2O_8^{2-}} = +2,05 \text{ v}$)

Avvengono le seguenti reazioni ossidoriduttive:



Quindi all'elettrodo negativo (catodo) si sviluppa idrogeno gassoso e l'indicatore universale assume un colore blu indice di un ambiente basico dovuto alla sottrazione di ioni H^+ dalla soluzione (la soluzione iniziale era di colore giallo-verde), mentre all'elettrodo positivo (anodo) si sviluppa ossigeno e l'indicatore universale assume un colore rosso indice di un ambiente acido dovuto agli ioni H^+ (la soluzione iniziale era di colore giallo-verde).

Per ricavare l'equazione totale è necessario moltiplicare per 2 la reazione di riduzione e sommare le due semireazioni.



N.B. Le reazioni elettrolitiche possono continuare fino a che nel voltmetro sia presente acqua o fino a che le concentrazioni degli ioni dissociati del sale, dall'acido o dalla base non aumentino troppo.

Al termine di ciascuna $dH_2/O_2 = 2/1$, in conformità alla legge di Avogadro che dice "...volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, contengono lo stesso numero di moli..."

Video collegati

<https://www.youtube.com/watch?v=vTj-4hbjFnQ>

<https://www.youtube.com/watch?v=rVb59rZseRc>

15. IL DIAVOLETTO DI CARTESIO

Premessa

Il **diavoletto** è uno strumento di misurazione della pressione dei liquidi. Deve il suo nome a quello di René Descartes (1596-1650) latinizzato in *Cartesius*. Si attribuisce infatti la sua ideazione a Cartesio, nel 1640; in realtà però fu inventato dall'italiano Raffaello Magiotti e descritto per la prima volta nel 1648.

Principio di funzionamento

Il diavoletto contiene aria all'interno e presenta un forellino all'estremità inferiore (la coda), attraverso il quale può entrare l'acqua. Viene messo all'interno di un contenitore chiuso da una membrana su cui è possibile agire modificando la pressione sul liquido.



Determinando una variazione di pressione del liquido circostante al diavoletto si determina una variazione del volume dell'aria all'interno dello strumento che scende o sale rispettivamente a seconda se si aumenta o si diminuisce la pressione dall'esterno.

In particolare se si aumenta la pressione (premendo sulla membrana) si determina la discesa del diavoletto perché l'acqua affluisce al suo interno comprimendo l'aria che riduce quindi il suo volume; poiché il peso dell'aria rimane invariato ma il suo volume si riduce, la densità dello strumento aumenta e si riduce la spinta verso l'alto. Quando il peso è maggiore della spinta, il diavoletto affonda.

Al contrario, rilasciando la membrana si riduce la pressione sul liquido, l'acqua esce dal foro del diavoletto e l'aria all'interno aumenta il suo volume; in questo modo la densità del diavoletto diminuisce e aumenta la spinta verso l'alto. Quando il peso dello strumento è minore della spinta, il diavoletto risale.



Materiale occorrente per la costruzione di un diavoletto

Diversi oggetti possono essere utilizzati per costruire un diavoletto di Cartesio: pallina di foglio di alluminio, bustine di plastica di ketchup e senape, boccette di profumi, pipetta zavorrata in materiale plastico, siringa zavorrata, etc. In questa esperienza si costruirà un diavoletto con un cappuccetto di penna e plastilina. Occorrono quindi:

- bottiglia di plastica trasparente da 1 o 1,5 litri
- acqua
- cappuccetto di penna (preferibilmente trasparente)
- plastilina



Procedimento

- applicare una pallina di plastilina alla stanghetta del cappuccio; non metterne troppa altrimenti il sub affonda
- riempire la bottiglia con acqua
- calare il subacqueo nella bottiglia e avvitare il tappo
- per far immergere il sub premere la bottiglia, mentre per farlo risalire eliminare la pressione sulla bottiglia

Spiegazione

L'esperimento si basa sul principio di Archimede. Se si osserva il sub da vicino si potrà osservare che al suo interno vi è intrappolata una bolla d'aria. Quando si schiacciano i fianchi della bottiglia, il sub affonda perché l'aria della bolla viene compressa dall'acqua che entra nel tappo e il sub diventa troppo pesante per galleggiare.

Quando si lascia andare la bottiglia il sub risale perché l'acqua esce dal tappo e la bolla d'aria può nuovamente dilatarsi.

Video collegati

https://www.youtube.com/watch?v=tTElcTfjr_o&feature=player_detailpage

https://www.youtube.com/watch?feature=player_detailpage&v=N3LhfVROU64

https://www.youtube.com/watch?feature=player_detailpage&v=SbF3xYQ3buc

https://www.youtube.com/watch?feature=player_detailpage&v=DtqVfJRGsaE

https://www.youtube.com/watch?feature=player_detailpage&v=BjlgmSOEKsE